

Д. І. Мычко, К. М. Прахарэвіч, І. І. Барушка

ХІМІЯ

11



ПЕРЫЯДЫЧНАЯ СІСТЭМА ХІМІЧНЫХ ЭЛЕМЕНТАЎ Д. І. МЕНДЗЯЛЕЕВА

[illegible]

ТАБЛІЦА РАСТВОРАЛЬНАСЦІ СОЛЕЙ, КІСЛОТ І АСНОЎ У ВАДЗЕ (пры 20 °С)

Аніёны	Катыёны																				
	K ⁺	Na ⁺	Li ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	NH ₄ ⁺	Ag ⁺	Mn ²⁺	Fe ²⁺	Ni ²⁺	Cu ²⁺	Zn ²⁺	Pb ²⁺	Hg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ³⁺	H ⁺		
I ⁻	P	P	P	P	P	P	P	H	P	P	P	—	P	M	H	P	P	—	P	Моцныя кіслоты	
Br ⁻	P	P	P	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	M	M	P	P	P	P		
Cl ⁻	P	P	P	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	M	P	P	P	P	P		
SO ₄ ²⁻	P	P	P	H	M	P	P	M	P	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P		
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P		
F ⁻	P	P	M	M	H	M	P	P	M	M	P	P	P	M	—	M	P	M	P	Слабыя кіслоты	
PO ₄ ³⁻	P	P	M	H	H	H	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	M	P		
SO ₃ ²⁻	P	P	P	H	H	M	P	H	H	M	H	—	M	H	—	—	—	—	P		
CO ₃ ²⁻	P	P	P	H	H	M	P	H	H	H	H	H	H	H	—	—	—	—	M		
S ²⁻	P	P	P	P	M	—	P	H	H	H	H	H	H	H	H	—	—	—	M		
SiO ₃ ²⁻	P	P	M	M	H	H	—	H	H	H	H	H	H	H	—	—	—	—	H		
HCOO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P		
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P		
OH ⁻	P	P	P	P	M	H	P	—	H	H	H	H	H	H	—	H	H	H	H ₂ O		
	Моцныя асновы					Слабыя асновы															

P

— растваральныя
(больш за 1 г на 100 г вады)

М

— маларастваральныя
(ад 0,01 г да 1 г на 100 г вады)

Н

— нерастваральныя
(менш за 0,01 г на 100 г вады)

—

— не існуюць або раскладаюцца
ў водным асяроддзі

РАД АКТЫЎНАСЦІ МЕТАЛАЎ

Аднаўленчыя ўласцівасці металаў узмацняюцца



Li K Ba Sr Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Ni Sn Pb (H₂) Cu Hg Ag Pd Pt Au



Аксіляльныя ўласцівасці іонаў металаў узмацняюцца

Д. І. Мычко, К. М. Прахарэвіч, І. І. Барушка

ХІМІЯ

Вучэбны дапаможнік для **11** класа ўстаноў агульнай сярэдняй
адукацыі з беларускай мовай навучання
(з электронным дадаткам для павышанага ўзроўню)

Пад рэдакцыяй Т. М. Вараб'ёвай

*Данушчана Міністэрствам адукацыі
Рэспублікі Беларусь*

Мінск
«Адукацыя і выхаванне»
2021

Правообладатель Адукацыя і выхаванне

УДК 54(075.3=161.3)

ББК 24я721

М95

Пераклад з рускай *В. В. Мінянковай і К. М. Пучынскай*

Р э ц е н з е н т ы: Вучоны савет дзяржаўнай навуковай установы «Інстытут агульнай і неарганічнай хіміі Нацыянальнай акадэміі навук Беларусі» (доктар хімічных навук, прафесар, член-карэспандэнт Нацыянальнай акадэміі навук Беларусі, дырэктар інстытута *А. І. Кулак*); настаўнік хіміі вышэйшай кваліфікацыйнай катэгорыі дзяржаўнай установы адукацыі «Сярэдняя школа № 95 г. Мінска» *У. У. Боган*



Электронны дадатак для павышанага ўзроўню размешчаны на рэсурсе profil.adu.by

Пры мастацкім афармленні вучэбнага дапаможніка выкарыстаны ілюстрацыі, набытыя ва ўстаноўленым заканадаўствам парадку на гандлёвай пляцоўцы Shutterstock

ISBN 978-985-599-299-9

- © Мычко Д. І., Прахарэвіч К. М., Барушка І. І., 2021
- © Мінянкова В. В., Пучынская К. М., пераклад на беларускую мову, 2021
- © Афармленне. РУП «Выдавецтва “Адукацыя і выхаванне”», 2021

Правообладатель Адукацыя і выхаванне

Дарагія сябры!

У гэтым годзе вы працягваеце вывучэнне хіміі. У вас ужо назапасілася дастатковая колькасць хімічных ведаў. Цяпер неабходна іх абагульніць і прывесці ў сістэму. Асновай для гэтага стануць як нааўныя, так і новыя тэарэтычныя ўяўленні аб прыродзе міжатамных узаемадзеянняў, будове рэчываў, заканамернасцях працякання хімічных рэакцый, хіміі раствораў, уласцівасцях асноўных класаў неарганічных злучэнняў.

Важная задача вывучэння хіміі ў гэтым годзе — больш шырока зірнуць на хімію як навуку, на яе магутны стваральны патэнцыял, які адкрывае перад чалавецтвам вялізныя магчымасці для ўстойлівага развіцця ў сучасным свеце.

Вывучэнне хіміі дапаможа вам набыць кампетэнцыі, неабходныя для рацыянальнай дзейнасці ў свеце рэчываў і хімічных ператварэнняў на аснове ведаў пра ўласцівасці найважнейшых рэчываў, якія акружаюць чалавека ў штодзённым жыцці, прыродзе, прамысловасці.

Асноўная мэта вывучэння хіміі на павышаным узроўні — атрымаць веды, уменні, навыкі, якія стануць асновай вашай далейшай адукацыі ў галіне хіміі і сумежных з ёй навук.

Вучэбны матэрыял прадстаўлены так, каб вы ўбачылі прыкладны аспект хімічных паняццяў, што вывучаюцца, навучыліся рашаць практычныя задачы, змаглі зразумець сучасны свет хіміі. Бо ў далейшым ад вас будуць чакаць не простага ўзнаўлення завучаных азначэнняў, а здольнасці творча прымяняць веды ў канкрэтных бытавых і вытворчых сітуацыях.

У дадзеным вучэбным дапаможніку тэксты параграфавых маюць пэўную структуру, змяшчаюць схемы, малюнкi, фатаграфіі, графікі, дыяграмы, прыклады рашэння колькасных і разліковых задач. Абагульняльныя табліцы дазваляюць самастойна правесці параўнальны аналіз фактычнага матэрыялу аб хімічных элементах, рэчывах, іх фізічных і хімічных уласцівасцях.

Каб сканцэнтравалі вашу ўвагу на найважнейшых паняццях, у канцы кожнага параграфа сфармуляваны і выдзелены вывады. Для вывучэння хіміі

на павышаным узроўні ў канцы кожнага параграфа прыведзены пытанні для самакантролю. Правільных адказаў можа быць ад аднаго да чатырох.

Значная ўвага нададзена хімічнаму эксперыменту: вам прапануецца выка-
наць дзевяць лабараторных доследаў і чатыры практычныя работы, апісаць
шэраг дэманстрацыйных доследаў, правесці разумовы эксперымент.

Піктаграмамі адзначаны рубрыкі:



— *дадатковы матэрыял*;



— *пайторым вывучанае*;



— *матэрыялы павышанага ўзроўню*.

У канцы кожнага параграфа ў раздзеле «Пытанні, заданні, задачы» пра-
панаваны матэрыял, які дазваляе праверыць атрыманыя веды і перавесці іх
у форму актыўнага прымянення. Прапанаваныя пытанні, заданні і задачы ад-
павядаюць логіцы і зместу як асобнага параграфа або раздзела, так і прадме-
та ў цэлым. Яны маюць розныя ўзроўні складанасці і размешчаны, як праві-
ла, у парадку яе ўзрастання.



Калі, вывучаючы матэрыял, вы сустрэнеце паняцце, сэнс якога вам неаб-
ходна ўдакладніць, прадметны паказальнік дапаможа вам знайсці старонку,
дзе гэтае паняцце растлумачана. Памочнікамі ў пошуку інфармацыі вам бу-
дуць і інтэрнэт-рэсурсы нацыянальнага адукацыйнага партала, на які вы змо-
жаце выйсці па QR-кодзе.

Пспехаў вам у вывучэнні хіміі!

Аўтары

РАЗДЗЕЛ I

АСНОЎНЫЯ ПАНЯЦЦІ І ЗАКОНЫ ХІМІІ

Вывучаючы матэрыял першага раздзела, вы сістэматызуеце звесткі аб асноўных паняццях, законах хіміі, фізічных велічынях, якія будуць выкарыстоўвацца, класіфікацыі неарганічных злучэнняў, што дапаможа вам у фарміраванні сістэмы хімічных ведаў і вопыту іх прымянення.

Найважнейшыя паняцці тэмы: рэчыва, атам, малекула, хімічны элемент, простае і складанае рэчыва, малекулярная і немалекулярная будова рэчыва, формульная адзінка, хімічная формула, колькасць рэчыва, масавая доля рэчыва ў сумесі, аб'ёмная доля газу ў газавай сумесі, малярны аб'ём газу.

§ 1. Хімія. Рэчыва, хімічны элемент, атам

У параграфе прыведзены раней вывучаныя паняцці і азначэнні: што такое хімія, рэчыва, яго фізічныя ўласцівасці, хімічны элемент, атам, яго маса, памер, іоны, малекулы, а таксама нагадваецца аб тым, як разлічыць масавую долю рэчыва ў сумесі і аб'ёмную долю газу ў сумесі. Гэты матэрыял прыведзены для паўтарэння ў сістэматызаваным выглядзе.

Хімія — *навука, якая вывучае рэчывы, іх састаў, будову, уласцівасці, хімічныя ператварэнні адных рэчываў у іншыя.*

Хімію як навуку падзяляюць на шэраг галін: неарганічную, арганічную, біяарганічную, аналітычную, фізічную, фармацэўтычную хімію, нанахімію і інш. Адрозненне ў галінах вызначаецца прыродай рэчываў, што вывучаюцца, і іх ператварэнняў, а таксама характарам задач, якія вырашаюцца.

Падкрэсліваючы спецыфіку сваіх даследаванняў, хімікі ўвялі паняцце «хімічнае рэчыва», хоць гэтае словазлучэнне часта спрашчаюць і называюць проста «рэчыва».

Хімічнае рэчыва — *гэта ўстойлівая сістэма часціц (атамаў, іонаў або малекул), якая валодае пэўнымі фізічнымі і хімічнымі ўласцівасцямі.*

Якасны і колькасны састаў індывідуальных хімічных рэчываў запісваюць у выглядзе хімічных формул, напрыклад: H_2O — вада, MgSO_4 — сульфат магнію, N_2 — азот, Na — натрый, NaCl — хларыд натрыю.

Хімічная формула — *гэта ўмоўны запіс саставу рэчываў з дапамогай сімвалаў хімічных элементаў і лікавых індэксаў.*

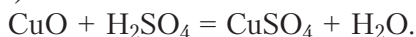
Да *фізічных уласцівасцей* рэчыва адносяць колер, шчыльнасць, цвёрдасць, тэмпературы плаўлення і кіпення і іншыя характарыстыкі, якія, як правіла, выражаюцца з дапамогай вымяральных велічынь. Так, ёд можна ахарактарызаваць наступным чынам: крышталічнае пры пакаёвай тэмпературы рэчыва цёмна-фіялетавага колеру з металічным бляскам, мала растваральнае ў вадзе, тэмпература яго кіпення роўная $184,4\text{ }^{\circ}\text{C}$, плаўлення — $113,5\text{ }^{\circ}\text{C}$, шчыльнасць складае $4,9\text{ г/см}^3$.

Хімічныя ўласцівасці рэчываў — гэта іх здольнасць ператварацца ў іншыя рэчывы пад уздзеяннем тэмпературы, ціску, выпраменьвання або іншых рэчываў.

Так, карбанат кальцыю *пад уздзеяннем тэмпературы* (а не іншых рэчываў) ператвараецца ў аксід кальцыю і вуглякіслы газ:



а аксід медзі(II), *уступаючы ва ўзаемадзеянне* з сернай кіслатой, утварае соль — сульфат медзі(II):



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

Сукупнасць атамаў з аднолькавым зарадам ядра называюць **хімічным элементарам**.

Сімвалы хімічных элементаў прыведзены ў перыядычнай сістэме хімічных элементаў Д. І. Мендзялеева. Як вам вядома, *парадкавы (атамны) нумар хімічнага элемента ў перыядычнай сістэме Д. І. Мендзялеева адпавядае адноснаму зараду ядра (Z)*. Так, парадкавы нумар 8 адпавядае адноснаму зараду ядра атама кіслароду +8, а ядро з адносным зарадам +13 мае атам алюмінію.

Атамы розных хімічных элементаў адрозніваюцца не толькі зарадам ядра, але і *масай, памерам, будовай*.

Маса атама (m_a), як і маса іншых аб'ектаў, можа выражацца ў адзінках масы сістэмы СІ — кілаграмах, напрыклад:

$$\begin{aligned} m_a(\text{Al}) &= 4,480 \cdot 10^{-26} \text{ кг}, \\ m_a(\text{C}) &= 1,993 \cdot 10^{-26} \text{ кг}. \end{aligned}$$

Значна зручней карыстацца шкалай адносных адзінак. Для характарыстыкі масы атамаў і іншых мікрачасціц у хіміі выкарыстоўваюць атамную адзінку масы — 1 а. а. м., роўную $\frac{1}{12}$ часткі масы атама вугляроду-12. Замест беларускага абазначэння атамнай адзінкі масы (**1 а. а. м.**) часта прыводзяць яе міжнароднае абазначэнне **1 u** (unit). Маса 1 u складае:

$$m_u = \frac{m_a(^{12}\text{C})}{12} = \frac{1,993 \cdot 10^{-26} \text{ кг}}{12} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г}.$$

Параўноўваючы масы атамаў з 1 *u*, атрымліваюць безразмерную велічыню, якую называюць *адноснай атамнай масай* і абазначаюць сімвалам A_r (дзе *r* – пачатковая літара лацінскага слова *relativus* – адносны):

$$A_r(\text{Al}) = \frac{m_a(\text{Al})}{m_u} = \frac{4,480 \cdot 10^{-26} \text{ кг}}{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}} \approx 27;$$

$$A_r(\text{C}) = \frac{m_a(\text{C})}{m_u} = \frac{1,993 \cdot 10^{-26} \text{ кг}}{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}} \approx 12.$$

Адносная атамная маса элемента – фізічная велічыня, роўная адносінам усярэдненай масы атамаў дадзенага элемента да $\frac{1}{12}$ часткі масы атама вугляроду-12 (^{12}C).

Адносныя атамныя масы выкарыстоўваюць у хіміі пры правядзенні разлікаў і супастаўленняў; іх значэнні прыведзены ў перыядычнай сістэме хімічных элементаў. Для разліку масы атамаў або іх адносных атамных мас можна карыстацца формуламі:

$$m_a(\text{Э}) = A_r(\text{Э}) \cdot m_u; \quad A_r(\text{Э}) = \frac{m_a(\text{Э})}{m_u}.$$

Памер атама часта характарызуюць велічынёй «радыус атама» (r_a). Гэта велічыня парадку дзясятых і сотых долей нанаметра. Так, радыус найменшага па памерах атама гелію роўны $3 \cdot 10^{-11}$ м, або 0,03 нм.

Будова атама вызначае састаў і ўласцівасці ўтвораных імі рэчываў, што будзе падрабязна разглядацца ў раздзелах II і III.

Пры ўтварэнні хімічнага рэчыва як устойлівай сістэмы часціцы атамы могуць аддаваць ці далучаць электроны, ператвараючыся ў *іоны*. Пры аддачы электронаў утвараюцца дадатна зараджаныя часціцы – *катыёны*, пры далучэнні электронаў атрымліваюцца адмоўна зараджаныя часціцы – *аніёны*. Шэраг хімічных рэчываў складаецца з катыёнаў і аніёнаў, аб'яднаных сіламі кулонаўскага ўзаемадзеяння.

Атамы могуць аб'ядноўвацца ва ўстойлівыя сістэмы таксама шляхам абгульнення электронаў з суседнімі атамамі з утварэннем незараджаных адзінак – *малекул*, здольных праяўляць хімічныя ўласцівасці ўсяго рэчыва. Больш падрабязна матэрыял аб рэчывах малекулярнай будовы прадстаўлены ў наступным параграфі, а звесткі пра будову рэчываў – у раздзеле III.

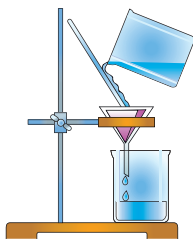
Важна разумець, што толькі ўстойлівая сістэма атамаў, або іонаў, або малекул з'яўляецца хімічным рэчывам, гэта значыць валодае і фізічнымі, і хімічнымі ўласцівасцямі. Для адной часціцы, напрыклад малекулы ёду,

сульфід-іона або атама вугляроду, не мае сэнсу весці размову аб тэмпературы кіпення, плаўлення або аграгатным стане.

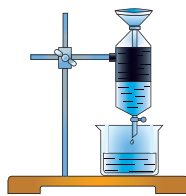
Для кожнага рэчыва характэрны свой набор уласцівасцей. Нават малая колькасць прымесей можа істотна змяніць гэтыя ўласцівасці. У прыродзе рэчывы звычайна знаходзяцца ў сумесі з іншымі рэчывамі. Таму для практычнага выкарыстання або правядзення даследаванняў рэчыва неабходна атрымаць яго ў чыстым выглядзе, гэта значыць вылучыць з сумесі, ачысціць ад прымесей. З гэтай мэтай як у лабараторнай практыцы, так і ў вытворчых умовах выкарыстоўваюць розныя метады раздзелу сумесей рэчываў і іх ачысткі. Яны заснаваны на адрозненні ўласцівасцей рэчываў, якія раздзяляюцца: розныя тэмпературы плаўлення або кіпення, шчыльнасць, растваральнасць і інш. Найбольш распаўсюджаныя такія метады ачысткі, як фільтраванне (мал. 1), адстойванне (мал. 2), перакрышталізацыя, перагонка (мал. 3). Вылучыць рэчыва з раствору можна выпарваннем (мал. 4), а раздзяліць сумесь вадкіх рэчываў — рэктыфікацыяй (мал. 5).



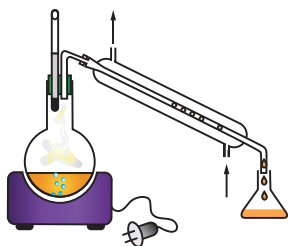
Для раздзялення газаў могуць быць выкарыстаны «малекулярныя сіты», напрыклад крышталічныя алюмасілікаты, якія характарызуюцца дакладным і аднародным памерам пор. Поры прапускаюць невялікія малекулы, але затрымліваюць буйнейшыя. Для аднаўлення актыўнасці «малекулярных сітаў» іх неабходна прагрэць або прадзьмуць газам.



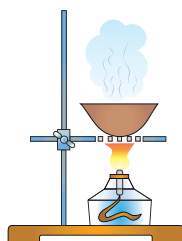
Мал. 1. Фільтраванне



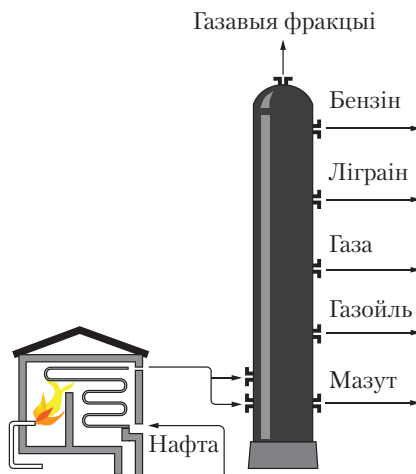
Мал. 2. Адстойванне



Мал. 3. Перагонка вадкасці



Мал. 4. Выпарванне



Мал. 5. Раздзяленне нафты на фракцыі ў рэктыфікацыйнай калоне

Утрыманне рэчыва ў сумесі можна характарызаваць масавай і аб'ёмнай долямі.

Масавую долю рэчыва *разлічваюць як адносіны масы рэчыва да масы ўсёй сумесі:*

$$\omega(\text{р-ва}) = \frac{m(\text{р-ва})}{m(\text{сумесі})}.$$

Масавая доля рэчыва — безразмерная велічыня. Найчасцей яе выражаюць у працэнтах. Для гэтага атрыманую безразмерную велічыню памнажаюць на 100.

Так, масавай доляй характарызуюць утрыманне асноўных кампанентаў у прадуктах харчавання, прымесей у хімічных рэактывах, горных пародах, угнаеннях, дзейнага рэчыва ў медыцынскіх прэпаратах і г. д. Напрыклад, масавая доля тлушчаў у малацэ складае ад 1 да 6 %, у сметанковым масле — 50–82,5 %, воцатнай кіслаты ў воцаце — 3–9 %, ёду ў спіртавым раствору — 5 %. Варта адзначыць, што масавая доля не залежыць ад велічыні порцыі сумесі, яна вызначаецца толькі суадносінамі кампанентаў сумесі.

Аб'ёмная доля газу ў сумесі. Сумесі ўтвараюць не толькі цвёрдыя або вадкія рэчывы, але і газы, таму для газу часта разлічваюць *аб'ёмную долю як адносіны аб'ёму газу да агульнага аб'ёму сумесі:*

$$\varphi(\text{газу}) = \frac{V(\text{газу})}{V(\text{сумесі})}.$$

Так, утрыманне кіслароду па аб'ёме ў паветры складае 21 %, гэта значыць яго аб'ёмная доля $\varphi(\text{O}_2) = 21 \%$ (пры гэтым яго масавая доля роўная 23 %).

Абсалютна чыстых рэчываў не бывае. Ступень чысціні рэчываў колькасна ацэньваюць *масавай доляй* — адносінамі масы асноўнага рэчыва (ідэальна чыстага) да масы рэальнага рэчыва з прымесямі.

Прыклад 1. Аналіз пробы залатога банкаўскага злітка масай 1,00000 г паказаў, што ў ім утрымліваецца 0,99994 г чыстага золата. Гэта азначае, што ступень чысціні такога золата складае:

$$\omega(\text{Au}) = \frac{m(\text{Au})}{m(\text{злітка})} = \frac{0,99994 \text{ г}}{1,00000 \text{ г}} = 0,99994, \text{ ці } 99,994 \%.$$

Астатнія 0,006 % у гэтым злітку прыпадаюць на розныя прымесі (іншыя рэчывы).

Выбар рэчываў па чысціні вызначаецца мэтамі іх прымянення. Напрыклад, неабходная чысціня германію, які выкарыстоўваецца ў паўправадніковых прыладах, павінна складаць 99,99999999 %.

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

Хімічны элемент — гэта сукупнасць атамаў з аднолькавым дадатным зарадам ядраў. Атамы розных хімічных элементаў адрозніваюцца зарадам ядраў, масай, памерамі і будовай.

Адносная атамная маса элемента — фізічная велічыня, роўная адносінам усярэдненай масы атамаў дадзенага элемента да $\frac{1}{12}$ часткі масы атама вугляроду-12 (^{12}C).

Хімічнае рэчыва — устойлівая сістэма часціц (атамаў, іонаў або малекул), якая валодае пэўнымі фізічнымі і хімічнымі ўласцівасцямі.

Пытанні, заданні, задачы

1. Запішыце назвы і сімвалы хімічных элементаў, якія маюць: а) адносныя атамныя масы 7, 14, 31, 28; б) адносны зарад ядра +12, +20, +26, +56; в) лацінскія назвы: *suprum*, *sulfur*, *oxygenium*, *hydrogenium*, *argentum*, *aurum*.

2. Выпішыце выразы, якія характарызуюць масу атама кіслароду:

- а) $m(\text{O}_2) = 32 \text{ г}$; б) $m_a(\text{O}) = 16 \text{ а. а. м.}$; в) $A_r(\text{O}) = 16$;
г) $m_a(\text{O}) = 2,66 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$; д) $\omega(\text{O}_2) = 0,23$; е) $V(\text{O}_2) = 16 \text{ дм}^3$.

3. Прапануйце спосабы: а) раздзялення вады і нафты; б) аддзялення пяску ад раствору солі; в) раздзялення расліннага алею і вады; г) вылучэння крышталёў солі з воднага раствору; д) аддзялення карбанату кальцыю ад вады.

4. Растлумачце, якія характарыстыкі адносяцца да хімічнага рэчыва, а якія да хімічнага элемента: а) атамны нумар ёду роўны 53; б) аб'ёмная доля азоту ў паветры складае 78 %; в) адносная атамная маса гелію роўная 4; г) хлор мае характэрны пах; д) алюміній — светла-серабрысты метал.

5. Маса атама нейкага элемента роўная:

- а) $3,15 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$; б) $1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$; в) $6,47 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$; г) $3,77 \cdot 10^{-25} \text{ кг}$.

Вызначце яго адносную атамную масу.

6. У якім аб'ёме паветра ўтрымліваецца 10 г кіслароду?

7. Чаму роўная масавая доля алюмінію ў жалезаалюмініевай тэрмітнай сумесі, прыгатаванай з алюмінію масай 5 кг і аксиду жалеза(III) масай 15 кг? Тэрмітная сумесь такога саставу выкарыстоўваецца для зваркі рэк.

8. Мазырскі нафтаперапрацоўчы завод разлічаны на перапрацоўку 12 млн тон нафты ў год. Разлічыце масу дызельнага паліва, якое можа быць выраблена на заводзе за 1 месяц, калі лічыць, што масавая доля такога віду паліва складае каля 32 % ад перапрацаванай нафты.

9. Нафтаперагонны завод-гігант за год можа перапрацаваць да 25 млн тон нафты. У працэсе перагонкі нафты страты складаюць каля 1 %. Ацаніце гадавыя страты пры пе-

рагонцы нафты па масе і аб'ёме на такім заводзе (прыміце сярэдняю шчыльнасць нафты $0,9 \text{ г/см}^3$).

10. Разлічыце лік атамаў у прамавугольнай алюмініевай пласцінцы даўжынёй 5 см, шырынёй 3 см і таўшчынёй 1 мм. Шчыльнасць алюмінію — $2,7 \text{ г/см}^3$. Прапануйце два спосабы рашэння.



§ 2. Простыя і складаныя рэчывы. Рэчывы малекулярнай і немалекулярнай будовы

Простыя і складаныя рэчывы

Па элементным саставе рэчывы дзеляць на простыя і складаныя.

Простыя рэчывы складаюцца з атамаў аднаго элемента, *складаныя* — з атамаў некалькіх элементаў.

З атамаў аднаго і таго ж элемента можа быць утворана некалькі розных па ўласцівасцях простых рэчываў. Так, элемент фосфар утварае рэчывы белы фосфар P_4 , чырвоны $P_{\text{чырвоны}}$ і чорны $P_{\text{чорны}}$, кісларод — уласна кісларод O_2 і азон O_3 . Простыя рэчывы аднаго і таго ж хімічнага элемента называюць яго *алатропнымі формамі (мадыфікацыямі)*.

Паняцце «простае рэчыва» нельга атаясамліваць з паняццем «хімічны элемент». Уласцівасці простага рэчыва — шчыльнасць, тэмпературы плаўлення, кіпення і інш. — адносяцца да ўстойлівай *сістэмы* або *сукупнасці* часціц рэчыва. Хімічны элемент мае характарыстыкі *асобнага* атама — зарад ядра, памеры атама, электраадмоўнасць, ступені акіслення і інш. З атамаў хімічных элементаў, а не з простых рэчываў складаюцца складаныя рэчывы: глюкоза складаецца з такіх элементаў, як вадарод, кісларод, вуглярод.

Нагадаем, што і простыя рэчывы, і асобныя атамы, як правіла, называюцца гэтак жа, як і адпаведны хімічны элемент, і абазначаюцца такімі ж сімваламі. Напрыклад, простае рэчыва медзь, хімічны элемент медзь і атам медзі абазначаюцца сімвалам Cu ; простае рэчыва азот N_2 , элемент азот N і атам азоту N .

Пры наяўнасці алатропных мадыфікацый простыя рэчывы могуць мець розныя назвы. Напрыклад, элемент вуглярод C утварае простыя рэчывы з назвамі: графіт ($C_{\text{графіт}}$), алмаз ($C_{\text{алмаз}}$), фулерэн (C_{60}).

Састаў і простага, і складанага рэчываў адлюстроўвае **хімічная формула** — умоўны запіс саставу рэчыва з дапамогай хімічных сімвалаў і лікавых індэксаў, які паказвае *якасны* і *колькасны* састаў рэчыва. Якасны састаў вызначаецца відам атамаў элементаў, якія ўтвараюць дадзенае рэчыва, а колькасны састаў паказвае суадносіны элементаў па ліку атамаў. Напрыклад, хімічная

формула карбанату кальцыю CaCO_3 паказвае, што рэчыва складанае, складаецца з элементаў кальцыю, вугляроду і кіслароду (яксны састаў), а суадносіны атамаў кальцыю, вугляроду і кіслароду ў рэчыве $1 : 1 : 3$ паказваюць колькасны састаў.

Колькасныя суадносіны атамаў у рэчыве можна ўстанавіць рознымі метадамі. Так, суадносіны атамаў вугляроду і вадароду ў метане роўныя $1 : 4$ і яго хімічная формула CH_4 , у бензоле гэтыя суадносіны роўныя $1 : 1$, але, як вам вядома, яго хімічная формула C_6H_6 . Правамерна задаць пытанне: чаму ў хімічнай формуле бензолу індэкс 6 і 6, а не 1 і 1? Чаму ў хімічнай формуле простага рэчыва вадарод H_2 індэкс 2, а формула медзі Cu індэксаў не ўтрымлівае? Каб знайсці адказы на гэтыя пытанні, паўторам вядомыя вам звесткі пра будову рэчыва.

Рэчывы малекулярнай і немалекулярнай будовы

Адрозніваюць рэчывы *малекулярнай* і *немалекулярнай* будовы. Рэчывы малекулярнай будовы складаюцца з малекул, немалекулярнай — з іонаў або атамаў.

Малекула — *найменшая электранейтральная часціца рэчыва, якая складаецца з хімічна звязаных атамаў, здольная існаваць самастойна і захоўваць хімічныя ўласцівасці ўсяго рэчыва.*

Лік атамаў у малекуле кожнага рэчыва строга пастаянны. Так, розныя метады даследавання паказваюць, што ў малекуле бензолу 12 атамаў — 6 вугляроду і 6 вадароду, значыць, і хімічная формула C_6H_6 . Хімічную формулу рэчыва малекулярнай будовы называюць *малекулярнай формулай*.

Асобная малекула праяўляе пэўныя *хімічныя ўласцівасці*, гэта значыць здольная ўступаць у хімічныя рэакцыі з утварэннем іншых рэчываў. Малекулы складаных рэчываў могуць распадацца з утварэннем іншых малекул.

Напрыклад, з малекулы этану C_2H_6 могуць утварыцца дзве іншыя малекулы — вадароду H_2 і этылену C_2H_4 . Аднак малекула не мае колеру, тэмператур плаўлення, кіпення і іншых фізічных уласцівасцей рэчыва як устойлівай сістэмы малекул. Рэчывы малекулярнай будовы адрозніваюцца, як правіла, невысокімі тэмпературамі плаўлення і кіпення. Да рэчываў малекулярнай будовы адносяцца ўсе газападобныя і вадкія пры пакаёвай тэмпературы неарганічныя рэчывы (за выключэннем ртуті), некаторыя цвёрдыя неарганічныя рэчывы (напрыклад, ёд I_2 , фосфарная кіслата H_3PO_4) і пераважная колькасць арганічных злучэнняў.

Рэчывы малекулярнай будовы складаюць больш за 90 % ад агульнай колькасці вядомых рэчываў.



Варта запомніць хімічныя формулы простых рэчываў малекулярнай будовы:

- з аднаатамнымі малекуламі (высакародныя газы) — He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn;
- з двухатамнымі малекуламі — H₂, N₂, O₂, F₂, Cl₂, Br₂, I₂;
- з большым лікам атамаў — O₃, P₄, S₈.

Рэчывы немалекулярнай будовы складаюцца з хімічна звязаных атамаў (алмаз, кварц) або зараджаных іонаў (солі, шчолачы). Пры пакаёвай тэмпературы яны звычайна ўяўляюць сабой цвёрдыя нелетучыя рэчывы з высокімі тэмпературамі кіпення і плаўлення. У іх саставе ўмоўна можна вылучыць групу атамаў або іонаў, якая шматразова паўтараецца і адпавядае найпрасцейшай формуле. Яе называюць формульнай адзінкай.

Формульная адзінка — група атамаў або іонаў, састаў якой адпавядае хімічнай (найпрасцейшай) формуле рэчыва немалекулярнай будовы.

Напрыклад, хімічная формула хларыду кальцыю CaCl₂ — рэчыва немалекулярнай будовы — паказвае як састаў формульнай адзінкі, так і найпрасцейшыя суадносіны ліку атамаў хімічных элементаў у рэчыве ў цэлым (1 : 2).

Хімічныя формулы простых рэчываў немалекулярнай будовы выражаюцца знакамі адпаведных элементаў без лікавых індэксаў — Fe, Mg, B, C, Si.

Больш дэтальна пытанні будовы рэчыва мы разгледзім у раздзеле «Хімічная сувязь і будова рэчыва».

Адносная малекулярная (формульная) маса

Маса любой малекулы роўная суме мас атамаў, якія яе ўтвараюць, а значыць, і адносная малекулярная маса (M_r) роўная суме адносных атамных мас: $M_r(\text{H}_2\text{S}) = 2 \cdot A_r(\text{H}) + A_r(\text{S}) = 2 \cdot 1 + 32 = 34$.

Аналагічна разлічваецца адносная формульная маса рэчываў немалекулярнай будовы: $M_r(\text{FeS}_2) = A_r(\text{Fe}) + 2 \cdot A_r(\text{S}) = 56 + 2 \cdot 32 = 120$.

Адноснай малекулярнай (формульнай) масай рэчыва M_r называецца безразмерная фізічная велічыня, якая паказвае, у колькі разоў маса малекулы (формульнай адзінкі) большая за адзінку атамнай масы m_u .

Па хімічнай формуле можна разлічыць масавыя долі элементаў у рэчыве: $\omega(\text{Э}) = \frac{A_r(\text{Э}) \cdot x}{M_r(\text{р-ва})}$, дзе x — лік атамаў элемента Э. Напрыклад, масавая доля серы ў пірыце:

$$\omega(\text{S}) = \frac{A_r(\text{S}) \cdot 2}{M_r(\text{FeS}_2)} = \frac{32 \cdot 2}{120} \approx 0,533, \text{ ці } 53,3 \, \%.$$

Неарганічныя рэчывы па хімічным саставе дзеляцца на простыя і складаныя. Рэчывы маюць малекулярную або немалекулярную будову. Структурнай адзінкай рэчыва малекулярнай будовы з'яўляецца малекула, немалекулярнай — формульная адзінка.

Кожная малекула або формульная адзінка характарызуецца сваім якасным і колькасным саставам.

Колькаснай характарыстыкай малекулы з'яўляецца адносная малекулярная маса M_r , формульнай адзінкі — адносная формульная маса M_f .

Пытанні, заданні, задачы

1. Выпішыце хімічныя формулы простых рэчываў: H_2S , N , N_2 , CO_2 , F_2 , Fe , $CaCl_2$, Cu , H , Br_2 , I_2 , $CaCO_3$, HNO_3 , S_8 .

2. Укажыце, якія або колькіяны састаў характарызуе сцвярдженне: а) у састаў малекулы ацэтона ўваходзяць атам вугляроду, вадароду і кіслароду; б) медзь, вуглярод, кісларод і вадарод уваходзяць у састаў малахіту; в) у кальцыніраванай содзе на два атомы натрыю прыпадае адзін атам вугляроду і тры атомы кіслароду; г) масавая доля алюмінію ў яго аксідзе роўная 53 %.

3. Вызначце, малекулярную або немалекулярную будову мае кожнае з пералічаных рэчываў: А — $T_{пл.}$ 801 °C; Б — шчыльнасць 0,76 г/дм³ (н. у.); В — $T_{кп.}$ 15 °C; Г — $T_{пл.}$ 1492 °C.

4. Разлічыце адносную малекулярную (формульную) масу рэчываў, хімічныя формулы якіх: а) NH_3 , CH_3COOH ; б) $Ca_3(PO_4)_2$, $CuSO_4 \cdot 5H_2O$.

5. Апішыце якасны і колькасны састаў фасфату кальцыю $Ca_3(PO_4)_2$.

6. Разлічыце масавую долю металу ў рэчыве, хімічная формула якога: а) $Al_2(SO_4)_3$; б) $FeSO_4 \cdot 7H_2O$.

7. Запоўніце табліцу, параўноўваючы рэчывы малекулярнай і немалекулярнай будовы па наступных параметрах: 1) найменшая структурная адзінка рэчыва; 2) трываласць сувязі паміж часціцамі (нізкая, высокая); 3) аграгатны стан пры пакаёвай тэмпературы; 4) лятучасць (здольнасць да выпарэння); 5) тэмпературы плаўлення і кіпення (нізкая, высокая); 6) прыклады рэчываў.

Параметры параўнання	Рэчывы	
	малекулярнай будовы	немалекулярнай будовы

8. Адносная формульная маса солі саставу $Э_2(SO_4)_3$ роўная 392. Вызначце хімічны элемент, пакажыце, якое з чатырох значэнняў тэмпературы плаўлення адпавядае яго прастаму рэчыву: -259 °C, -85,6 °C, 0 °C, 1890 °C. Растлумачце ваш выбар.

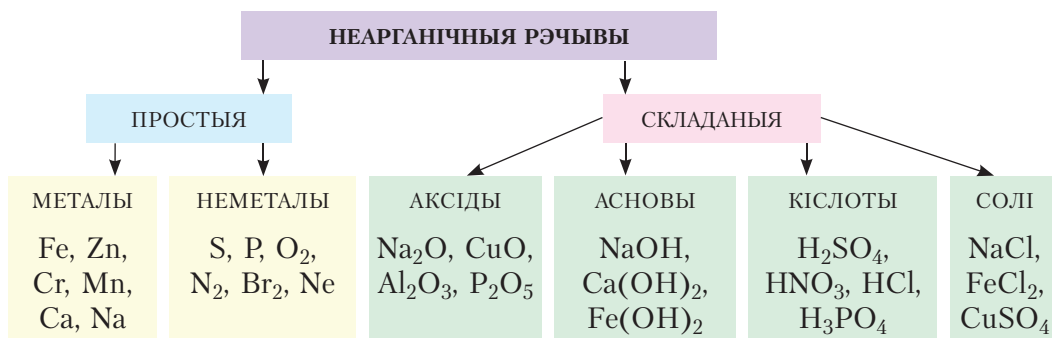
9. Вызначце масавую долю азоту ў сумесі, якая ўтрымлівае 10 г мачавіны ($(\text{NH}_2)_2\text{CO}$) і столькі ж хларыду калію.

10. Руда змяшчае мінералы FeS_2 (масавая доля 92 %), FeAsS (масавая доля 6 %) і прымесі, якія не ўтрымліваюць серу. Разлічыце масу серы, якая ўтрымліваецца ў 1 кг такой руды.



§ 3. Асноўныя класы неарганічных злучэнняў

Рэчывы, якія вывучаюцца, класіфікуюць з улікам саставу, будовы, уласцівасцей і іншых крытэрыяў. Асноўнымі класамі простых рэчываў з'яўляюцца металы і неметалы, складаных — аксіды, кіслоты, асновы і солі. Іх састаў, уласцівасці і спосабы атрымання вы вывучалі раней. У дадзеным параграфе ўспомнім прынцыпы наменклатуры і класіфікацыі рэчываў (мал. 6).



§ 3.1

§ 3.2

§ 3.3

Мал. 6. Класы неарганічных рэчываў

Металы — простыя цвёрдыя пры пакаёвай тэмпературы рэчывы (за выключэннем вадкай ртуці), якія валодаюць пластычнасцю і цеплаправоднасцю, высокай электраправоднасцю. Паліраваныя паверхні металаў заўсёды бліскучыя.

Неметалы — простыя цвёрдыя, вадкія ці газападобныя пры пакаёвай тэмпературы рэчывы. У цвёрдым стане, як правіла, непластычныя ці нават крохкія, дрэнна праводзяць цеплату і электрычны ток.

Аксіды — складаныя рэчывы, якія складаюцца з двух элементаў, адзін з якіх кісларод ($\text{Э}_x\text{O}_y$).

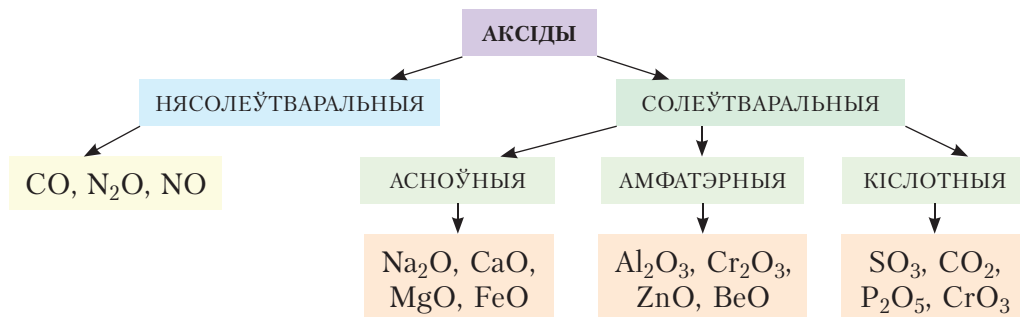
Аксіды металаў пры нармальных умовах — цвёрдыя рэчывы. Аксіды неметалаў пры гэтых жа ўмовах могуць быць у цвёрдым, вадкім і газападобным станах.

Кісларод у аксідзе праяўляе ступень акіслення -2 : $\overset{+4}{\text{C}}\overset{-2}{\text{O}}_2$ (аксід вугляроду(IV)), $\overset{+2}{\text{Ca}}\overset{-2}{\text{O}}$ (аксід кальцыю).



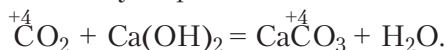
Нагадаем: калі атамы элемента могуць існаваць у розных дадатных ступенях акіслення, гэтую ступень у назвах або формулах аксідаў, асноў, солей паказваюць рымскімі лічбамі. Іх ставяць у дужках пасля назвы адпаведнага элемента, напрыклад: аксід жалеза(III), гідроксід жалеза(II), хларыд жалеза(II).

Адрозніваюць *солейтваральныя* (кіслотныя, амфатэрныя, асноўныя) і *ня-солейтваральныя* аксіды (мал. 7).



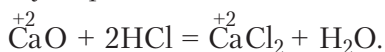
Мал. 7. Класіфікацыя аксідаў

Да *кіслотных* адносяцца аксіды, якім адпавядаюць кіслоты. Кіслотныя аксіды рэагуюць са шчолачамі з утварэннем солі і вады:



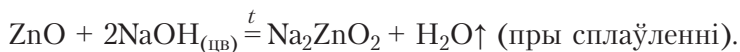
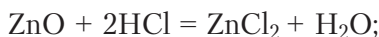
Кіслотным аксідам адпавядаюць кіслародзмяшчальныя кіслоты: аксід $\overset{+4}{\text{C}}\text{O}_2$ адпавядае кіслата $\text{H}_2\overset{+4}{\text{C}}\text{O}_3$ (ступені акіслення вугляроду аднолькавыя ў аксідзе і кіслаце).

Да *асноўных* адносяцца аксіды, якім адпавядаюць асновы. Асноўныя аксіды рэагуюць з кіслотамі з утварэннем солі і вады:



Асноўным аксідам адпавядаюць асновы. Напрыклад, аксід $\overset{+2}{\text{Ca}}\text{O}$ адпавядае аснова $\overset{+2}{\text{Ca}}(\text{OH})_2$.

Амфатэрныя аксіды рэагуюць і з кіслотамі, і са шчолачамі:



Рэакцыі амфатэрных аксідаў са шчолачамі могуць працякаць не толькі пры сплаўленні, але і ў растворах:



Злучэнне $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ адносяць да класа комплексных злучэнняў. Дадатковыя звесткі аб такіх злучэннях прыведзены ў канцы дадзенага параграфа, а таксама ў матэрыяле пра ўласцівасці амфатэрных аксідаў і гідраксідаў у раздзеле II і металаў у раздзеле VII.

Да *нясолейтваральных аксідаў* адносяць $\overset{+2}{\text{CO}}$, $\overset{+1}{\text{N}_2\text{O}}$, $\overset{+2}{\text{NO}}$. Пры пакаёвай тэмпературы яны не рэагуюць ні з кіслотамі, ні са шчолачамі.

Кіслотамі называюць складаныя рэчывы, якія змяшчаюць атам вадароду і кіслотныя астаткі, прычым атам вадароду здольны замяшчацца атамамі металаў.

Кіслоты таксама вызначаюць як электраліты, пры дысацыяцыі якіх у водных растворах у якасці катыёнаў утвараюцца толькі катыёны вадароду H^+ :



У табліцах 1 і 2 прыведзены састаў і дадзена класіфікацыя кіслот па розных прыкметах.

Табліца 1. Назвы некаторых кіслот і іх солей

Бескіслародныя кіслоты			Кіслародзмяшчальныя кіслоты (гідраксіды)		
Хімічная формула	Назва кіслаты	Назва солі	Хімічная формула	Назва кіслаты	Назва солі
HI	Ёдавадародная	Ёдыд	HNO_3	Азотная	Нітрат
HBr	Бромавадародная	Брамід	HNO_2	Азоцістая	Нітрыт
HCl	Хлоравадародная	Хларыд	H_2SO_4	Серная	Сульфат
HF	Фторавадародная	Фтарыд	H_2SO_3	Сярністая	Сульфіт
H_2S	Серавадародная	Сульфід	H_3PO_4	Фосфарная	Фасфат
			H_2CO_3	Вугальная	Карбанат
			H_2SiO_3	Крэмніевая	Сілікат
			HClO_4	Хлорная	Перхларат

Табліца 2. Класіфікацыя кіслот

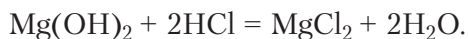
Прыкмета класіфікацыі	Класіфікацыйныя групы	Прыклады
Па паходжанні	Неарганічныя (мінеральныя)	HCl, H ₂ SO ₄ , HNO ₃
	Арганічныя (карбонавыя)	HCOOH, CH ₃ COOH, C ₁₇ H ₃₅ COOH
Па наяўнасці атамаў кіслароду	Кіслародзмяшчальныя	H ₃ PO ₄ , H ₂ SO ₄ , H ₂ CO ₃
	Бескіслародныя	HCl, H ₂ S, HF
Па ліку атамаў вадароду, здольных замяшчацца атамамі металаў	Аднаасноўныя	HNO ₃ , HF, HCl, CH ₃ COOH
	Многаасноўныя (двухасноўныя, трохасноўныя)	H ₂ SO ₄ , H ₂ SO ₃ , H ₂ CO ₃ , H ₃ PO ₄
Па сіле (здольнасці дысацыіраваць на іоны ў водным растворе)	Моцныя	H ₂ SO ₄ , HNO ₃ , HCl, HClO ₄
	Слабыя	H ₂ S, H ₂ SiO ₃ , CH ₃ COOH

Асновы — складаныя рэчывы, якія складаюцца з атамаў металаў і гідракс-груп OH: гідраксід натрыю NaOH, гідраксід жалеза(II) Fe(OH)₂.

Асновы — гэта электраліты, пры дысацыяцыі якіх у якасці аніёнаў утвараюцца толькі гідраксід-іоны OH⁻:



Усе асновы рэагуюць з кіслотамі, утвараючы соль і ваду (рэакцыя нейтралізацыі):



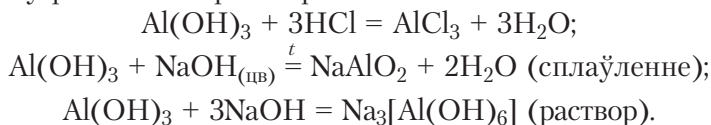
У аснове класіфікацыі асноў ляжаць наступныя прыкметы.

1. *Лік груп OH.* Па ліку груп OH, якія прыпадаюць на адзін атам металу, адрозніваюць аднакіслотныя (NaOH, KOH, LiOH) і шматкіслотныя (Mg(OH)₂, Ca(OH)₂, Fe(OH)₂) асновы.

2. *Растваральнасць у вадзе.* Гідраксіды металаў — цвёрдыя рэчывы. Водны раствор аміяку — гідрат аміяку (NH₃ · H₂O) — таксама валодае асноўнымі ўласцівасцямі і дысацыіруе з утварэннем гідраксід-іонаў. Для таго каб падкрэсліць гэтыя ўласцівасці, формулу гідрату аміяку часта запісваюць у звыклым для асноў выглядзе — NH₄OH. Па *растваральнасці* ў вадзе неарганічныя асновы дзеляць на растваральныя (шчолачы) і нерастваральныя.

Шчолачы — гэта растваральныя ў вадзе асновы. Да шчолачаў адносяць растваральныя гідраксіды ўсіх элементаў ІА-групы і шчолачназемельных металаў: стронцыю, барыю, радыю, уключаючы маларастваральны гідраксід кальцыю.

Амфатэрныя гідраксіды $Zn(OH)_2$, $Be(OH)_2$, $Al(OH)_3$, як і адпаведныя ім аксіды, рэагуюць як з кіслотамі, так і са шчолачамі. Узаемадзеянне са шчолачамі магчыма ў расплавах і растворах:



Солі — гэта складаныя рэчывы, якія складаюцца з атамаў металаў і кіслотных астаткаў.

З пункту гледжання тэорыі электралітычнай дысацыяцыі солямі называюць складаныя рэчывы, пры дысацыяцыі якіх утвараюцца катыёны металаў і аніёны кіслотных астаткаў:



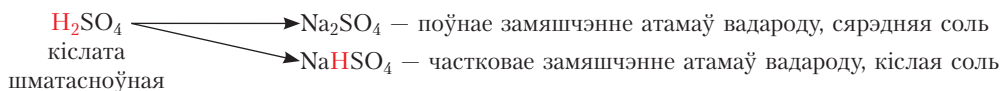
Да солей адносяць таксама злучэнні, якія змяшчаюць іён амонію і кіслотны астатак (хларыд амонію NH_4Cl , сульфат амонію $(NH_4)_2SO_4$ і інш.)

У аснове сістэматычных назваў солей ляжыць назва кіслотнага астатку і металу з указаннем у дужках рымскімі лічбамі ступені акіслення атамаў металу, калі яны могуць мець розныя значэнні. Напрыклад, $MgSO_4$ — сульфат магнію, $FeCl_2$ — хларыд жалеза(II), $Fe_2(SO_4)_3$ — сульфат жалеза(III).

У залежнасці ад паўнаты замяшчэння атамаў вадароду ў кіслотах адрозніваюць *сярэдня* і *кіслыя* солі.

Кіслыя солі могуць утвараць шматасноўныя кіслоты (H_2SO_4 , H_2CO_3 , H_2S , H_3PO_4) пры частковым замяшчэнні атамаў вадароду ў іх малекулах. Наяўнасць у саставе кіслай солі атамаў вадароду адлюстроўваецца ў назве, напрыклад $NaHCO_3$ — гідракарбанат натрыю (пітная сода), $Ca(HCO_3)_2$ — гідракарбанат кальцыю, NaH_2PO_4 — дыгідрафасфат натрыю, $NaHSO_4$ — гідрасульфат натрыю.

На наступнай схеме паказана магчымасць поўнага і няпоўнага замяшчэння.



Пры няпоўным замяшчэнні гідраксагруп у аснове на кіслотны астатак і ўтвараюцца асноўныя солі. У якасці прыкладу асноўных солей можна прывесці $Al(OH)_2NO_3$. Гэтую соль можна разглядаць як прадукт замяшчэння адной групы OH у аснове $Al(OH)_3$ на кіслотны астатак NO_3^- .

Асобную групу солей утвараюць так званыя комплексныя злучэнні. У курсе хіміі 11-га класа вы сустрэнецеся з некаторымі з такіх злучэнняў: $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ — тэтрагідраксацынкат натрыю, $\text{K}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$ — гексагідраксаалюмінат калію. Яны ўтрымліваюць комплексныя іоны, якія ў хімічных формулах бяруцца ў квадратныя дужкі.

Солі, у састаў якіх уваходзяць малекулы вады, называюць крышталегідратамі, а ваду — крышталізацыйнай: $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (жалезны купарвас, або гептагідрат сульфату жалеза(II)), $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (глаўберава соль, або дэкагідрат сульфату натрыю).



З курса арганічнай хіміі вам вядомыя солі карбонавых кіслот (ацэтат натрыю CH_3COONa , стэарат калію $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOK}$) і солі амінаў (хларыд метыламонію $\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl}$, гідрасульфат феніламонію $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3\text{HSO}_4$).

Да асноўных класаў простых неарганічных рэчываў адносяць металы і неметалы, складаных — аксіды, асновы, кіслоты і солі.

Пытанні, заданні, задачы

1. Запоўніце табліцу, выкарыстоўваючы формулы рэчываў: $\text{Fe}(\text{OH})_2$, CaO , H_2SO_4 , SO_3 , CO_2 , NaOH , Na_2SO_4 , HCl , H_2SO_3 , K_3PO_4 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, KCl .

Аксіды	Кіслоты	Асновы	Солі

2. Выпішыце формулы аднаасноўных кіслот: H_3PO_4 , CH_3COOH , HI , H_2S , HNO_2 .

3. Складзіце формулы аксідаў: а) адпаведных кіслотам:

Кіслата	HNO_2	HNO_3	H_3PO_4	H_2CO_3	H_2SO_4	H_2SO_3
Кіслотны аксід						

б) адпаведных асновам:

Аснова	LiOH	NaOH	$\text{Ba}(\text{OH})_2$	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	$\text{Fe}(\text{OH})_2$	$\text{Sr}(\text{OH})_2$
Асноўны аксід						

4. Назавіце рэчывы, формулы якіх: а) Fe_2O_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, H_2S , CuCl_2 , SO_3 , H_2SO_3 , $\text{Mn}(\text{OH})_2$; б) CO , KOH , MgCl_2 , HNO_3 , Fe_2O_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, Cu_2O , $\text{Cu}(\text{OH})_2$.

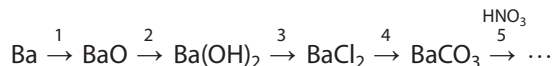
5. Складзіце формулы рэчываў: а) аксід барыю, гідраксід жалеза(III), стэарат калію, сульфат натрыю, сульфід кальцыю, сульфат калію; б) аксід літыю, аксід медзі(I), гідраксід барыю, фасфат кальцыю, фтарыд натрыю, стэарат кальцыю.

6. Выберыце рэчывы, якія рэагуюць: а) з сяляннай кіслотой: гідраксід жалеза(II), аксід вугляроду(IV), аксід магнію, гідраксід барыю, хларыд барыю; б) з гідраксідам калію: аксід магнію, аксід вугляроду(IV), серная кіслата, хларыд натрыю, хларыд жалеза(II). Складзіце ўраўненні адпаведных рэакцый.

7. Вылічыце і параўнайце масавую долю натрыю ў яго хларыдзе і сульфіце.

8. Вызначце элемент X і назавіце злучэнне K_3XO_4 , масавая доля кіслароду ў якім роўная 30,19 %.

9. Назавіце рэчывы ў схеме, складзіце ўраўненні рэакцый паводле схемы:



10. Разлічыце масавую долю хлору ў сумесі, у якой масавая доля хларыду калію складае 67 %, хларыду натрыю — 27 %, аксідаў крэмнію і жалеза — 6 %.



§ 4. Колькасныя характарыстыкі рэчыва

Навука пачынаецца з тых часоў, як пачынаюць вымяраць.

Дакладная навука немагчымая без меры.

Д. І. Мендзялееў

Уласцівасці рэчываў, якія можна ацаніць колькасна, з дапамогай лічбаў, называюцца фізічнымі велічынямі.

Велічыні, якія характарызуюць масу часціц рэчыва (A_r , M_r , m_a) або ўтрыманне рэчыва ў сумесі (масавая доля ω (р-ва), аб'ёмная доля ϕ (р-ва)), мы разгледзелі ў папярэдніх параграфах. Некаторыя велічыні (аб'ём V , шчыльнасць ρ , маса m) падрабязна вывучаліся ў курсе фізікі.

У дадзеным параграфе больш дэталёва разгледзім асаблівасці адной з сямі асноўных фізічных велічынь Міжнароднай сістэмы адзінак СІ — **колькасць рэчыва**, таксама вядомай вам па папярэдніх гадах вывучэння хіміі і фізікі.

Колькасць рэчыва (хімічная колькасць)

Рэчывы ўдзельнічаюць у хімічных рэакцыях у пэўных колькасных суадносінах.

Каб вызначыць узаемасувязь колькасці часціц, якія ўзаемадзейнічаюць, з масай і аб'ёмам, увялі фізічную велічыню — колькасць рэчыва.

Колькасць рэчыва (хімічная колькасць) — *гэта фізічная велічыня, роўная адносінам колькасці структурных адзінак, якія складаюць яго порцыю, да пастаяннай Авагадра.*

Умоўнае абазначэнне колькасці рэчыва — n , адзінка велічыні — 1 моль. *Колькасць рэчыва* характарызуе лік любых канкрэтных часціц (атамаў, малекул, іонаў, формульных адзінак) у дадзенай порцыі.

Моль — гэта адзінка колькасці рэчыва (хімічнай колькасці).

1 моль — колькасць рэчыва, якая ўтрымлівае $6,02 \cdot 10^{23}$ структурных адзінак рэчыва (атамаў, малекул, іонаў або формульных адзінак).

$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$ — гэта фундаментальная фізічная канстанта, названая «*пастаянная Авагадра*». Менавіта столькі атамаў змяшчаецца ў порцыі вугляроду-12 масай 12 г. Столькі ж формульных адзінак знаходзіцца, напрыклад, у порцыі аксиду крэмнію(IV) масай 60 г, лікава роўнай яго адноснай формульнай масе.

Колькасць рэчыва ў нейкай порцыі можна разлічыць дзяленнем ліку ўсіх часціц на лік часціц, якія ўтрымліваюцца ў 1 моль рэчыва:

$$n = \frac{N}{N_A}.$$

Такім чынам, уводзячы адзінку вымярэння 1 моль, пераходзім ад разгляду ўзаемадзеяння асобных часціц да разгляду ўзаемадзеяння порцый рэчываў.

Малярная маса

Выкарыстанне адзінкі вымярэння колькасці рэчыва дазваляе ўзважваць рэчыва пэўнымі порцыямі колькасцю 1 моль або некалькі моляў. Маса аднаго моля рэчыва лікава роўная малярнай масе M . Яе таксама можна разлічыць дзяленнем масы порцыі рэчыва m на яго хімічную колькасць (лік моляў):

$$M = \frac{m}{n}.$$

Такім чынам, **малярная маса** — *велічыня, роўная адносінам масы порцыі рэчыва да яго хімічнай колькасці*.

Размернасць малярнай масы — кг/моль, але хімікі часта карыстаюцца дольнай адзінкай г/моль. Лікава малярная маса роўная адноснай малекулярнай (формульнай) масе. Справядлівая толькі колькасная роўнасць, паколькі гаворка ідзе пра розныя фізічныя велічыні. Малярная маса характарызуе порцыю рэчыва, якая змяшчае $6,02 \cdot 10^{23}$ часціц, адносна малекулярная маса — адну часціцу (малекулу, формульную адзінку і інш.). Напрыклад, $M_r(\text{CO}_2) = 44$, значыць $M(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль}$. Малярная маса залежыць як ад колькаснага, так і ад якаснага саставу рэчыва (мал. 8).

Ведаючы неабходную для хімічнай рэакцыі колькасць рэчыва, лёгка разлічыць яго масу па формуле:

$$m(X) = M(X) \cdot n(X).$$



Мал. 8. Порцыі рэчываў колькасцю 1 моль:
 а — вадкіх, б — цвёрдых, в — газападобных (н. у.)

Так, напрыклад, для сінтэзу патрэбен аксід медзі(II) колькасцю 0,25 моль. Паколькі малярная маса $M(\text{CuO}) = 80 \text{ г/моль}$, то маса яго порцыі складае: $m(\text{CuO}) = M(\text{CuO}) \cdot n(\text{CuO}) = 0,25 \text{ моль} \cdot 80 \text{ г/моль} = 20 \text{ г}$, гэта значыць эксперыментатар павінен узважыць 20 г аксиду медзі(II).

Акрамя малярнай масы, кожнае рэчыва мае малярны аб'ём V_m , гэта значыць аб'ём рэчыва колькасцю 1 моль.

Малярны аб'ём газу V_m — велічыня, роўная адносінам аб'ёму дадзенай порцыі рэчыва $V(X)$ да яго хімічнай колькасці $n(X)$ у гэтай порцыі:

$$V_m = \frac{V(X)}{n(X)}.$$

Малярны аб'ём цвёрдых рэчываў і вадкасцей залежыць ад іх шчыльнасці.

Малярны аб'ём вады, кіслаты, металу і солі розны, таму што іх шчыльнасці таксама адрозніваюцца (мал. 8). Малярны аб'ём рэчыва можна таксама разлічыць па вядомай формуле $V = \frac{m}{\rho}$:

$$V_m = \frac{V}{n} = \frac{m}{\rho \cdot n} = \frac{n \cdot M}{\rho \cdot n} = \frac{M}{\rho},$$

дзе ρ — шчыльнасць рэчыва.

Напрыклад, малярны аб'ём воцатнай кіслаты:

$$V_m(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{M(\text{CH}_3\text{COOH})}{\rho(\text{CH}_3\text{COOH})} = \frac{60 \text{ г/моль}}{1,05 \text{ г/см}^3} = 57,1 \text{ см}^3/\text{моль}.$$

Разлічым малярны аб'ём двух адвольна выбраных газаў — азоту і метану (пры нармальних умовах):

$$V_m(\text{CH}_4) = \frac{16,04 \text{ г/моль}}{0,7168 \text{ г/дм}^3} \approx 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль};$$

$$V_m(\text{N}_2) = \frac{28,01 \text{ г/моль}}{1,250 \text{ г/дм}^3} \approx 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}.$$

Такім чынам, два адвольна выбраныя розныя газападобныя рэчывы — метан і азот — колькасцю 1 моль пры аднолькавых умовах займаюць адзін і той жа аб'ём. Гэта характэрна і для любых іншых газаў. Пры нармальных умовах малярны аб'ём газу $V_m = 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}$.

Нагадаем, што нармальныя ўмовы — гэта тэмпература 0°C (273 K), ціск — $101,325 \text{ кПа}$.

Роўнасць аб'ёмаў розных газаў колькасцю 1 моль, якія вымяраюцца ў адных і тых жа ўмовах, тлумачыцца аднолькавым лікам малекул у выпадку або двух газаў і адной і той жа адлегласцю паміж малекуламі. У газах, у адрозненне ад вадкіх і цвёрдых рэчываў, памеры малекул не аказваюць значнага ўплыву на малярны аб'ём.

Сістэматызуем найважнейшыя колькасныя характарыстыкі рэчываў і іх сумесей (табл. 3).

Табліца 3. Колькасныя характарыстыкі рэчыва, порцыі рэчыва і рэчыва ў сумесі

Колькасныя характарыстыкі рэчыва					
Рэчыва			Порцыя рэчыва		
Велічыня	Абазначэнне і адзінкі вымярэння		Велічыня	Абазначэнне і адзінкі вымярэння	
Адносная малекулярная (формульная) маса	M_r	—	Маса	m	кг, г
Малярная маса	M	г/моль	Аб’ём	V	м ³
Малярны аб’ём	V_m	дм ³ /моль	Колькасць рэчыва	n	моль
Шчыльнасць	ρ	кг/м ³	Лік структурных адзінак (часціц)	N	—
Масавая доля элемента	ω	—; %			
Рэчыва ў сумесі					
Масавая доля рэчыва	ω	—; %	Малярная канцэнтрацыя рэчыва	c	моль/дм ³
Аб’ёмная доля рэчыва	φ	—; %			

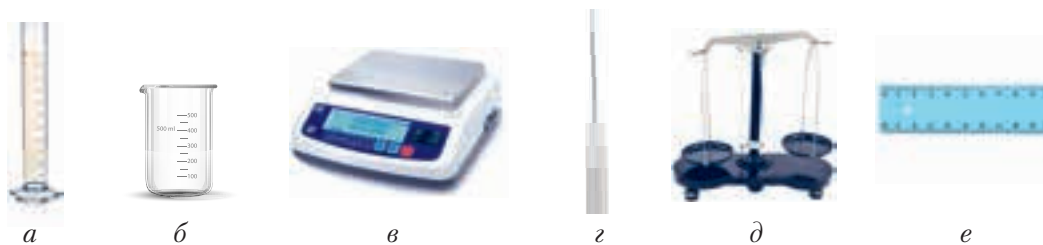
Колькасць рэчыва (хімічная колькасць) — гэта фізічная велічыня, роўная адносінам колькасці структурных адзінак, якія складаюць яго порцыю, да пастаяннай Авагадра.

Колькасць рэчыва можа быць разлічана па адной з трох формул:

$$n = \frac{N}{N_A}, n = \frac{m}{M}, n = \frac{V}{V_m}.$$

Пытанні, заданні, задачы

1. Назавіце фізічныя велічыні, якія абазначаюцца сімваламі: N , N_A , V , V_m , m , ω , ρ .
2. Запішыце назвы фізічных велічынь, для вымярэння якіх прызначана лабараторнае абсталяванне, прадстаўленае на малюнку 9.



Мал. 9. Лабараторнае абсталяванне для вымярэнняў:

а — мерны цыліндр, б — мерная шклянка, в — вагі электронныя, г — арэометр, д — шалі, е — лінейка

3. Разлічыце колькасць вуглякіслага газу (моль), якая змяшчае $1,505 \cdot 10^{23}$ малекул.
4. Вызначце, які аб'ём (н. у.) займае метан: а) колькасцю 1,5 моль; б) масай 24 кг.
5. Разлічыце адносную малекулярную (формульную) масу, малярную масу, лік структурных адзінак і аб'ём порцыі рэчыва масай 15 г, калі рэчывам з'яўляецца: а) воцатная кіслата ($\rho(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,05 \text{ г/см}^3$); б) алюміній ($\rho(\text{Al}) = 2,7 \text{ г/см}^3$); в) кісларод (н. у.); г) хлор (н. у.).
6. Разлічыце масу малекул O_2 і H_2O ў а. а. м., грамах, кілаграмах.
7. Вызначце масу сумесі, якая складаецца з 12 моль вадароду і 8 моль азоту.
8. Вызначце лік усіх атамаў у аксідзе крэмнію(IV) масай 3 г.
9. Разлічыце масу воцатнай кіслаты, якая змяшчае столькі ж атамаў, колькі іх знаходзіцца ў вуглякіслым газе масай 704 г?
10. Вызначце масавую долю вугляроду ў сумесі, якая складаецца з 3 моль вуглякіслага і 5 моль чаднага газу.



§ 5. Асноўныя законы хіміі. Закон пастаянства саставу рэчыва. Закон захавання масы рэчыва

Фундаментальныя законы хіміі дазваляюць апісваць якасны і колькасны састаў рэчываў, а таксама змены саставу падчас хімічных ператварэнняў. Без ведання гэтых законаў немагчымыя хімічны аналіз саставу рэчыва, вылічэнне колькасцей рэагентаў для правядзення хімічных рэакцый у прамысловасці і ў лабараторыі, вызначэнне выхаду прадуктаў.

Закон пастаянства саставу рэчыва

Закон пастаянства саставу рэчыва ўстаноўлены французскім вучоным Ж. Прустам у 1801 годзе.

У сучаснай фармулёўцы закон гучыць так: *усялякае хімічна чыстае рэчыва малекулярнай будовы незалежна ад спосабу атрымання мае пастаянны састаў*, гэта значыць складаецца з адных і тых жа хімічных элементаў, атамы якіх знаходзяцца ў пастаянных для дадзенага рэчыва колькасных суадносінах.

Закон Пруста ўказвае на тое, што састаў індывідуальнага чыстага рэчыва можа быць апісаны пэўнай хімічнай формулай. Напрыклад, якім бы спосабам ні атрымлівалі вуглякіслы газ (спальваннем вугалю, дзеяннем кіслаты на мармур, акісленнем метану), масавая доля вугляроду ў ім складае 27,27 %, кіслароду — 72,73 %; масы вугляроду і кіслароду суадносяцца як: $27,27 : 72,73 = 3 : 8$. Суадносіны іх колькасцей: $\frac{3}{12} : \frac{8}{16} = 1 : 2$. Такім чынам, у рэчыве на адзін атам вугляроду прыходзіцца два атамы кіслароду, гэта значыць хімічная формула CO_2 .

Пакажам, як вызначыць формулу рэчыва ў больш складаных выпадках (прыклад 1).

Прыклад 1. У выніку аналізу арганічнага рэчыва вызначылі, што масавыя долі вугляроду, вадароду і кіслароду ў ім адпаведна роўныя 44,78 %, 7,46 % і 47,76 %. Вызначце формулу рэчыва.

Дадзена:

$$\omega(\text{C}) = 44,78 \%$$

$$\omega(\text{H}) = 7,46 \%$$

$$\omega(\text{O}) = 47,76 \%$$

$$\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z - ?$$

Рашэнне

Няхай маса порцыі дадзенага рэчыва роўная 100 г, тады масы элементаў будуць роўныя:

$$m(\text{C}) = 44,78 \text{ г}; m(\text{H}) = 7,46 \text{ г};$$

$$m(\text{O}) = 47,76 \text{ г, і іх колькасці:}$$

$$n(\text{C}) = \frac{44,78 \text{ г}}{12 \text{ г/моль}} = 3,73 \text{ моль},$$

$$n(\text{H}) = \frac{7,46 \text{ г}}{1 \text{ г/моль}} = 7,46 \text{ моль},$$

$$n(\text{O}) = \frac{47,76 \text{ г}}{16 \text{ г/моль}} = 2,99 \text{ моль}.$$

Індэксы ў хімічнай формуле паказваюць суадносіны як асобных атамаў, так і іх колькасцей. Знойдзем суадносіны колькасцей атамаў:

$$x : y : z = n(\text{C}) : n(\text{H}) : n(\text{O}) = 3,73 \text{ моль} : 7,46 \text{ моль} : 2,99 \text{ моль} = 3,73 : 7,46 : 2,99.$$

Вызначым індэксы x , y і z . Для гэтага кожны са знойдзеных лікаў падзелім на найменшы з іх, гэта значыць на 2,99, а потым памножым на 4 для атрымання цэлалікавых значэнняў:

$$x : y : z = 1,25 : 2,5 : 1 = 5 : 10 : 4.$$

Такім чынам, найпрасцейшая формула рэчыва $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_4$.

Адказ: $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_4$.

Такім чынам, веданне масавых долей элементаў у рэчыве або іх мас у пэўнай порцыі рэчыва дазваляе вызначыць формулу рэчыва.

У выпадку некаторых рэчываў немалекулярнай будовы закон пастаянства саставу справядлівы толькі прыблізна. Іх састаў можа вар'іравацца ў вызначаных межах у залежнасці ад умоў сінтэзу або апрацоўкі рэчыва.



Для рэчываў немалекулярнай будовы існуюць адхіленні ад закону, якія не маглі быць выяўлены ў XVII–XIX стагоддзях з-за адсутнасці дакладных метадаў аналізу. Так, аксід жалеза(III) мае састаў у інтэрвале $\text{Fe}_{0,89}\text{O}$ — $\text{Fe}_{0,95}\text{O}$, аксід тытану(III) — $\text{Ti}_2\text{O}_{2,6}$ — $\text{Ti}_2\text{O}_{3,4}$. Адна з прычын парушэння саставу крыецца ў дэфектах, якія ўзнікаюць пры фарміраванні крышталёў немалекулярных рэчываў. Такія злучэнні атрымалі назву нястэхіяметрычных, або берталідаў, у гонар французскага хіміка К. Бертале. У выпадку вельмі малых адхіленняў ад пастаянства саставу суадносіны атамаў у злучэннях практычна цэлалікавыя, а самі злучэнні адносяць да стэхіяметрычных і называюць дальтанідамі ў гонар Дж. Дальтана — аднаго з заснавальнікаў атамна-малекулярнага вучэння (напрыклад, хларыд калію, аксід кальцыю).

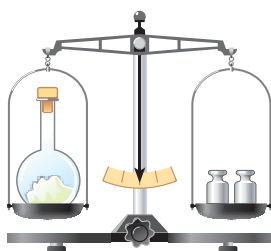
Закон захавання масы рэчыва

Закон захавання масы рэчыва дазваляе вылічваць масы рэчываў, якія ўступаюць у рэакцыю або якія ўтвараюцца ў выніку яе працякання.

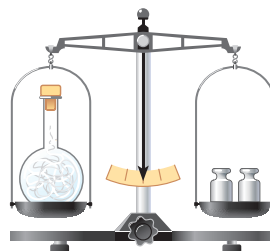
Нагадаем, што *працэс ператварэння адных рэчываў у іншыя без змены агульнай колькасці і прыроды атамаў, з якіх гэтыя рэчывы складаюцца, называюць хімічнай рэакцыяй*. Рэчывы, што ўступаюць у хімічную рэакцыю, — гэта *рэагенты*, а што ўтвараюцца ў выніку хімічнай рэакцыі — гэта *прадукты*.

Працяканне хімічных рэакцый падпарадкоўваецца **закону захавання масы рэчываў**: *маса рэчываў, якія ўступілі ў хімічную рэакцыю, роўная масе рэчываў, якія ўтварыліся*.

Дзеянне закону можна паказаць на наступным прыкладзе. Калі закрытую колбу з невялікай колькасцю фосфару ўзважыць, а потым нагрэць, то фосфар загараецца яркім полымем, а колба напаўняецца белым дымам. Паўторнае ўзважванне паказвае, што агульная маса колбы са змесцівам не змянілася (мал. 10).



Да пачатку рэакцыі



Па заканчэнні рэакцыі

Мал. 10. Дослед, які ілюструе закон захавання масы рэчыва

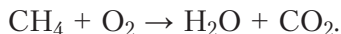
З пазіцыі атамна-малекулярнага вучэння закон можна растлумачыць тым, што пры хімічных рэакцыях атамы не знікаюць і не ўзнікаюць зноў, іх агульны лік застаецца нязменным, а значыць, і сумарныя масы рэчываў да і пасля рэакцыі аднолькавыя.



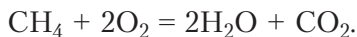
Вялікі ўклад у эксперыментальны доказ закону захавання масы рэчыва ўнеслі доследы рускага вучонага М. В. Ламаносава і французскага хіміка А. Лавуазье (2-я палова XVIII ст.) па вымярэнні масы зыходных рэчываў і масы прадуктаў, якія з іх атрымліваюцца.

Пакажам, як можна выкарыстоўваць закон захавання масы рэчыва для колькасных разлікаў па ўраўненнях рэакцый на прыкладзе гарэння метану ў кіслародзе з утварэннем вады і вуглякіслага газу.

Схема гэтай рэакцыі:



Перад формуламі паставім каэфіцыенты, якія павінны ўраўнаваць лік атамаў рэагентаў і прадуктаў:



Гэта ўраўненне сведчыць пра тое, што ўтварэнне адной малекулы вуглякіслага газу і дзвюх малекул вады адбываецца, калі адна малекула метану прарэагуе з дзвюма малекуламі кіслароду. Каэфіцыенты паказваюць, у якіх мольных суадносінах рэагуюць рэчывы і ўтвараюцца прадукты.

Так, са складзенага ўраўнення рэакцыі відаць, што калі ў рэакцыю ўступае 1 моль метану, то на яго спальванне выдаткоўваецца 2 моль кіслароду, у выніку ўтвараюцца 2 моль вады і 1 моль вуглякіслага газу.

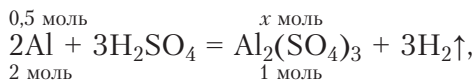
З улікам гэтых колькасных суадносін можна разлічыць масу (колькасць, аб'ём) рэагентаў, неабходных для атрымання пэўнай колькасці прадуктаў, і наадварот — прадуктаў па зыходных рэчывах.

Прыклад 2. Вызначце масу сульфату алюмінію, які ўтварыўся пры поўным растварэнні алюмінію масай 13,5 г у разбаўленай сернай кіслаце.

<i>Дадзена:</i>	<i>Рашэнне</i>
$m(\text{Al}) = 13,5 \text{ г}$	$M(\text{Al}) = 27 \text{ г/моль}; M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 342 \text{ г/моль}.$
$m(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = ?$	Колькасць алюмінію, які ўступіў у хімічную рэакцыю:

$$n(\text{Al}) = \frac{m(\text{Al})}{M(\text{Al})} = \frac{13,5 \text{ г}}{27 \text{ г/моль}} = 0,5 \text{ моль}.$$

З улікам ва ўраўненні рэакцыі каэфіцыентаў маем:



$$\text{адкуль } x = \frac{1 \cdot 0,5}{2} = 0,25, \text{ гэта значыць } n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 0,25 \text{ моль}.$$

Маса солі:

$$m(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) \cdot M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 0,25 \text{ моль} \cdot 342 \text{ г/моль} = 85,5 \text{ г}.$$

$$\text{Адказ: } m(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 85,5 \text{ г}.$$

Прыклад 3. Пры гарэнні магнію масай 1,2 г утварыўся яго аксід масай 2 г. Вывядзіце аб'ём кіслароду (н. у.), выдаткаванага на гарэнне магнію.

Рашыць такую задачу можна як з дапамогай ураўнення рэакцыі, так і без яго. Разгледзім другі спосаб.

Дадзена:	Рашэнне
$m(\text{Mg}) = 1,2 \text{ г}$	Згодна з законам захавання масы рэчываў, маса рэчываў, якія ўтварыліся, роўная масе рэчываў, якія ўступілі ў хімічную рэакцыю: $m(\text{Mg}) + m(\text{O}_2) = m(\text{MgO})$.
$m(\text{MgO}) = 2 \text{ г}$	
$V(\text{O}_2) = ?$	

Таму маса кіслароду роўная:

$$m(\text{O}_2) = m(\text{MgO}) - m(\text{Mg}) = 2 \text{ г} - 1,2 \text{ г} = 0,8 \text{ г},$$

а яго колькасць складае:

$$n(\text{O}_2) = \frac{m(\text{O}_2)}{M(\text{O}_2)} = \frac{0,8 \text{ г}}{32 \text{ г/моль}} = 0,025 \text{ моль}.$$

Аб'ём кіслароду роўны:

$$V(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \cdot V_m = 0,025 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль} = 0,56 \text{ дм}^3.$$

Адказ: $V(\text{O}_2) = 0,56 \text{ дм}^3$.

Усялякае хімічна чыстае рэчыва малекулярнай будовы незалежна ад спосабу атрымання мае пастаянны састаў.

Рэчывы немалекулярнай будовы не заўсёды маюць пастаянны састаў.

Маса рэчываў, якія ўступілі ў хімічную рэакцыю, роўная масе рэчываў, якія ўтварыліся.

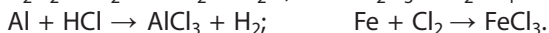
Пытанні, заданні, задачы

1. Сфармулюйце асноўныя законы хіміі, якія апісваюць якасны і колькасны састаў рэчываў, а таксама змены гэтага саставу падчас хімічных ператварэнняў.

2. У выніку рэакцыі раскладання карбанату кальцыю пры яго гартаванні адбылося памяншэнне масы цвёрдага рэчыва. Што, акрамя масы цвёрдага прадукту, трэба вымераць для пацвярджэння закону захавання масы рэчыва?

3. Як і чаму змяняецца маса порцыі жалезных апілак пры іх захоўванні на паветры?

4. Расстаўце каэфіцыенты ў схемах рэакцый:



5. На электронныя вагі паставілі дзве шклянкі, якія змяшчаюць пітную соду і сялянную кіслату. Потым, зняўшы шклянкі з вагаў, асцярожна перасыпалі парашок соды ў шклянку з кіслатой, пасля чаго абедзве шклянкі зноў паставілі на вагі. Як змяніліся паказанні на табло вагаў?

6. Вызначце масу хларыду жалеза(III), які ўтварыўся пры гарэнні жалеза масай 2,8 г у хлары.

7. Вызначце аб'ём паветра (н. у.), які неабходны для абпалу пірыту FeS_2 масай 1,2 кг. Абпал пірыту на паветры працякае па схеме: $\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2\uparrow$.

8. Чаму роўная маса солі, атрыманай пры ўзаемадзеянні раствору, які змяшчае 10 г гідраксиду натрыю, з растворам, у якім утрымліваецца 10 г хлоравадароду?

9. Вызначце хімічную формулу рэчыва, у якім: а) масавыя долі жалеза і кіслароду адпаведна роўныя 72,4 % і 27,6 %; б) суадносіны мас кальцыю, азоту і кіслароду роўныя 10 : 7 : 24; в) на 1,83 г аксиду хлору прыходзіцца 0,71 г хлору; г) масавыя долі натрыю, серы і кіслароду адпаведна роўныя 0,365, 0,254 і 0,381.

10. Сумесь аксідаў магнію і кальцыю масай 1,04 г растварылі ў азотнай кіслаце. Пры гэтым утварылася сумесь нітратаў масай 3,2 г. Вылічыце масу кожнага з аксідаў.



§ 6. Закон Авагадра як адзін з асноўных законаў хіміі

Італьянскі вучоны А. Авагадра ў 1811 годзе сфармуляваў закон, у адпаведнасці з якім *у роўных аб'ёмах розных газаў пры аднолькавых умовах змяшчаецца аднолькавы лік малекул*. Тлумачэнне гэтага закону крыецца ў асаблівасцях газападобнага стану рэчыва. Як вам вядома з курса фізікі, адлегласці паміж малекуламі газаў шматкратна перавышаюць памеры саміх малекул. Таму аб'ём, які займае пэўная порцыя газу, залежыць у асноўным ад гэтых адлегласцей, а не ад памераў малекул.

Для вырашэння практычных задач важнымі з'яўляюцца высновы з закону Авагадра.

Выснова першая. *Аднолькавы лік малекул любога газу пры аднолькавых ціску і тэмпературы займае роўны аб'ём.*

Выснова другая. *Малярны аб'ём газаў V_m — велічыня пастаянная пры нязменных тэмпературы і ціску.*

Матэматычна гэта запісваецца так: $V_m = \frac{V(X)}{n(X)} = \text{const.}$

Як было адзначана ў § 4 (с. 24), пры нармальных умовах малярны аб'ём любога газу роўны 22,4 дм³/моль:

$$V_m = 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль.}$$

Гэтая роўнасць для розных газаў тлумачыцца тым, што рэчыва колькасцю 1 моль заўсёды змяшчае $6,02 \cdot 10^{23}$ часціц.

Выснова трэцяя. Масы аднолькавых аб'ёмаў двух газаў пры аднолькавых умовах суадносяцца як іх малярныя масы.

Пакажам гэта на прыкладзе двух адвольных газаў аднолькавага аб'ёму V пры адных і тых жа ўмовах. Вядома, што $V = \frac{V_m m}{M}$. Паколькі аб'ёмы роўныя: $V_1 = V_2$, то $\frac{V_m m_1}{M_1} = \frac{V_m m_2}{M_2}$. Скараціўшы абедзве часткі ўраўнення на V_m , атрымаем $\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2}$.

Суадносіны $\frac{M_1}{M_2}$ называюць адноснай шчыльнасцю першага газу па другім (D): $D = \frac{M_1}{M_2}$.

Вяданне адноснай шчыльнасці аднаго газу X па другім газе Y дазваляе вызначыць малярную масу аднаго з газаў, калі вядомая малярная маса другога газу: **$M(X) = M(Y) \cdot D_Y(X)$** .

Звычайна адносную шчыльнасць газаў рэчываў вызначаюць па адносінах да вадароду або па адносінах да паветра.

Прыклад 1. Вызначце адносную шчыльнасць сярністага газу па вадародзе і па паветры.

Рашэнне. Паколькі малярная маса сярністага газу $M(\text{SO}_2) = 64$ г/моль, то яго адносная шчыльнасць па вадародзе:

$$D_{\text{H}_2}(\text{SO}_2) = \frac{M(\text{SO}_2)}{M(\text{H}_2)} = \frac{64 \text{ г/моль}}{2 \text{ г/моль}} = 32;$$

адносная шчыльнасць па паветры ($M(\text{пав.}) = 29$ г/моль):

$$D_{\text{пав.}}(\text{SO}_2) = \frac{M(\text{SO}_2)}{M(\text{пав.})} = \frac{64 \text{ г/моль}}{29 \text{ г/моль}} = 2,21.$$

Прыклад 2. Вызначце малярную масу газападобнага вуглевадароду, калі яго адносная шчыльнасць па паветры роўная 2.

Рашэнне. Зыходзячы з азначэння адноснай шчыльнасці газу, запішам:

$$D_{\text{пав.}}(\text{C}_x\text{H}_y) = \frac{M(\text{C}_x\text{H}_y)}{M(\text{пав.})}. \text{ З гэтых суадносін вынікае:}$$

$$M(\text{C}_x\text{H}_y) = D_{\text{пав.}}(\text{C}_x\text{H}_y) \cdot M(\text{пав.}) = 2 \cdot 29 \text{ г/моль} = 58 \text{ г/моль}.$$

Адносная шчыльнасць газаў D , у адрозненне ад іх шчыльнасцей ρ , з'яўляецца велічынёй, якая не залежыць ад тэмпературы і ціску.

У хімічных рэакцыях выконваецца закон захавання масы, але аб'ём рэакцыйнай сумесі можа істотна змяняцца, калі хімічная рэакцыя працякае паміж газападобнымі рэчывамі або газападобныя рэчывы ўтвараюцца ў выніку рэакцыі. Пры гэтым *аб'ёмы газападобных рэагентаў і прадуктаў суадносяцца паміж сабой, як каэфіцыенты ва ўраўненні адпаведных рэакцый*. Растлумачым гэта на прыкладзе рэакцыі акіслення аміяку NH_3 кіслародам з утварэннем азоту і вады:

Ураўненне рэакцыі	$4\text{NH}_{3(\text{г})}$	+	$3\text{O}_{2(\text{г})}$	=	$2\text{N}_{2(\text{г})}$	+	$6\text{H}_2\text{O}_{(\text{в})}$
Колькасць рэчыва	4 моль		3 моль		2 моль		6 моль
Аб'ём газападобных рэчываў	$4 \cdot 22,4 \text{ дм}^3$		$3 \cdot 22,4 \text{ дм}^3$		$2 \cdot 22,4 \text{ дм}^3$		
Суадносіны аб'ёмаў рэчываў	4		3		2		

Суадносіны аб'ёмаў газападобных зыходных рэчываў і прадуктаў (н. у.) рэакцыі роўныя:

$$V(\text{NH}_3) : V(\text{O}_2) : V(\text{N}_2) = (4 \cdot 22,4 \text{ дм}^3) : (3 \cdot 22,4 \text{ дм}^3) : (2 \cdot 22,4 \text{ дм}^3) = 4 : 3 : 2.$$

Такім чынам, адносіны аб'ёмаў газападобных рэчываў роўныя адносінам каэфіцыентаў перад іх формуламі ва ўраўненні рэакцыі. Напрыклад, калі аб'ёмы аміяку і кіслароду, якія ўступаюць у рэакцыю, роўныя адпаведна 4 м^3 і 3 м^3 , то ў выніку рэакцыі ўтвараецца азот аб'ёмам 2 м^3 .

Прыменім атрыманы вывад для рашэння разліковых задач.

Прыклад 3. Визначце аб'ём (н. у.) кіслароду, які неабходны для поўнага згарання бутану аб'ёмам 10 м^3 (н. у.).

Дадзена:

$$V(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 10 \text{ м}^3$$

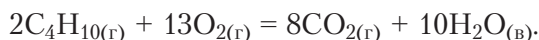
$$V(\text{O}_2) = ?$$

Рашэнне

Паколькі і бутан, і кісларод — газападобныя рэчывы (н. у.), то для знаходжання аб'ёму кіслароду можна скарыстацца аб'ёмнымі адносінамі газаў.

Гэта дазволіць рашыць задачу без пераліку аб'ёмаў газаў на колькасць рэчыва і не запатрабуе пераводу адзінак вымярэння аб'ёмаў.

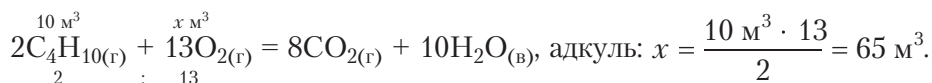
1. Складзём ураўненне рэакцыі:



2. Вызначым аб'ёмныя суадносіны бутану і кіслароду згодна з ураўненнем рэакцыі: на 2 моль бутану неабходна 13 моль кіслароду, гэта значыць іх аб'ёмныя суадносіны 2 : 13:

$$\frac{V(\text{C}_4\text{H}_{10})}{V(\text{O}_2)} = \frac{2}{13} \text{ або } \frac{10 \text{ м}^3}{V(\text{O}_2)} = \frac{2}{13}, \text{ адкуль знаходзім: } V(\text{O}_2) = \frac{10 \text{ м}^3 \cdot 13}{2} = 65 \text{ м}^3.$$

Зручным з'яўляецца і звыклы спосаб афармлення рашэння:



Адказ: $V(\text{O}_2) = 65 \text{ м}^3$.

Прыклад 4. На поўнае згаранне 2 дм^3 некаторага вуглевадароду паграбуецца 9 дм^3 кіслароду. Пры гэтым утварылася 6 дм^3 вуглякіслага газу. Вызначце малекулярную формулу вуглевадароду. Вымярэнні аб'ёмаў праводзілі пры аднолькавых умовах.

Дадзена:

$$V(\text{C}_x\text{H}_y) = 2 \text{ дм}^3$$

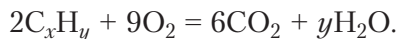
$$V(\text{O}_2) = 9 \text{ дм}^3$$

$$V(\text{CO}_2) = 6 \text{ дм}^3$$

$$\text{C}_x\text{H}_y - ?$$

Рашэнне

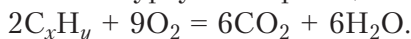
Умоўна прадставім формулу шуканага вуглевадароду як C_xH_y . Складзём ураўненне рэакцыі гарэння вуглевадароду, расставіўшы каэфіцыенты ў адпаведнасці з эксперыментальнымі данымі аб аб'ёмах газаў:



Каэфіцыенты ў ім суадносяцца як аб'ёмы адпаведных газападобных рэагентаў. З улікам роўнасці ліку атамаў кіслароду, якія ўступілі ў рэакцыю, ліку атамаў, якія ўваходзяць у прадукты рэакцыі, маем:

$$9 \cdot 2 = 6 \cdot 2 + y \cdot 1, \text{ адкуль } y = 6.$$

Запішам ураўненне рэакцыі з усімі каэфіцыентамі:



Аналіз гэтага ўраўнення ўказвае на тое, што $x = 3$, малекулярная формула вуглевадароду — C_3H_6 .

Адказ: C_3H_6 .

Асноўным законам хіміі, які характарызуе газападобнае рэчыва, з'яўляецца закон Авагадра: у роўных аб'ёмах розных газаў пры аднолькавых умовах утрымліваецца аднолькавы лік малекул.

Пытанні, заданні, задачы

1. Растлумачце сутнасць закону Авагадра.
2. Чаму а) малярны аб'ём газу залежыць ад яго тэмпературы і ціску; б) адносная шчыльнасць двух газаў не залежыць ад тэмпературы і ціску?
3. Вызначце адносную шчыльнасць газаў: а) метану па вадародзе; б) прапану па геліі; в) хлору па паветры; г) аміяку па вадародзе.
4. Вызначце малярную масу газу, адносная шчыльнасць якога па геліі роўная 7,5. Якія з газаў адпавядаюць умове задачы: N_2 , NO , CO_2 , C_2H_4 , C_2H_6 , CH_2O ?
5. Адносная шчыльнасць першага газу па другім роўная 0,53. Які з газаў мае большую малярную масу?
6. Які аб'ём кіслароду (н. у.) неабходны для поўнага спальвання этану аб'ёмам 100 м^3 ? Які аб'ём паветра (н. у.) спатрэбіцца для гэтых мэтаў? Рашыце задачу, выкарыстоўваючы аб'ёмныя адносіны газаў.
7. Вызначце аб'ём паветра (н. у.), які неабходны для поўнага спальвання бутану C_4H_{10} масай 10 кг.
8. Змяшайце 10 м^3 азоту і 20 м^3 вадароду (н. у.). Вызначце адносную шчыльнасць па вадародзе сумесі, якая ўтварылася.
9. Вызначце хімічную формулу вуглевадароду, у якім масавая доля вугляроду складае 82,76 %, адносная шчыльнасць вуглевадароду па паветры роўная 2.
10. Пры спальванні арганічнага рэчыва масай 6,9 г утварыліся аксід вугляроду(IV) масай 13,2 г і вада масай 8,1 г. Вызначце малекулярную формулу рэчыва, калі адносная шчыльнасць яго пары па паветры роўная 1,586.



§ 6.1

РАЗДЗЕЛ II

БУДОВА АТАМА

I ПЕРЫЯДЫЧНЫ ЗАКОН

Вывучаючы матэрыял другога раздзела, вы паглыбіце веды аб саставе атамнага ядра і з'яве радыеактыўнасці, аб стане электронаў у атаме, пашырыце ўяўленні аб атамнай арбіталі, энергетычных узроўнях і падузроўнях. Засваенне гэтага матэрыялу дазволіць вам тлумачыць і характарызаваць заканамернасці змянення ўласцівасцей атамаў хімічных элементаў і рэчываў, якія імі ўтвораны, па групах і перыядах перыядычнай сістэмы.

Найважнейшыя паняцці тэмы: адносная атамная маса, ізатопы, радыеактыўнасць, арбіталь, энергетычны ўзровень, падузровень, формула электроннай канфігурацыі, электронна-графічная схема, радыус атама, электраадмоўнасць, амфатэрнасць, перыядычная сістэма хімічных элементаў (перыяд, група).

§ 7. Будова атама

Адно з найбольш ранніх сцвярджэнняў пра атамы як непадзельныя часціцы рэчыва ўтрымліваецца ў працах старажытнагрэчаскага вучонага Дэмакрыта (V–IV стст. да н. э.). Толькі ў канцы XIX стагоддзя дзякуючы шэрагу навуковых адкрыццяў у галіне фізікі стала зразумела, што атам мае складаную будову.

У 1911 годзе Э. Рэзерфорд на аснове эксперыментальных даных прапанаваў ядзерную (планетарную) мадэль будовы атама. У гэтай мадэлі атам разглядаўся як своеасаблівая «сонечная сістэма», у цэнтры якой знаходзіцца дадатна зараджанае ядро, а вакол ядра па сваіх арбітах рухаюцца электроны.

Далейшыя даследаванні фізікаў паказалі, што ядры атамаў складаюцца з пратонаў і нейтронаў. Нейтрон не мае зараду, а пратон нясе дадатны зарад, роўны велічыні зараду электрона. Лік пратонаў у ядры вызначае яго зарад па абсалютнай велічыні і парадкавы нумар элемента (мал. 11).



Доказамі складанай будовы атама паслужылі адкрыцці фотаэфекту (А. Г. Сталетаў, 1889), радыеактыўнасці (А. Бекерэль, М. Складоўская-Кюры, 1896–1899 гг.), катодных прамянёў (Дж. Томсан, 1897), эксперыменты па вызначэнні прыроды α -часціц (Э. Рэзерфорд, 1899–1900).

Даследаванні прыроды часціц, якія ўваходзяць у састаў атамаў, былі дапоўнены ўяўленнямі квантавай механікі, якія развівалі М. Планк, А. Эйнштэйн, Н. Бор, Луі дэ Бройль, У. Гейзенберг, Э. Шродынгер.

Калі зарад электрона, роўны $1,6 \cdot 10^{-19}$ Кл, прыняць за 1, то зарад ядра любога атама будзе колькасна роўны парадкаваму нумару Z адпаведнага хімічнага элемента або ліку пратонаў у ядры. У такім выпадку зарад ядра выражаны ў адзінках элементарнага зараду. Гэта безразмерная велічыня, як і адносная атамная маса. Напрыклад, уран — хімічны элемент з парадкавым нумарам 92. Зарад яго ядра ў адносных адзінках роўны 92.

Сумарны лік пратонаў (Z) і нейтронаў (N) у ядры называецца *масавым лікам* (A):

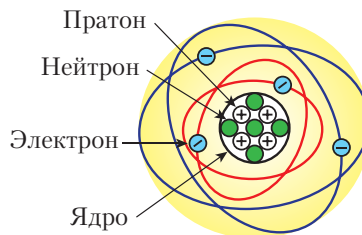
$$A = Z + N.$$

Масавы лік A мае толькі цэлалікавыя значэнні.

Атам у свабодным стане з'яўляецца электранейтральнай часціцай. Такім чынам, лік пратонаў у ядры атама роўны ліку электронаў. Найважнейшыя характарыстыкі пратонаў, нейтронаў і электронаў прыведзены ў табліцы 4.

Табліца 4. Найважнейшыя характарыстыкі пратонаў, нейтронаў, электронаў

Характарыстыкі	Ядро		Абалонка
	Пратон	Нейтрон	Электрон
Сімвал	p	n	e^{-}
Маса, кг	$\approx 1,673 \cdot 10^{-27}$	$\approx 1,675 \cdot 10^{-27}$	$\approx 9,109 \cdot 10^{-31}$
Маса, а. а. м.	$1,0073 \approx 1$	$1,0087 \approx 1$	$0,0005 \approx 0$
Электрычны зарад, Кл	$\approx 1,602 \cdot 10^{-19}$	0	$\approx -1,602 \cdot 10^{-19}$
Электрычны зарад у адзінках элементарнага зараду	+1	0	-1
Абзначэнне ва ўраўненнях ядзерных рэакцый	${}_1^1\text{P}$	${}_0^1\text{n}$	${}_{-1}^0\text{e}$



Мал. 11. Планетарная мадэль атама берылію

Масу ядра (m_z) можна прыблізна вызначыць, падсумаваўшы масы ўсіх пратонаў (Zm_p) і нейтронаў (Nm_n), з якіх яно складаецца.

Дакладнае значэнне масы ядра крыху меншае за гэтую суму:

$$m_z < Zm_p + Nm_n.$$

Напрыклад, маса ядра нукліду кісларод-16 роўная 15,995. Розніца тлумачыцца вылучэннем каласальнай энергіі пры ўтварэнні ядра з пратонаў і нейтронаў. Менавіта з-за вылучэння гэтай энергіі, якая называецца энергіяй сувязі (ΔE), адбываецца страта агульнай масы. Энергія сувязі ў ядры ў мільёны разоў перавышае трываласць хімічнай сувязі, таму ядры атамаў у хімічных рэакцыях не разбураюцца.



У курсе фізікі 11-га класа вы навучыцеся разлічваць «дэфект мас» і энергію сувязі, зыходзячы з роўнасці $\Delta m = \frac{\Delta E}{c^2}$, дзе c — скорасць святла ў вакууме.

Пры ўтварэнні з пратонаў і нейтронаў 1 моль атамаў гелію, у ядрах якіх утрымліваецца па два пратоны і па два нейтроны, вылучаецца $2,73 \cdot 10^{12}$ Дж энергіі. Для параўнання: пры ўтварэнні вельмі трывалай трайнай хімічнай сувязі ў малекуле азоту $N \equiv N$ вылучаецца энергія $9,45 \cdot 10^5$ Дж/моль, гэта значыць амаль у 3 мільёны разоў меншая.

Лік нейтронаў у ядрах атамаў аднаго і таго ж хімічнага элемента можа вар'іравацца ў невялікіх межах.

Доўгі час лічылі, што хімічны элемент — гэта выгляд атамаў з пэўнай масай. Аднак у 1913 годзе было ўстаноўлена, што ў аднаго і таго ж хімічнага элемента могуць быць атамы, якія адрозніваюцца па масе. Такія разнавіднасці атамаў назвалі **ізатопамі**.

Ізатопаы — гэта атамы, якія адносяцца да аднаго хімічнага элемента, але адрозніваюцца па масе. Іх ядры складаюцца з аднолькавага ліку пратонаў, але рознага ліку нейтронаў.

Акрамя паняцця ізатопаў існуе паняцце **нукліды**.

Разнавіднасць атамаў з вызначанай колькасцю пратонаў і нейтронаў у ядры называюць **нуклідам** (ад лац. *nucleus* — ядро). Сукупнасць атамаў, у ядрах якіх утрымліваецца аднолькавы лік пратонаў, адносяць да аднаго хімічнага элемента, гэта значыць усе атамы аднаго хімічнага элемента маюць аднолькавы зарад ядра.

Нукліды прынята абазначаць ${}_Z^A\text{Э}$, дзе Э — сімвал хімічнага элемента, Z — лік пратонаў у ядры (атамны нумар элемента), A — масавы лік, роўны сумарнаму ліку пратонаў і нейтронаў у ядры. Напрыклад: ${}_{6}^{12}\text{C}$, ${}_{2}^{4}\text{He}$, ${}_{17}^{35}\text{Cl}$.

Большасць хімічных элементаў у прыродзе існуе ў выглядзе некалькіх нуклідаў. Так, крэмній мае тры стабільныя нукліды, а волава — дзесяць.



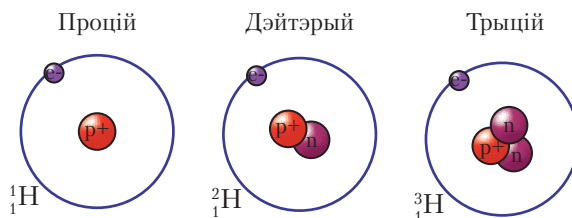
У цяперашні час для 118 элементаў вядома больш як 3400 нуклідаў.

Напрыклад, нукліды ${}^1_1\text{H}$, ${}^2_1\text{H}$ і ${}^3_1\text{H}$, якія існуюць у прыродзе, — ізатопы вадароду, бо належаць да аднаго і таго ж хімічнага элемента, але адрозніваюцца лікам нейтронаў у ядры атама (мал. 12). Іх называюць вадарод-1, або процій (H), вадарод-2, або дэйтэрый (D), вадарод-3, або трыцій (T). Масы атамаў вадароду-1, вадароду-2 і вадароду-3 роўныя 1,008, 2,014 і 3,016 а. а. м., ці прыблізна 1, 2 і 3 а. а. м.

Рэчывы, якія змяшчаюць розныя ізатопы, практычна не адрозніваюцца хімічнымі ўласцівасцямі, але маюць адрозненні ў некаторых фізічных уласцівасцях. Напрыклад, вада H_2O , у састаў малекул якой уваходзіць процій, замярзае пры 0°C . У той жа час вада, якая складаецца з малекул D_2O , замярзае пры $3,81^\circ\text{C}$, а з малекул T_2O — пры $4,48^\circ\text{C}$.

Значэнне атамных мас ізатопаў і іх адноснае ўтрыманне вызначаюць метадам мас-спектраскапіі. Менавіта з улікам значэнняў атамных мас ізатопаў і іх долі ў прыродзе вылічваюць *адносную атамную масу* хімічных элементаў.

Удакладнім азначэнне, прыведзенае раней на с. 7. Адносная атамная маса хімічнага элемента — фізічная велічыня, роўная адносінам *усярэднянай масы атамаў элемента* да $\frac{1}{12}$ часткі масы атама вугляроду-12 (${}^{12}_6\text{C}$). Цяпер становіцца зразумелым, што маецца на ўвазе пад тэрмінам «усярэдняная маса» атамаў элемента. Яе можна разлічыць, маючы звесткі аб дакладным значэнні масы і распаўсюджанасці ізатопаў элемента. Пакажам гэты разлік на наступным прыкладзе.



Мал. 12. Схема будовы ізатопаў вадароду

Прыклад 1. Вядома, што хімічны элемент кісларод у прыродзе прадстаўлены трыма ізатопамі: $^{16}_8\text{O}$, $^{17}_8\text{O}$ і $^{18}_8\text{O}$. Іх адносныя атамныя масы адпаведна роўныя 15,995, 16,999 і 17,999. У ізатопнай сумесі на долю атамаў кіслароду-16 прыходзіцца 99,757 %, кіслароду-17 — 0,038 %, а кіслароду-18 — 0,205 %. Разлічыце адносную атамную масу элемента кіслароду.

Рашэнне. Для нагляднасці разліку вылучым 100 000 атамаў гэтай ізатопнай сумесі. Тады ў ёй будзе 99 757 атамаў кіслароду-16, усяго толькі 38 атамаў кіслароду-17 і 205 атамаў кіслароду-18. Для вызначэння сярэдняга значэння адноснай атамнай масы кіслароду, відавочна, трэба скласці масы ўсіх атамаў і падзяліць на лік гэтых атамаў:

$$A_r(\text{O}) = \frac{15,995 \cdot 99\,757 + 16,999 \cdot 38 + 17,999 \cdot 205}{100\,000} = 15,999.$$

Атрыманае значэнне супадае з тым, што прыведзена ў перыядычнай сістэме.

Адносная атамная маса хімічнага элемента — гэта ўсярэдненае значэнне адносных атамных мас яго ізатопаў з улікам іх распаўсюджанасці.

Варта памятаць, што кожнаму нукліду ўласцівы пэўны масавы лік. Нельга гаварыць пра масавы лік *хімічнага элемента*, бо ў прыродзе ў аднаго і таго ж хімічнага элемента можа быць некалькі ізатопаў.

Невялікія адрозненні фізічных уласцівасцей рэчываў, якія ўключаюць розныя ізатопы аднаго і таго ж элемента, прыводзяць да таго, што ізатопны састаў рэчыва залежыць ад спосабу яго атрымання і існавання. Напрыклад, цукроза бураковага цукру змяшчае менш нуклідаў ^{13}C , чым цукроза, выдзеленая з цукровага трыснягу. Такія адрозненні нярэдка дазваляюць вызначыць паходжанне рэчыва. Звесткі пра ізатопны састаў рэчываў выкарыстоўваюцца ў геалогіі, медыцынскай дыягностыцы, крыміналістыцы, для кантролю стану навакольнага асяроддзя.



У прыродзе 21 хімічны элемент існуе ў выглядзе толькі аднаго стабільнага нукліду. Да іх адносяцца Be, F, Na, Al, P, Sc, Mn, Co, As, Y, Nb, Rh, I, Cs, Pr, Tb, Ho, Tm, Au, Bi, Pa. Іх адносныя атамныя масы ў перыядычнай сістэме ўказаны са значна большай дакладнасцю, чым для элементаў, якія існуюць у выглядзе сумесі ізатопаў.

Ядры атомаў складаюцца з пратонаў і нейтронаў. Адносны зарад ядра вызначаецца лікам пратонаў, якія ў ім знаходзяцца, і роўны парадкаваму нумару адпаведнага хімічнага элемента.

Ізатопы — гэта атомы аднаго і таго ж хімічнага элемента, ядры якіх складаюцца з аднолькавага ліку пратонаў, але рознага ліку нейтронаў.

Адносная атамная маса хімічнага элемента — гэта ўсярэдненае значэнне адносных атамных мас яго ізатопаў з улікам распаўсюджанасці ізатопаў элемента.

Пытанні, заданні, задачы

1. Назавіце: а) часціцы, якія ўваходзяць у састаў атома; б) нуклід, які не ўтрымлівае нейтронаў.

2. Прывядзіце абазначэнні нуклідаў хлор-35 і хлор-37, ёд-127 і ёд-131 у выглядзе A_ZX .

3. Выкарыстоўваючы даныя табліцы 4, параўнайце характарыстыкі: а) пратона і нейтрона; б) пратона і электрона.

4. Адкажыце на пытанні: а) чаму ў выніку хімічных рэакцый не адбываецца ператварэння адных элементаў у іншыя; б) якая атамная маса хімічных элементаў указана ў перыядычнай сістэме — адносная або абсалютная; в) чаму маса ядра меншая за сумарную масу пратонаў і нейтронаў, якія складаюць ядро?

5. Вызначце колькасць пратонаў і нейтронаў у ядрах ізатопаў вугляроду з масавымі лікамі 12, 13 і 14.

6. Пакажыце лік электронаў у наступных атамах і іонах: H^- , H^+ , He, Au, Ca^{2+} .

7. Вызначце, колькі разнавіднасцей малекул вады можа ўтварыцца з кіслароду і вадароду, калі маецца сумесь атамаў вадароду і кіслароду, якая ўключае нукліды: 1_1H , 2_1H , ${}^{16}_8O$, ${}^{17}_8O$, ${}^{18}_8O$.

8. Супастаўце састаў нуклідаў ${}^{40}_{18}Ar$, ${}^{40}_{20}K$, ${}^{40}_{20}Ca$, а таксама 3_2He , 3_1H і ${}^{14}_6C$, ${}^{14}_7N$. Ці можна адназначна ўстанавіць прыналежнасць атома да вызначанага элемента толькі на падставе велічыні яго масавага ліку?

9. Разлічыце адносную атамную масу прыроднай медзі, калі вядома, што яна складаецца з двух ізатопаў ${}^{63}_{29}Cu$ (69 %) і ${}^{65}_{29}Cu$ (31 %), прычым $Ar({}^{63}Cu) = 62,93$, $Ar({}^{65}Cu) = 64,93$. Адказ правярце па перыядычнай сістэме Мендзялеева.

10. Вядома, што хімічны элемент вуглярод у прыродзе прадстаўлены двума стабільнымі ізатопамі вуглярод-12 і вуглярод-13, адносныя атамныя масы якіх адпаведна роўныя 12,000000 і 13,003355. На долю атамаў вугляроду-12 прыходзіцца 98,90 %, а на долю атамаў вугляроду-13 — 1,10 %. Разлічыце адносную атамную масу вугляроду і супастаўце атрыманае значэнне з тым, што прыведзена ў перыядычнай сістэме.



§ 8. З'ява радыеактыўнасці

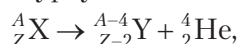
У 1896 годзе А. Бекерэль, вывучаючы солі ўрану, выявіў, што яны выпускаюць невядомае раней выпраменьванне. Гэтая з'ява атрымала назву *радыеактыўнасці*.

Радыеактыўнасць (або радыеактыўны распад) — гэта самаадвольнае ператварэнне нестабільных атамных ядраў адных хімічных элементаў у ядры іншых элементаў, якое суправаджаецца выпусканнем часціц высокай энергіі, а таксама жорсткім электрамагнітным выпраменьваннем.

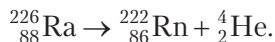
Такое ператварэнне не з'яўляецца хімічнай рэакцыяй.

У залежнасці ад прыроды часціц, якія выпускаюцца, адрозніваюць некалькі відаў радыеактыўнага распаду атамных ядраў. Падрабязна іх вывучае ядзерная фізіка. Мы разгледзім два з іх — α - і β -распад.

Альфа-распад суправаджаецца выпусканнем α -часціц — дадатна зараджаных ядраў гелію, якія змяшчаюць два пратоны і два нейтроны ${}^4_2\text{He}$. Гэты распад можна паказаць у выглядзе ўраўнення ядзернай рэакцыі:

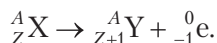


дзе X — няўстойлівае ядро з атамным нумарам Z і масавым лікам A ; Y — ядро, якое ўтварылася і атамны нумар якога на 2 адзінкі, а масавы лік — на 4 адзінкі меншы, чым у зыходнага ядра. Прыкладам такога распаду з'яўляецца распад радыю-226 з утварэннем газападобных радону-222 і гелію-4:

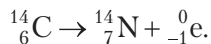


Пры складанні ўраўненняў ядзерных рэакцый варта ўлічваць, што сума зарадаў (Z) і сума масавых лікаў (A) у абедзвюх частках ураўнення павінны быць роўныя.

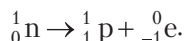
Бэта-распад звязаны з выпусканнем ядром β -часціцы — электрона (${}^0_{-1}\text{e}$). Пры гэтым зарад новага ядра павялічваецца на адзінку, а яго масавы лік A не змяняецца:



Напрыклад, пры β -распадзе вугляроду-14 утвараецца азот-14:



Электронны ўзнікаюць пры распадзе нейтрона (${}^1_0\text{n}$) на электрон (${}^0_{-1}\text{e}$) і пратон (${}^1_1\text{p}$):



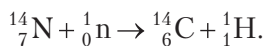
Часта радыеактыўныя ператварэнні суправаджаюцца *гама-выпраменьваннем*. Яно ўяўляе сабой жорсткае электрамагнітнае выпраменьванне з даўжынёй хвалі 10^{-10} – 10^{-13} м.

Стабільныя і радыеактыўныя нукліды

Прычынай радыеактыўнасці з'яўляецца няўстойлівасць атамных ядраў шэрага хімічных элементаў. Няўстойлівыя нукліды называюцца *радыеактыўнымі нуклідамі*, або *радыенуклідамі*. Радыеактыўныя нукліды адрозніваюцца ад стабільных суадносінамі пратонаў і нейтронаў у ядры і энергіяй іх сувязі.

Любы хімічны элемент мае як стабільныя, так і радыеактыўныя нукліды. Для некаторых элементаў вядомы толькі радыенукліды. Да іх адносяцца ўсе элементы перыядычнай сістэмы пачынаючы з вісмуту, а таксама тэхнецій Тс і праметый Рм.

У прыродзе выяўлена 84 радыенукліды. Іх называюць *натуральнымі*, або *прыроднымі*, *радыенуклідамі*. Да іх адносяцца радыенукліды, якія захаваліся з моманту ўтварэння Зямлі, а таксама тыя, што ўзнікаюць у ядзерных рэакцыях, якія працякаюць пастаянна. Гэтыя рэакцыі звязаны або з распадам наяўных радыенуклідаў, або з узаемадзеяннем паміж высокаэнергетычнымі касмічнымі часціцамі і ядрамі атамаў, якія прысутнічаюць у атмасферы. Напрыклад, у граніце змяшчаецца радыенуклід уран-238, распад якога прыводзіць да ўтварэння радыенукліду радон-222. У атмасферы пад дзеяннем часціц, якія ляцяць з космасу (струмень нейтронаў і інш.), утвараюцца радыеактыўныя ядры вугляроду-14:



Да найбольш распаўсюджаных прыродных радыенуклідаў адносяцца ўран-238, уран-235, торый-232 і калій-40.

У навакольным асяроддзі прысутнічае і значная частка *штучных радыенуклідаў*. Іх яшчэ называюць *тэхнагеннымі радыенуклідамі*, таму што яны ўтварыліся ў выніку дзейнасці прадпрыемстваў атамнай прамысловасці і правядзення выпрабаванняў ядзернай зброі ў 40–80-я гады ХХ стагоддзя, а таксама з-за неахайнага абыходжання з радыеактыўнымі крыніцамі ў іншых галінах прамысловасці.

Устойлівасць радыенуклідаў характарызуецца *перыядам паўраспаду*. *Перыяд паўраспаду* — гэта час, на працягу якога распадаецца палова зыходнай колькасці ядраў радыеактыўнага элемента.

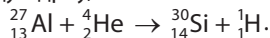
Напрыклад, перыяд паўраспаду ёду-131 ($T_{1/2}$) роўны 8,04 сутак, а перыяды паўраспаду цэзію-137 і стронцыю-90 складаюць каля 30 гадоў. Пры гэтым зусім не значыць, што праз 60 гадоў радыеактыўных цэзію і стронцыю не застанеца. Калі палічыць, то да гэтага часу захаваецца чацвёртая частка, і нават праз 180 гадоў застанеца каля 1,5 % ад іх першапачатковай колькасці.

У выніку аварыі на Чарнобыльскай атамнай электрастанцыі 26 красавіка 1986 года ў навакольнае асяроддзе былі выкінуты радыеактыўныя нукліды 37 хімічных элементаў. Іх павышанае ўтрыманне зрабіла частку тэрыторыі

нашай краіны непрыдатнай для пражывання. У цяперашні час Рэспубліка Беларусь працягвае пераадольваць наступствы чарнобыльскай катастрофы. Вядучая роля ў гэтай працы належыць хімікам. Яны ажыццяўляюць маніторынг забруджаных тэрыторый, удзельнічаюць у распрацоўцы праектаў па іх ачыстцы і аднаўленні, шукаюць спосабы зніжэння ўтрымання небяспечных радыенуклідаў у сельскагаспадарчай прадукцыі.



Акрамя радыеактыўнага распаду ядраў, магчымы і іх сінтэз. Напрыклад:



Веданне механізму і заканамернасцей працякання ядзерных ператварэнняў дазваляе ажыццяўляць накіраваны сінтэз хімічных элементаў. Усе элементы з парадкавымі нумарамі больш за 92 атрыманы штучным шляхам.

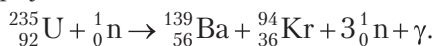
У выніку ядзерных рэакцый адбываецца сінтэз хімічных элементаў на Сонцы і іншых зорках. Ядзерныя рэакцыі сінтэзу элементаў на Сонцы — крыніца энергіі зоркі і жыцця на Зямлі.

Выкарыстанне радыенуклідаў

Распад радыеактыўных атамных ядраў суправаджаецца вылучэннем велізарнай колькасці энергіі. Чалавецтва навучылася кіраваць распадам радыенуклідаў, а энергію, якая вылучаецца пры гэтым, выкарыстоўваць у сваіх інтарэсах.

На атамных электрастанцыях энергія, якая вылучаецца пры дзяленні ядраў урану, ператвараецца спачатку ў цеплавую, а затым у электрычную энергію (мал. 13).

Працэс дзялення радыеактыўных ядраў урану-235 пад дзеяннем нейтронаў можна паказаць у выглядзе ўраўнення:



Нейтроны, якія ўтвараюцца, выклікаюць дзяленне новых ядраў урану-235 па ланцуговым механізме.

Дзеянне ядзернай зброі заснавана на імгненным вылучэнні велізарнай колькасці энергіі пры дзяленні ядраў урану або плутонію.



Пры поўным дзяленні 1 кг урану-235 вылучаецца каля $7,7 \cdot 10^{13}$ Дж энергіі, што эквівалентна цеплаты згарання каля 3000 т высака якаснага каменнага вугалю.

У 32 краінах свету функцыянуе каля 200 атамных электрастанцый, якія забяспечваюць прыблізна 20 % ад агульнай колькасці электраэнергіі, што спажываецца гэтымі краінамі.



Мал. 13. Беларуская АЭС

Радыенукліды выкарыстоўваюць у медыцынскай дыягностыцы і для лячэння некаторых захворванняў.

Радыяцыйная бяспека



У працэсе распаду атамных ядраў ці, наадварот, іх сінтэзу адбываецца выкід пратонаў, нейтронаў, электронаў, які суправаджаецца гама-выпраменьваннем. Гэты працэс называюць радыеактыўным выпраменьваннем, або радыяцыяй. Яго *прыродныя крыніцы* — гэта сонечная радыяцыя і касмічнае выпраменьванне, а таксама радыеактыўныя рэчывы, якія знаходзяцца ў зямной кары, навакольных аб'ектах, вадзе, паветры і паступова пранікаюць у арганізм чалавека і жывёл.

Існуюць і *тэхнагенныя крыніцы* радыеактыўнасці, створаныя чалавекам ці справакаваныя яго дзейнасцю. Негатыўныя прыклады ўтварэння такіх крыніц — выпрабаванне ядзернай зброі, захаванне радыеактыўных адходаў, памылкі пры эксплуатацыі атамных электрастанцый, якія прыводзяць да катастроф.

Уздзеянне значных доз знешняга радыяцыйнага выпраменьвання на арганізм чалавека можа выклікаць цяжкія захворванні. Яшчэ большую небяспеку ўяўляе пападанне радыенуклідаў у арганізм чалавека праз органы дыхання, з ежай і вадой (мал. 14). Выпраменьванне радыенуклідаў негатыўна ўплывае на асобныя клеткі, блакуе сінтэз або пашкоджвае ДНК. Найбольшую небяспеку для чалавека ўяўляюць радыенукліды: ^{210}Po , ^{90}Sr , ^{131}I , ^{137}Cs , ^{235}U , ^{222}Rn .

Так, шчытападобная залоза адказвае за выпрацоўку гармонаў, якія ўдзельнічаюць у абменных працэсах у арганізме. Для яе нармальнага функцыянавання неабходны ёд. Трапляючы ў арганізм, радыеактыўны ёд-131 назапашваецца ў шчытападобнай залозе, выклікае моцнае апраменьванне і прыводзіць да ўтварэння ракавых пухлін. Каб паменшыць небяспеку такога ўздзеяння, рэкамендуецца прымаць прэпараты нерадыеактыўнага ёду (KI).

Радыенуклід стронцый-90 з'яўляецца хімічным аналагам кальцыю, таму адкладаецца замест яго ў касцявой тканцы, выклікаючы пашкоджанне клетак касцявога мозгу. Адна з мер прафілактыкі такога захворвання на тэрыторыях,



Мал. 14. Шляхі пранікнення радыеактыўнага радону ў жылыя памяшканні

забруджаных стронцыем-90, — гэта вапнаванне глебы. Паступленне нерадыеактыўнага кальцыю прыводзіць да зніжэння колькасці стронцыю-90 не толькі ў раслінах, але і ў арганізме жывёл і чалавека, якія ўжываюць гэтыя расліны.



Радон з'яўляецца другім па частаце (пасля курэння) фактарам, які выклікае рак лёгкіх. Ён натуральным чынам вылучаецца з нетраў Зямлі і назапашваецца ў падвальных памяшканнях. Адтуль па вентыляцыйных шахтах ён пранікае ў жылыя памяшканні (мал. 14). Каб паменшыць яго ўтрыманне, а значыць, і ўздзеянне, неабходна добра праветрываць памяшканні.

Радыеактыўнасць (або радыеактыўны распад) — гэта самаадвольнае ператварэнне нестабільных атамных ядраў адных хімічных элементаў у ядры іншых элементаў, якое суправаджаецца выпусканнем часціц высокай энергіі, а таксама жорсткім электрамагнітным выпраменьваннем.

Радыеактыўны распад атамных ядраў адбываецца з выпусканнем α -часціц (ядраў гелію), β -часціц (электронаў) і γ -прамянёў.

Від атамаў, якія падвяргаюцца радыеактыўнаму распаду, называюць радыенуклідамі.

Радыеактыўныя нукліды выкарыстоўваюць у атамнай энергетыцы, медыцыне, навуковых даследаваннях і ў ваенных мэтах.

Пытанні, заданні, задачы

1. Што такое радыеактыўнасць? Назавіце віды радыеактыўнага распаду.
2. Пакажыце характарыстыкі α - і β -часціц, карыстаючыся табліцай 4 на с. 37.
3. Назавіце крыніцы натуральнай радыеактыўнасці.
4. Якую радыеактыўную небяспеку для чалавека ўяўляе знаходжанне ў падвальных памяшканнях і ў памяшканнях, якія не праветрываюцца?
5. Параўнайце састаў ядраў нуклідаў ^{131}I і ^{127}I , ^{137}Cs і ^{133}Cs , ^{90}Sr і ^{88}Sr .
6. Складзіце ўраўненні ядзерных рэакцый:



7. Радыенукліды ^{210}Po , ^{235}U , ^{222}Rn падвяргаюцца α -распаду, а радыенукліды ^{90}Sr , ^{131}I , ^{137}Cs — β -распаду. Складзіце ўраўненні рэакцый іх распаду і назавіце прадукты.

8. Масавая доля калію ў целе чалавека складае 0,25 %. З усёй колькасці атамаў калію на долю калію-40 прыходзіцца 0,0117 %. Разлічыце лік радыеактыўных атамаў ^{40}K у арганізме чалавека, маса якога — 60 кг.

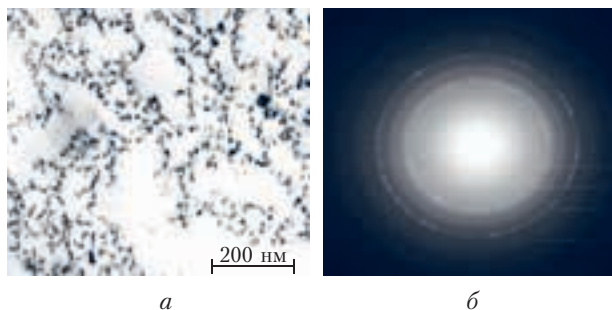
9. Першай штучнай ядзернай рэакцыяй, якую ажыццявіў Э. Рэзерфорд ў 1919 годзе, была рэакцыя ўзаемадзеяння атамаў азоту-14 з α -часціцамі. У ходзе рэакцыі ўтвараецца атам нейкага элемента і вылучаецца пратон. Вызначце гэты элемент.

10. Сярэдняя энергія, якая вылучыцца пры распадзе аднаго ядра ўрану-235, роўная $3,24 \cdot 10^{-11}$. Разлічыце значэнне энергіі, якая вылучыцца пры распадзе ўрану-235: а) колькасцю 1 моль; б) масай 1 кг.



§ 9. Стан электрона ў атаме

Развіццё квантавай механікі ў 20-я гады XX стагоддзя прывяло да карэннага перагляду фундаментальных паняццяў тэорыі будовы атама. Даследаванне ўласцівасцей электрона паказала, што для яго характэрны ўласцівасці як часціцы, так і хвалі. Электрон як часціца характарызуецца масай і электрычным зарадам, як хваля — даўжынёй хвалі, якая залежыць ад скорасці руху электрона. Гэтую дваістасць уласцівасцей электрона назвалі *карпускулярна-хвалевым* дуалізмам.



Мал. 15. Плёнка, якая складаецца з наначасціц Au і SnO_2 : *a* — выява, *б* — дыфракцыйная карціна.

Фатаграфіі атрыманы метадамі, заснаванымі на выкарыстанні хвалевых уласцівасцей электронаў

У цяперашні час хвалевыя ўласцівасці электрона выкарыстоўваюцца ў электроннай і атамна-сілавой мікраскапіі, якая дазваляе разглядаць розныя аб'екты (памерам парадку 10^{-9} м) з павелічэннем у сотні тысяч разоў (мал. 15). Без гэтых метадаў было б немагчымым з'яўленне нанатэхналогій.

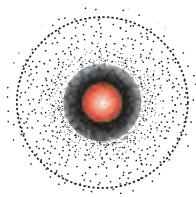
З пункту гледжання квантавай механікі для электрона

нельга адначасова дакладна вызначыць яго каардынату і скорасць, а значыць, немагчыма прасачыць *траекторыю* руху электрона ў атаме, таму кажуць пра *верагоднасць* знаходжання электрона ў пэўнай вобласці прасторы каля ядра. Яе абмяжоўваюць умоўнай паверхняй, якая ахоплівае прыкладна 90 % аб'ёму, у якім найбольш вялікая верагоднасць знаходжання гэтага электрона (мал. 16). Такую вобласць каляядзернай прасторы называюць *атамнай электроннай арбіталлю*, ці проста *атамнай арбіталлю*.

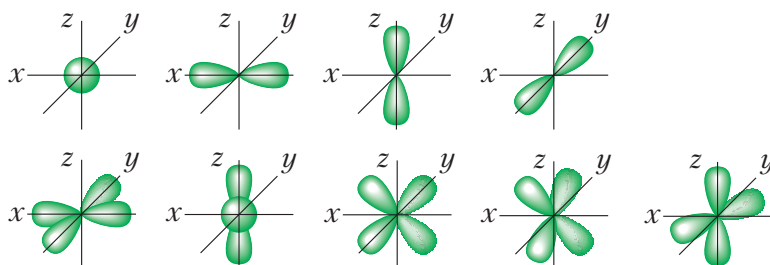
Кожнаму электрону ў атаме адпавядае свая **атамная арбіталь**, якая *характарызуецца пэўнымі значэннямі энергіі,*

формай і памерам электроннага воблака.

За ўмоўны *памер* атамнай *s*-арбіталі прымаюць дыяметр воблака, у якім верагоднасць знаходжання дадзенага электрона складае прыкладна 90 % (гл. пункцірную лінію на мал. 16).



Мал. 16.
Электроннае
воблака атама
вадароду



Мал. 17. Форма электронных воблакаў s -, p -арбіталей (верхні радок) і d -арбіталей (ніжні радок)

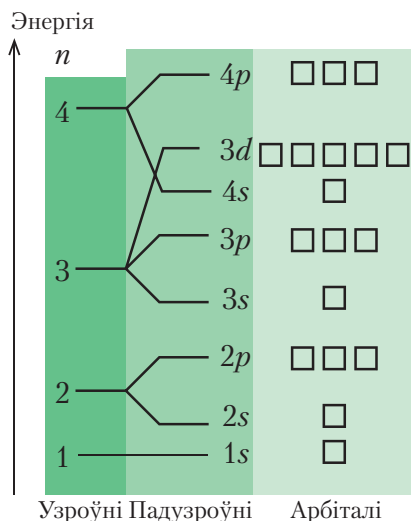


Па форме электроннага воблака адрозніваюць s -, p -, d - і f -арбіталі. s -Арбіталі маюць форму сферы, p — форму гантэлі, d і f — больш складаную форму (мал. 17).

Згодна з асноўным прынцыпам квантавай механікі, электрон у атаме можа прымаць толькі пэўныя значэнні энергіі, а іншыя значэнні забароненыя. У гэтым выпадку кажуць, што *энергія электрона квантаваная*, гэта значыць мае дыскрэтны набор значэнняў. Для нагляднага ўяўлення станаў электронаў у атаме выкарыстоўваюць энергетычную дыяграму (мал. 18). Прааналізуем гэты малюнак. З малюнка вынікае, што электроны ў атаме размеркаваны па энергетычных узроўнях і падузроўнях.

Энергетычныя ўзроўні (або электронныя пласты, з якімі вы пазнаёміліся, вывучаючы хімію ў 9-м класе) абазначаюць лікам n . Гэты лік мае толькі цэлалікавыя значэнні: 1, 2, 3, ... Кожнаму значэнню n адпавядае пэўнае значэнне энергіі электрона. Энергія можа змяняцца толькі скачкападобна. Самы нізкі энергетычны ўзровень ($n = 1$) адпавядае мінімальна магчымай энергіі электрона. Электроны, якія знаходзяцца на гэтым узроўні, найбольш моцна звязаныя з ядром. Чым большы n , слабейшая яго сувязь з ядром, большы памер электроннага воблака, тым большая энергія электрона. Пры $n = \infty$ электрон губляе сувязь з ядром і лічыцца свабодным.

Вам ужо вядома, што лік электронаў на энергетычных узроўнях розны. Так, на першым энергетычным узроўні можа быць не больш за 2, на другім — не больш за 8, на трэцім — не больш за 18 электронаў.



Мал. 18. Схема размеркавання атамных арбіталей па энергіі (энергетычная дыяграма)

Лік электронаў, які можа змясціць пэўны ўзровень, можна вылічыць па формуле:

$$N(e^-) = 2n^2.$$

Электронны, якія знаходзяцца на адным энергетычным узроўні, утвараюць *электронную абалонку*, або *слой*. Найвышэйшую па энергіі электронную абалонку называюць *знешняй*. На ёй размешчаны электроны, якія слабей за ўсё звязаны з ядром і таму здольныя ўдзельнічаць ва ўтварэнні хімічных сувязей. Іх называюць *валентнымі*.

У шматэлектронных атамах энергетычныя ўзроўні расшчапляюцца на *энергетычныя падузроўні* (табл. 5). На першым узроўні ($n = 1$) ёсць толькі адзін падузровень — $1s$, на другім ($n = 2$) — два падузроўні ($2s$ і $2p$), на трэцім іх тры ($3s$, $3p$ і $3d$).

Табліца 5. Размеркаванне электронаў у атаме па ўзроўнях, падузроўнях, арбітальных

Энергетычны ўзровень, n	Пад-узровень	Лік атамных арбіталей	Максімальны лік электронаў на падузроўні	Максімальны лік электронаў на энергетычным узроўні ($N(e^-) = 2n^2$)
1	$1s$	1	2	2
2	$2s$	1	2	8
	$2p$	3	6	
3	$3s$	1	2	18
	$3p$	3	6	
	$3d$	5	10	

Атамныя арбіталі, парадак іх запайнення электронамі

На энергетычнай дыяграме атамныя арбіталі намаляваны ў выглядзе клетак (ячэек): $\square$ (мал. 18). На кожным энергетычным падузроўні можа знаходзіцца толькі пэўны лік аднолькавых па энергіі атамных арбіталей: на любым s -падузроўні — адна $\square$, на p — тры $\square\square\square$, на d — пяць $\square\square\square\square\square$.

Як вам ужо вядома, на кожнай атамнай арбіталі можа размясціцца не больш за два электроны: $\uparrow\downarrow$, прычым электроны павінны адрознівацца сваімі спінамі. Спін умоўна характарызуе вярчэнне электрона вакол уласнай восі па гадзіннікавай стрэлцы або супраць яе. Гэтыя адрозненні ў электронаў на схеме малююць стрэлкамі, накіраванымі ў процілеглыя бакі. Калі на арбіталі знаходзіцца адзін электрон $\uparrow$, яго называюць няспараным, а атамную арбіталь — напалову запоўненай. Калі на арбіталі два электроны $\uparrow\downarrow$, то электроны называюць спаранымі, а арбіталь — запоўненай. Атамную арбіталь без электронаў называюць вакантнай, або свабоднай $\square$.

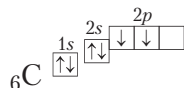
Умяшчальнасць энергетычных узроўняў паказана ў табліцы 5.

Вам вядомыя тры спосабы адлюстравання размеркавання электронаў у атаме:

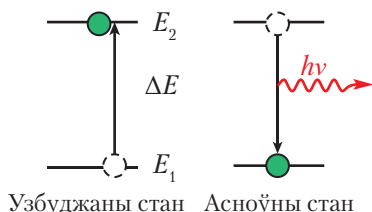
1) у выглядзе электронных схем (паказваюць размеркаванне электронаў толькі па энергетычных узроўнях), напрыклад для вугляроду ${}_6\text{C } 2e^-, 4e^-$;

2) у выглядзе формулы *электроннай канфігурацыі* (паказваюць размеркаванне электронаў па арбітальных), напрыклад ${}_6\text{C } 1s^2 2s^2 2p^2$, дзе лічбы перад літарамі s і p паказваюць нумар энергетычнага ўзроўню, літары s і p — форму электроннага воблака, а верхні індэкс над літарамі — лік электронаў, размешчаных на падузроўнях;

3) з дапамогай *электронна-графічных схем* (паказваюць размеркаванне электронаў па арбітальных з улікам спіна электрона), напрыклад:



Электронна-графічная схема — гэта тая ж энергетычная дыяграма, але з адлюстраваннем запаўнення электронамі атамных арбіталей. Стан атама з найменшай магчымай для яго энергіяй электронаў называюць **асноўным**, або **няўзбуджаным**, станам. Усе іншыя энергетычныя станы гэтага атама, якім адпавядае большая энергія электронаў, чым у асноўным стане, называюцца **ўзбуджанымі**.



Мал. 19. Схема пераходу электрона з асноўнага ва ўзбуджаны стан

Для таго каб перавесці атам ва ўзбуджаны стан, яму трэба надаць энергію — *энергію ўзбуджэння* (ΔE) (мал. 19). Яна перадаецца пры ўздзеянні на атам *электрамагнітнага выпраменьвання* (напрыклад, сонечнага святла), пры награванні або ўздзеянні на атам хуткіх электронаў. У асноўным стане атам можа знаходзіцца

неабмежавана доўга, а ва ўзбуджаным — каля 10^{-15} с, пасля чаго ўзбуджаныя электроны вяртаюцца ў асноўны стан. Пераход атама з узбуджанага стану ў асноўны суправаджаецца электрамагнітным выпраменьваннем.



Уласцівасць атамаў пасля іх энергетычнага ўзбуджэння выпраменьваць святло з пэўнымі даўжынямі хваляў ляжыць у аснове метаду спектральнага аналізу — аднаго з асноўных метадаў якаснага і колькаснага аналізу рэчываў. Спектр складаецца з асобных ліній, кожная з якіх з'яўляецца ў выніку пераходу атама з узбуджанага ў асноўны стан. Лінейчаты спектр выпускання — сведчанне розных канкрэтных значэнняў энергіі электронаў у атаме.



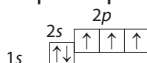
Для электрона характэрны ўласцівасці як часціцы, так і хвалі.

Атамная арбіталь — гэта характарыстыка стану электрона ў атаме, якая ўключае пэўнае значэнне энергіі, форму і памер электроннага воблака.

Электронную будову атама характарызуюць з дапамогай электроннай схемы, формулы электроннай канфігурацыі і электронна-графічнай схемы.

Пытанні, заданні, задачы

- Назавіце характарыстыкі электрона: а) як часціцы; б) як хвалі.
- Назавіце спосабы адлюстравання размеркавання электронаў у атаме азоту:



а) ${}_7\text{N } 2e^-, 5e^-$; б) ${}_7\text{N } 1s^2 2s^2 2p^3$; в) ${}_7\text{N } \begin{array}{c} 2p \\ \uparrow \uparrow \uparrow \\ 1s \uparrow \downarrow \end{array}$

- Як зменіцца энергія электрона, калі яго перавесці са стану з $n = 2$ у стан з $n = 3$? Што адбудзецца з энергіяй электрона, калі ён вернецца ў ранейшы стан?
- Выкарыстоўваючы малюнак 18, расстаўце наступныя атамныя арбіталі ў парадку павелічэння іх энергіі: $3p$, $2p$, $3d$, $1s$.
- У якім стане энергія электрона вышэйшая: $2s$ або $2p$; $3p$ або $2p$?
- Чым адрозніваюцца атамныя арбіталі $1s$ і $3s$?
- Колькі ўсяго электронаў можа знаходзіцца на трэцім энергетычным узроўні, на $1s$ -падузроўні, на $2p$ -падузроўні, на $3d$ -падузроўні?
- Пры ўзбуджэнні электрон перайшоў з $2s$ - на $2p$ -арбіталь. Што пры гэтым змянілася: энергія электрона, форма электроннага воблака, зарад атама, энергія атама?
- Разлічыце лік электронаў у порцыі фосфару масай $1,24$ г.
- Порцыя нітрату двухвалентнага металу колькасцю $0,2$ моль змяшчае $16,4$ моль электронаў. Вызначце элемент.



§ 10. Перыядычны закон у святле тэорыі будовы атама



У ходзе карпатлівай працы па сістэматызацыі ўласцівасцей простых і складаных рэчываў прафесар Санкт-Пецярбургскага ўніверсітэта Д. І. Мендзялееў выявіў перыядычную залежнасць саставу вышэйшых аксідаў і вадародных злучэнняў хімічных элементаў ад іх атамнай масы. Размясціўшы сімвалы хімічных элементаў у парадку ўзрастання атамнай масы і аб'яднаўшы элементы з аднолькавай формулай вышэйшага аксіду ў групы, у 1869 годзе Д. І. Мендзялееў стварыў табліцу, якую назваў перыядычнай. Аказалася, што элементы, аб'яднаныя ў адну групу па прыкмеце агульнай валентнасці, маюць блізкія хімічныя ўласцівасці. На аснове ўстаноўленай заканамернасці ён сфармуляваў закон, які атрымаў назву *перыядычнага*.

У адрозненне ад фізічных законаў, якія звычайна падаюцца ў выглядзе формул, перыядычны закон быў паказаны Д. І. Мендзялеевым у выглядзе *перыядычнай сістэмы хімічных элементаў*.

У 1913 годзе было эксперыментальна ўстаноўлена, што хімічны элемент — гэта від атамаў з пэўным дадатным зарадам ядра, значэнне якога адпавядае парадкаваму нумару хімічнага элемента ў перыядычнай сістэме. Пасля гэтага перыядычны закон атрымаў новую фармулёўку:

уласцівасці атамаў хімічных элементаў, а таксама састаў і ўласцівасці рэчываў, утвораных імі, знаходзяцца ў перыядычнай залежнасці ад зараду атамных ядраў.

Такім чынам, парадкавы нумар хімічнага элемента набыў фізічны сэнс. Як вы ўжо ведаеце, калі за адзінку вымярэння зараду прыняць зарад электрона, то адносны зарад ядра любога атама будзе колькасна роўны парадкаваму нумару Z адпаведнага хімічнага элемента.

Наступным этапам развіцця тэорыі перыядычнай сістэмы стала высвятленне прычыны перыядычнай залежнасці ўласцівасцей хімічных элементаў ад зараду ядра атамаў, абгрунтаванне інтэрвалаў перыядычнасці.

Для высвятлення гэтых прычын давайце прасочым, як па меры ўзрастання зараду атамных ядраў змяняюцца станы электронаў у атамах хімічных элементаў. Для кожнага элемента запішам формулу электроннай канфігурацыі і пабудуем электронна-графічную схему ў адпаведнасці з малюнкам 20.

Пры вырашэнні пытання аб паслядоўнасці запаўнення электронамі атамных арбіталей будзем кіравацца наступнымі правіламі.

1. Электронны ў атаме ў першую чаргу запаўняюць свабодныя атамныя арбіталі з найбольш нізкай энергіяй. Энергія атамных арбіталей узрастае ў наступнай паслядоўнасці:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p...$$

2. На адной атамнай арбіталі можа знаходзіцца не больш за два электроны, прычым электроны павінны мець антыпаралельныя спіны.

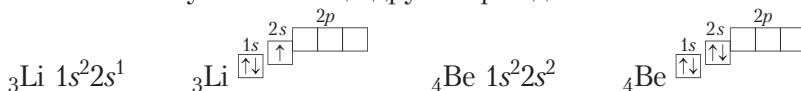
3. Лік няспараных электронаў на дадзеным энергетычным падузроўні павінен быць максімальным.

Стан атама, у якога атамныя арбіталі запоўнены электронамі ў названай паслядоўнасці, з'яўляецца *асноўным станам*, гэта значыць станам з найменшай энергіяй. Усе астатнія станы будуць *узбуджанымі*.

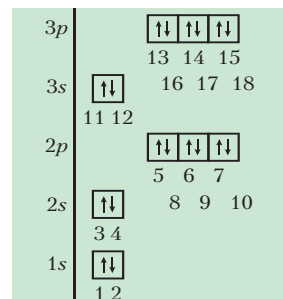
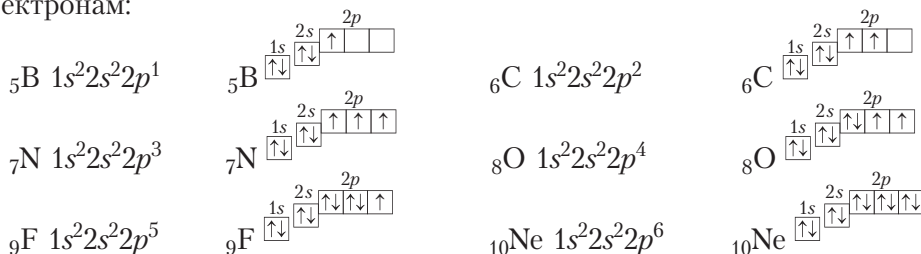
Такім чынам, у атама вадароду з адносным зарадам ядра $Z = 1$ адзіны электрон павінен заняць самую нізкую па энергіі атамную арбіталь $1s$. У атама наступнага элемента абодва электроны засяляюць тую ж $1s$ -арбіталь, але павінны мець супрацьлеглыя спіны:



Паколькі на першым энергетычным узроўні ёсць толькі адна атамная арбіталь, якая не можа змясціць больш за два электроны, то трэці і чацвёртыя электроны ў атамах з $Z = 3$ і $Z = 4$ займаюць наступную па энергіі $2s$ -арбіталь. Атамы гэтых элементаў пачынаюць другі перыяд:

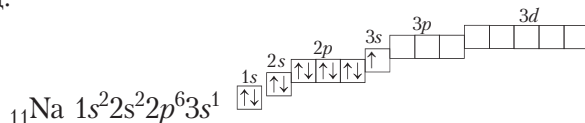


У атамах наступных элементаў электроны запаўняюць $2p$ -падузровень: спачатку па адным электроне на кожную з трох p -арбіталей; затым, пачынаючы з атама кіслароду ($Z = 6$), кожная p -арбіталь запаўняецца другім электронам:

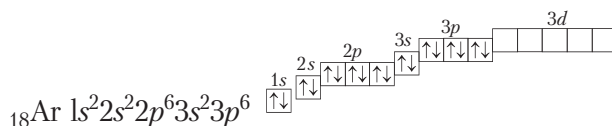


Мал. 20. Паслядоўнасць запаўнення электронамі атамных арбіталей

Паколькі другі энергетычны ўзровень не можа ўтрымліваць больш за 8 электронаў, то элемент з адносным зарадам ядра атама $+11$ ($Z = 11$) пачынае трэці перыяд:



Паслядоўнасць запаўнення электронамі атамных арбіталей на трэцім энергетычным узроўні аналагічная той, што мы назіралі для другога ўзроўню (Дадатак 1). Стан электронаў апошняга элемента трэцяга перыяду аргону ($Z = 18$) апісваецца так:



Пры гэтым у атама Ar, у адрозненне ад атамаў папярэдніх высакародных газаў He і Ne, запаўненне электронамі трэцяга энергетычнага ўзроўню не заканчваецца. У яго застаюцца незапоўненымі $3d$ -арбіталі. Паколькі на знешнім электронным слоі не можа быць больш за 8 электронаў, то наступны за аргонам элемент ($Z = 19$) пачынае новы, чацвёрты перыяд.

Для кампактнасці запісу запоўнення электронныя воблакі ў формулах электронных канфігурацый заменім сімвалам высакароднага газу, атам якога мае такую ж электронную канфігурацыю. Так, запіс $1s^2$ можна замяніць на [He], $1s^2 2s^2 2p^6$ — на [Ne], $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ — на [Ar] і г. д. Напрыклад, формулу электроннай канфігурацыі атама літыю можна запісаць як [He] $2s^1$, хлору — [Ne] $3s^2 3p^5$.

На гэтым спынім разгляд электронных канфігурацый атамаў хімічных элементаў.

Супаставіўшы формулы электронных канфігурацый атамаў са становішчам адпаведных ім хімічных элементаў у перыядычнай сістэме, можна звярнуць увагу на наступныя заканамернасці.

Па-першае, пачатак кожнага перыяду супадае з пачаткам запаўнення новага *энергетычнага ўзроўню* ў атаме. Значэнне нумара гэтага ўзроўню (n) роўнае нумару перыяду. У гэтым заключаецца *фізічны сэнс нумара перыяду*.

Па-другое, лік электронаў на знешняй электроннай абалонцы атама A -групы роўны нумару групы, у якой размешчаны адпаведны гэтаму атаму хімічны элемент. У гэтым заключаецца *фізічны сэнс нумара групы*. Максімальны лік электронаў на знешняй электроннай абалонцы атамаў не перавышае васьмі (табл. 6).

Табліца 6. Электронная канфігурацыя атамаў хімічных элементаў А-груп

Параметры параўнання	Групы							
	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
Знешняя абалонка	ns^1	ns^2	ns^2np^1	ns^2np^2	ns^2np^3	ns^2np^4	ns^2np^5	ns^2np^6
Лік e^- на знешняй абалонцы	1	2	3	4	5	6	7	8
Вышэйшы аксід	R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7	—
Вадароднае злучэнне	RH	RH_2	RH_3	RH_4	RH_3	RH_2	RH	—

Трэцяя заканамернасць вынікае з аналізу наступнай лагічнай схемы, якую мы пабудуем з улікам ведаў, атрыманых у 8–10-х класах.

У адной групе размешчаны хімічныя элементы, якія ўтвараюць злучэнні з падобнымі хімічнымі ўласцівасцямі	Атамы хімічных элементаў, размешчаных у адной групе, маюць аднолькавую электронную канфігурацыю знешняй электроннай абалонкі
---	--



Вывад. Хімічныя ўласцівасці рэчываў абумоўлены будовай знешніх электронных абалонак атамаў, таму знешнюю электронную абалонку называюць валентнай, а размешчаныя на ёй электроны — валентнымі

Чацвёртую заканамернасць нам дазволіць вывесці лагічная схема.

Уласцівасці хімічных элементаў змяняюцца перыядычна з ростам зараду іх атамных ядраў	Электронная канфігурацыя знешняй электроннай абалонкі атамаў паўтараецца перыядычна з ростам зараду іх ядраў
--	--



Вывад. Перыядычнасць змянення ўласцівасцей хімічных элементаў супадае з перыядычнасцю змянення электроннай структуры іх атамаў

Праведзенае супастаўленне дазваляе зрабіць вывад: *уласцівасці хімічных элементаў змяняюцца перыядычна таму, што перыядычна змяняецца электронная канфігурацыя знешняй электроннай абалонкі іх атамаў.*

Структура перыядычнай сістэмы хімічных элементаў з пункту гледжання будовы атамаў

Асноўнымі структурнымі складнікамі перыядычнай сістэмы хімічных элементаў з'яўляюцца група і перыяд. **Група** — гэта вертыкальны рад элементаў, размешчаных у парадку ўзрастання зараду ядра іх атамаў, аб'яднаных агульнай прыкметай — аднатыпнай электроннай канфігурацыяй знешняй электроннай абалонкі.

Элементы ІА- і ІІА-груп адносяць да *s*-элементаў, паколькі ў іх электроны знешняй абалонкі знаходзяцца на *s*-падузроўні. Элементы ІІІА–VIIIА-груп — адпаведна да *p*-элементаў. Элементы, размешчаныя ў перыядычнай сістэме паміж *s*- і *p*-элементамі ў 4–8-м перыядах, называюцца *d*- і *f*-элементамі. У іх электронамі запаўняюцца *d*- і *f*-падузроўні перадзнешняй электроннай абалонкі. Такія элементы адносяць да В-груп.

Перыяды — гэта гарызантальныя рады ў перыядычнай сістэме, у якіх хімічныя элементы размешчаны ў парадку павелічэння зараду ядра атама і ліку электронаў на знешнім энергетычным узроўні. У атамаў элементаў 2-га і 3-га перыядаў адбываецца паступовае запаўненне электронамі *s*-, а затым *p*-арбіталей.

Кожны перыяд пачынаецца *s*-элементамі (шчолачныя металы), у атамах якіх электроны запаўняюць новы энергетычны ўзровень. Апошнім элементам у кожным перыядзе з'яўляецца высакародны газ, атамы якога маюць цалкам запоўненыя электронамі *p*-падузровень.

Такім чынам, развіццё тэорыі будовы атама дазволіла даць фізічнае абгрунтаванне перыядычнаму закону і структуры перыядычнай сістэмы хімічных элементаў. У цяперашні час перыядычную сістэму можна разглядаць як натуральную класіфікацыю хімічных элементаў па электронных структурах іх атамаў.



Уласцівасці атамаў хімічных элементаў, а таксама састаў і ўласцівасці простых рэчываў і злучэнняў, утвораных імі, знаходзяцца ў перыядычнай залежнасці ад зараду атамных ядраў.

Парадкавы нумар хімічнага элемента роўны ліку пратонаў у ядры атама гэтага элемента.

Нумар А-групы адпавядае ліку электронаў на знешняй электроннай абалонцы атамаў хімічных элементаў дадзенай групы. Элементы, якія знаходзяцца ў адной групе перыядычнай сістэмы, маюць аднолькавую электронную канфігурацыю знешняга электроннага слоя.

Нумар перыяду супадае з колькасцю энергетычных узроўняў, на якіх размешчаны электроны ў атамах усіх элементаў гэтага перыяду.

Пытанні, заданні, задачы

1. Патлумачце на прыкладзе азоту фізічны сэнс парадкавага нумара хімічнага элемента, нумара А-групы, нумара перыяду.

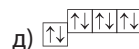
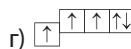
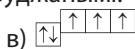
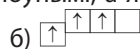
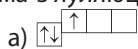
2. Чаму элементы ІА- і ІІА-груп называюць *s*-элементамі, а элементы ІІІА- і VІІІА-груп — *p*-элементамі?

3. Пабудуйце электронна-графічныя схемы і запішыце электронныя формулы атамаў хімічных элементаў 3-га перыяду.

4. Чаму ўласцівасці хімічных элементаў і іх злучэнняў падпарадкоўваюцца перыядычнаму закону? Абгрунтуйце свой адказ.

5. Чаму элементы адной групы праяўляюць падабенства ва ўласцівасцях? У чым прычына адрознення ўласцівасцей хімічных элементаў, размешчаных у адной групе?

6. Прааналізуйце прыведзеныя электронна-графічныя схемы, адзначце, якія станы атама з'яўляюцца асноўнымі, а якія ўзбуджанымі:



7. Вызначце лік энергетычных узроўняў, на якіх у атамах кіслароду, магнію, кальцыю і свінцу ў асноўным стане размешчаны электроны.

8. Укажыце: а) лік электронаў на знешняй электроннай абалонцы ў атамах хімічных элементаў з парадкавымі нумарамі 5, 15, 20, 32, 53; б) сімвалы элементаў, у атамах якіх цалкам запоўнены знешнія электронныя абалонкі.

9. Вызначце масу солі, атрыманай пры растварэнні ў кіслаце саставу НЭ металу Ме масай 5 г. Пры гэтым вядома, што элемент, які ўваходзіць у састаў кіслаты мае электронную канфігурацыю $[\text{Ne}]3s^23p^5$, а электронная схема металу $2e^-, 8e^-, 2e^-$.

10. Складзіце электронна-графічную схему атама хімічнага элемента Э, злучэнні якога шырока выкарыстоўваюцца ў сельскай гаспадарцы. Адно з іх мае састаў $(\text{ЭН}_2)_2\text{CO}$, а масавая доля элемента ў ім роўная 46,67 %.



§ 11. Перыядычнасць змянення ўласцівасцей атамаў хімічных элементаў і рэчываў, якія імі ўтвораны

Патлумачыць і прадказаць хімічныя ўласцівасці рэчываў (металічныя і неметалічныя, акісляльна-аднаўленчыя і кіслотна-асноўныя) можна, выкарыстоўваючы звесткі аб перыядычным змяненні ўласцівасцей атамаў па меры павелічэння зараду іх ядра, найважнейшыя з якіх — радыус атама, значэнні электраадмоўнасці і ступені акіслення. Прааналізуем, як гэтыя ўласцівасці залежаць ад электроннай будовы атамаў.

Перыядычнасць змянення радыусаў атамаў элементаў

Радыус атама вызначаецца памерам яго электроннай абалонкі. З пункту гледжання верагоднасці знаходжання электрона ў каляядзернай прасторы атам не мае выразных межаў. Таму радыус атама — гэта ўмоўная велічыня. За *радыус*

	IA		IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1	H								He
2	Li	Be	B	C	N	O	F		Ne
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl		Ar
4	K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br		Kr
5	Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I		Xe
6	Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At		Rn

Мал. 21. Адносныя памеры атомаў

атама будзем прымаць адлегласць ад ядра да знешняй электроннай абалонкі, занятай электронамі. Як указана ў § 9, у сферы з такім радыусам засяроджана каля 90 % электроннай шчыльнасці.

Супаставіўшы характар змянення радыусаў атомаў (мал. 21) з іх электроннай будовай, можна зрабіць наступныя вывады:

- у групе радыусы атомаў павялічваюцца з-за росту ліку электронных слаёў;

- змяненне значэнняў радыусаў атомаў з ростам зараду ядра носіць перыядычны характар. У межах кожнага перыяду найбольшым радыусам валодаюць атамы шчолачных металаў, а найменшым — атамы высакародных газаў.

Значэнні радыусаў атомаў з'яўляюцца важнай характарыстыкай хімічных элементаў, паколькі яны вызначаюць сувязь знешніх, валентных, электронаў з атамам. Чым меншы радыус, тым мацней валентныя электроны ўтрымліваюцца ў атаме і наадварот.



Сілы прыцягнення або адштурхоўвання зараджаных часціц вызначаюцца законам Кулона: сіла ўзаемадзеяння двух зараджаных цел прама прапарцыйная здабытку модуляў іх зарадаў і адваротна прапарцыйная квадрату адлегласці паміж імі: $F = k \frac{|q_1| \cdot |q_2|}{r^2}$.

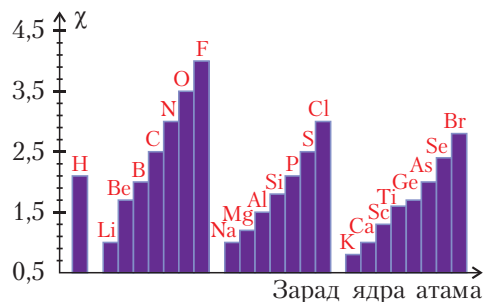
Перыядычнасць змянення электраадмоўнасці атомаў

У 1932 годзе Л. Полінг увёў у хімію паняцце **электраадмоўнасці** як меры здольнасці дадзенага атома прыцягваць да сябе электроны ад хімічна звязаных з ім іншых атомаў.

Значэнні электраадмоўнасці (χ) прыводзяцца ў даведніках (мал. 22, табл. 7). Існуе некалькі шкал і спосабаў вызначэння электраадмоўнасці. Мы будзем выкарыстоўваць шкалу Полінга.

Аналіз даных малюнка 22 указвае на перыядычны характар змянення электраадмоўнасці з ростам атамнага нумара элемента: па перыядзе яна павялічваецца, па групе — памяншаецца. Тлумачыцца гэта тым, што ў перыядзе па меры *росту зараду ядра* электроны мацней прыцягваюцца да ядра, у групе *з ростам ліку электронных слаёў* прыцягненне аслабляецца.

Да элементаў з найбольшай электраадмоўнасцю адносяцца F, O, N, Cl. Самым электраадмоўным элементам з'яўляецца фтор ($\chi = 4,0$). Самая нізкая электраадмоўнасць у шчолачных металаў.



Мал. 22. Змяненне электраадмоўнасці атамаў з ростам зараду іх ядраў

Перыядычнасць змянення ступеней акіслення

Нагадаем, што **ступень акіслення** — гэта ўмоўны зарад атама ў хімічным злучэнні, вылічаны з меркавання, што гэтае злучэнне складаецца з іонаў. Пры вызначэнні ступені акіслення лічаць, што электроны, якія ўдзельнічаюць у хімічнай сувязі, цалкам пераходзяць да больш электраадмоўнага атама. Лік далучаных атамам электронаў паказвае значэнне адмоўнай ступені акіслення, лік аддадзеных — значэнне дадатнай ступені акіслення.

Аналіз найвышэйшых і найніжэйшых ступеняў акіслення, значэнні якіх прыведзены ў табліцы 7, дазваляе зрабіць наступныя вывады:

- у атамаў металаў назіраюцца толькі дадатныя ступені акіслення, у неметалаў — як адмоўныя, так і дадатныя;
- найвышэйшая дадатная ступень акіслення атама роўная максімальнаму ліку электронаў на знешняй электроннай абалонцы атама, таму яна па кожным перыядзе ўзрастае;
- найніжэйшая адмоўная ступень акіслення атамаў неметалаў вызначаецца лікам электронаў, якія атам можа прыняць да запаўнення знешняй электроннай абалонкі, таму яна адмоўная і ў перыядзе памяншаецца па абсалютнай велічыні ад 4 (элементы IVA-групы) да 1 (элементы VIIA-групы);
- атамы ў хімічных злучэннях могуць быць у прамежкавых ступенях акіслення; чым больш на знешнім электронным слоі электронаў, тым больш у атама магчымых ступеней акіслення і, такім чынам, больш варыянтаў магчымых хімічных злучэнняў.

Таблиця 7. Найбільш характерні ступені окиснення і електроадмоунасці атомау елементу 1–3-го періоду

Група	IA	IIA	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
Елементи	H	He	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Електро- адмоунасць	2,2		1,0	1,6	2,0	2,5	3,0	3,5	4,0		0,9	1,3	1,6	1,9	2,2	2,6	3,0	
Ступені акіс- лення	+7																+7	
	+6															+6		
	+5						+5								+5		+5	
	+4					+4	+4							+4	+3	+4		
	+3				+3		+3						+3				+3	
	+2			+2		+2	+2	+2				+2						
	+1	+1	+1				+1				+1						+1	
	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0
	-1	-1						-1	-1								-1	
	-2					-2		-2								-2		
Формула елект- ронної конфігу- рації зовнішнього електронного слоя	-3						-3								-3			
	-4					-4								-4				
	1s ¹	1s ²	2s ¹	2s ²	2s ² 2p ¹	2s ² 2p ²	2s ² 2p ³	2s ² 2p ⁴	2s ² 2p ⁵	2s ² 2p ⁶	3s ¹	3s ²	3s ² 3p ¹	3s ² 3p ²	3s ² 3p ³	3s ² 3p ⁴	3s ² 3p ⁵	3s ² 3p ⁶

Перыядычнасць у змяненні ўласцівасцей простых і складаных рэчываў

Пры дзяленні хімічных элементаў на металы і неметалы выкарыстоўваюць крытэрыі, звязаныя з уласцівасцямі простых і складаных рэчываў, якія імі ўтвараюцца (табл. 8).

Табліца 8. Адметныя прыкметы металаў і неметалаў

Будова і ўласцівасці	Металы	Неметалы
Будова і ўласцівасці атамаў	Пры ўзаемадзеянні з неметаламі аддаюць ім свае электроны	Пры ўзаемадзеянні з металамі прыцягваюць да сябе іх электроны
	На знешнім электронным слоі змяшчаецца 1–3 электроны	На знешнім электронным слоі змяшчаецца 4–8 электронаў, акрамя атамаў В, Не і Н
	Маюць нізкія значэнні электраадмоўнасці	Маюць высокія значэнні электраадмоўнасці
Фізічныя ўласцівасці простых рэчываў	Высокая электра- і цеплаправоднасць простых рэчываў. Электраправоднасць зніжаецца з ростам тэмпературы	Цеплаізаляцыйныя ўласцівасці простых рэчываў высокія. Нізкая электраправоднасць
	Пластычнасць простых рэчываў	Крохкасць простых рэчываў
Агульныя ўласцівасці злучэнняў	У водных растворах солей пераважна існуюць у выглядзе катыёнаў	У водных растворах солей існуюць у саставе аніёнаў
	Утвараюць пераважна асноўныя і амфатэрныя акіслы	Утвараюць кіслотныя акіслы
	Утвараюць моцныя і слабыя асновы	Утвараюць моцныя і слабыя кіслоты

Праяўленне металічных уласцівасцей простымі рэчывамі звязана са здольнасцю атамаў, якія маюць нізкія значэнні электраадмоўнасці, губляць электроны. У перыядах з памяншэннем памераў атамаў электраадмоўнасць расце, слабеюць металічныя і аднаўленчыя ўласцівасці простых рэчываў. Перыяды пачынаюцца шчолачнымі металамі, а заканчваюцца неметаламі — высакароднымі газами. У групах з павелічэннем радыусу атама электраадмоўнасць памяншаецца, узмацняюцца металічныя і аднаўленчыя ўласцівасці простых рэчываў, адпаведна, неметалічныя і акісляльныя — слабеюць.

Паслабленне металічных уласцівасцей па перыядзе выяўляецца яшчэ і ў тым, што ў аксідаў і гідраксідаў элементаў асноўныя ўласцівасці паступова слабеюць і пераходзяць у амфатэрныя, а далей нарастаюць кіслотныя ўласцівасці (табл. 9). Атамы з найбольш высокімі значэннямі электраадмоўнасці ўтвараюць кіслоты.

Табліца 9. Кіслотна-асноўныя ўласцівасці аксідаў і гідраксідаў элементаў трэцяга перыяду

Параметры параўнання	Група						
	I	II	III	IV	V	VI	VII
Найвышэйшая ступень акіслення	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7
Вышэйшы аксід і яго ўласцівасці	Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₂ O ₅	SO ₃	Cl ₂ O ₇
	Асноўныя аксіды		Амфатэрны аксід	Кіслотныя аксіды			
Гідраксід і яго ўласцівасці	NaOH	Mg(OH) ₂	Al(OH) ₃	H ₂ SiO ₃	H ₃ PO ₄	H ₂ SO ₄	HClO ₄
	Асновы		Амфатэрны гідраксід	Вельмі слабая кіслата	Слабая кіслата	Моцная кіслата	Вельмі моцная кіслата
Вадародныя злучэнні (гідрыды)	NaN	MgH ₂	AlH ₃	SiH ₄	PH ₃	H ₂ S	HCl
	Нелютучыя вадародныя злучэнні металаў			Лютучыя вадародныя злучэнні неметалаў			

Пры аднолькавым значэнні ступеней акіслення атамаў асноўныя ўласцівасці гідраксідаў (і аксідаў) узростаюць з павелічэннем памеру атамаў і памяншэннем іх электраадмоўнасці, бо аслабляецца ўзаемадзеянне катыёнаў металаў з гідраксід-іонамі. Таму сіла асноў узростае па групам перыядычнай сістэмы.

У *групам* з павелічэннем радыусаў атамаў элементаў кіслотныя ўласцівасці аксідаў і гідраксідаў паступова слабеюць (табл. 10).

Варта адзначыць, што вадародныя злучэнні металаў — цвёрдыя рэчывы, а неметалаў — як правіла, газападобныя рэчывы.

Табліца 10. Кіслотна-асноўныя ўласцівасці аксідаў і гідраксідаў некаторых элементаў ПА-групы

Перыяд	Група ПА		
	Элемент	Вышэйшы аксід і яго ўласцівасці	Гідраксід і яго ўласцівасці
2	Be	BeO — амфатэрны аксід	Be(OH) ₂ — амфатэрны гідраксід
3	Mg	MgO — асноўны аксід	Mg(OH) ₂ — аснова
4	Ca	CaO — асноўны аксід	Ca(OH) ₂ — моцная аснова
5	Sr	SrO — асноўны аксід	Sr(OH) ₂ — моцная аснова



З павелічэннем зараду атамных ядраў адбываецца перыядычнае змяненне:

- уласцівасцей атамаў (радыусаў, электраадмоўнасці, ступеней акіслення);
- уласцівасцей простых рэчываў, якія ўтвораны элементамі (металічных і неметалічных, акісляльных і аднаўленчых);
- уласцівасцей складаных рэчываў (акісляльна-аднаўленчых і кіслотна-асноўных уласцівасцей аксідаў, гідраксідаў, а таксама вадародных злучэнняў).

Пытанні, заданні, задачы

1. Расстаўце ў парадку ўзрастання атамных радыусаў элементы: Cl, N, Si, He, Li, Al. Дайце тлумачэнне.

2. Растлумачце, чаму атамны радыус пры пераходзе: а) ад алюмінію да крэмнію памяншаецца; б) ад неону да натрыю рэзка павялічваецца.

3. Выкарыстоўваючы заканамернасці ў змяненні атамных радыусаў, растлумачце змяненне электраадмоўнасці атамаў у радзе элементаў: а) F, Cl, Br, I; б) S, P, Si.

4. Вам вядома, што падабенства ўласцівасцей элементаў адной і той жа групы тлумачыцца аднолькавым лікам валентных электронаў. Пакажыце, чым абумоўлена адрозненне ўласцівасцей элементаў адной групы.

5. Пакажыце максімальныя і мінімальныя ступені акіслення атамаў: Ca, Cl, K, Na, Mg, Si, P.

6. Намалуйце ў сшытку і запоўніце табліцу «Змяненне ўласцівасцей атамаў і іх злучэнняў па перыядах і групях».

Уласцівасці	Характар змяненняў пры руху ў табліцы	
	Па перыядзе $\Rightarrow$	Па групе $\Downarrow$
Зарад ядра атама		
Лік электронных слаёў у атаме		
Лік электронаў на знешнім слоі атама		
Радыйс атама		
Электраадмоўнасць		
Здольнасць прыцягваць электроны		
Здольнасць аддаваць электроны		
Металічныя ўласцівасці простых рэчываў		
Неметалічныя ўласцівасці простых рэчываў		
Асноўныя ўласцівасці аксідаў і гідраксідаў элементаў		
Кіслотныя ўласцівасці аксідаў і гідраксідаў		

7. З прапанаванага пераліку характарыстык выберыце тыя, якія лінейна (а не перыядычна) змяняюцца з ростам зараду ядра атама: электраадмоўнасць, лік пратонаў, радыус атама, маса атама, агульная колькасць электронаў, лік электронаў на знешнім слоі, ступень акіслення.

8. Для азоту характэрны наступныя ступені акіслення: +5, +4, +3, +2, +1, 0, -1, -2, -3. Якія ўласцівасці — акісляльныя або аднаўленчыя — выражаны ў кожнай з гэтых ступеней акіслення азоту?

9. Зыходзячы са становішча элементаў N, P, C, Al, S у перыядычнай сістэме, параўнайце кіслотныя ўласцівасці: а) HNO_3 і H_3PO_4 ; б) $\text{Al}(\text{OH})_3$ і H_3PO_4 ; в) H_3PO_4 і H_2SO_4 .

10. Масы двух вадародных злучэнняў роўныя. Параўнайце колькасць іх аб'ёмы пры н. у., калі вядома, што абодва злучэнні газападобныя і ўтвораны элементамі з канфігурацыяй $[\text{Ne}]3s^23p^5$ і $[\text{Ne}]2s^22p^3$.



§ 12. Значэнне перыядычнага закону і перыядычнай сістэмы Д. І. Мендзялеева для развіцця навукі



Мал. 23. Помнік Д. І. Мендзялееву на фоне мазаічнага пано перыядычнай табліцы (Санкт-Пецярбург)

Перыядычны закон і перыядычная сістэма хімічных элементаў Д. І. Мендзялеева — велізарнае адкрыццё ў гісторыі навукі (мал. 23). Яно вызначыла пачатак новай эпохі ў развіцці хіміі. У хімікаў з'явіўся інструмент, які дазваляе прагназаваць адкрыццё новых элементаў і праводзіць навуковыя даследаванні, накіраваныя на стварэнне новых рэчываў і матэрыялаў.

Н. Бор назваў перыядычную сістэму Мендзялеева «пуцяводнай ніткай у распрацоўцы тэорыі электроннай будовы атама». На падставе перыядычнай сістэмы былі распрацаваны тэорыя хімічнай сувязі, канцэпцыі атамных і іонных радыусаў, электраадмоўнасці і г. д. Структура *«натуральнай сістэмы хімічных элементаў»*, распрацаваная Д. І. Мендзялеевым у 1869–1871 гадах, аказалася настолькі дасканалай, што мала адрозніваецца ад сучаснай. Зразумела, многія адкрыцці ў галіне хіміі і фізікі ўносілі ў яе змяненні, але спраўдзіліся прарочыя словы Д. І. Мендзялеева: «Відаць, перыядычнаму закону будучыня не пагражае разбурэннем, а толькі надбудовы і развіццё абяцае».

Характарыстыка хімічнага элемента па яго становішчы ў перыядычнай сістэме і будове атама

Па становішчы хімічнага элемента ў перыядычнай сістэме можна даць даволі поўную яго характарыстыку. Ключавую ролю адыгрывае атамны (парадкавы) нумар, які вызначае будову атама. Будова электроннай абалонкі атама, у сваю чаргу, вызначае састаў простых і складаных рэчываў, якія ўтвараюцца, і іх уласцівасці.

Вывучаючы хімію ў 8-м класе, вы ўжо складалі характарыстыку хімічнага элемента. У 11-м класе вы будзеце больш шырока выкарыстоўваць набытыя веды пра будову атама і стан электронаў у атаме і апісваць элемент па наступным плане.

1. **Становішча ў перыядычнай сістэме** (атамны нумар, перыяд, група), адносная атамная маса.

2. **Будова атама:**

а) састаў ядра: зарад, лік пратонаў, а таксама нейтронаў для вызначанага нукліду;

б) будова электроннай абалонкі: агульная колькасць электронаў, лік энергетычных узроўняў, размеркаванне электронаў па энергетычных узроўнях (электронная схема), падузроўнях (формула электроннай канфігурацыі) і арбіталях (электронна-графічная схема);

в) канфігурацыя знешняга электроннага слоя.

3. **Ступені акіслення атама элемента** (найвышэйшая, найніжэйшая). **Электраадмоўнасць.**

4. **Простае рэчыва:** хімічная формула, уласцівасці простага рэчыва (агрэгатны стан пры н. у., метал ці неметал).

5. **Злучэнні элемента:** вышэйшы аксід і адпаведны яму гідраксід, характарыстыка іх кіслотна-асноўных уласцівасцей; формула вадароднага злучэння.



Д. І. Мендзялееў на падставе распрацаванай ім сістэмы хімічных элементаў выправіў значэнні атамных мас і валентнасці некаторых элементаў (Be, In, Mo, Sb, Ce, Te, Y, Th, U і інш.), прадказаў існаванне 10 яшчэ не адкрытых элементаў (Sc, Ga, Ge, Po, At, Tc, Fr, Pa, Hf, Re). Адкрыццё гэтых элементаў пазней стала трыумфам перыядычнага закону.

Варта адзначыць, што, складаючы больш разгорнутую характарыстыку, можна правесці параўнанне электраадмоўнасці, металічных ці неметалічных уласцівасцей простага рэчыва, кіслотна-асноўных уласцівасцей аксідаў і гідраксідаў з аналагічнымі ўласцівасцямі іншых элементаў у групе або перыядзе. Меркаванні пра ўласцівасці рэчываў робяць цалкам дарэчным складанне некаторых ураўненняў рэакцый. Напрыклад, можна пацвердзіць кіслотныя ўласцівасці запісам раўнанняў рэакцый са шчолачамі, асноўныя — з кіслотамі, амфатэрныя — і з кіслотамі, і са шчолачамі. Аднак больш дэтальныя веды кіслотна-асноўных і акісляльна-аднаўленчых уласцівасцей элементаў вы атрымаеце, вывучаючы раздзелы «Неметалы» і «Металы».

Прыклад 1. Па прыведзеным вышэй плане складзіце характарыстыку элемента азот.

1. Элемент азот мае хімічны знак N, атамны нумар $Z = 7$. Азот размешчаны ў другім перыядзе, малым, у ІІА-групе, галоўнай. Адносная атамная маса $A_r(\text{N}) = 14$.

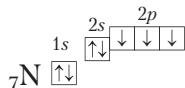
2. Будова атама азоту:

а) зарад ядра атама азоту $+7$. У састаў ядра атама азоту ўваходзяць 7 пратонаў. Самы распаўсюджаны ў прыродзе ізатоп азоту — гэта нуклід ^{14}N . Лік нейтронаў у ядры гэтага нукліду роўны $14 - 7 = 7$;

б) электронная абалонка атамаў азоту змяшчае 7 электронаў, якія размеркаваны па двух энергетычных узроўнях; электронная схема: ${}_7\text{N } 2e^-, 5e^-$;

формула электроннай канфігурацыі: ${}_7\text{N } 1s^2 2s^2 2p^3$;

электронна-графічная схема:



в) канфігурацыя знешняга электроннага слоя: $2s^2 2p^3$, значыць, азот — p -элемент.

3. Ступені акіслення атамаў элемента: найвышэйшая $+5$, паколькі на знешнім энергетычным узроўні атама знаходзіцца 5 электронаў, найніжэйшая -3 . Электраадмоўнасць: $\chi(\text{N}) = 3,0$.

4. Простае рэчыва азот з'яўляецца неметалам, аграгатны стан пры н. у. — газ, хімічная формула N_2 .

5. Формула вышэйшага аксиду N_2O_5 , аксід азоту (V), кіслотны;

формула гідраксиду, адпаведнага вышэйшаму аксиду, HNO_3 , гідраксід кіслотны, азотная кіслата;

вадароднае злучэнне NH_3 , лятучае, паколькі азот з'яўляецца неметалам.



Менавіта пазнанне заканамернасцей дазволіла Д. І. Мендзялееву не проста прадказаць існаванне многіх элементаў, але і скласці досыць дакладную характарыстыку іх уласцівасцей. На момант стварэння табліцы было вядома ўсяго толькі 63 хімічныя элементы. Для неадкрытых элементаў у табліцы яму давялося пакінуць пустыя месцы, каб не парушаць перыядычнасць. Так, элемент, які павінен ісці за цынкам і размяшчацца пад алюмініем, ён назваў экалюмініем. Д. І. Мендзялееву няцяжка было здагадацца, што яго адносная маса будзе каля 70, бо ў цынку яна роўная 65, а ў наступнага вядомага на той час элемента мыш'яку — 75. Злучэнні алюмінію з хлорам пры высокай тэмпературы валодаюць лятучасцю, значыць, і аналагічнае злучэнне экаалюмінію павінна быць лятучым. Апісанне ўласцівасцей экаалюмінію ён закончыў словамі: «Можна спадзявацца, што ён будзе адкрыты спект-

ральным даследаваннем, падобна да таго, як адкрыты наступныя за ім індый і талій...» Такім чынам, было дадзена не толькі апісанне ўласцівасцей, але і спосаб знаходжання, зададзены кірунак пошуку.

Прайшло пяць гадоў, і французскі вучоны Л. дэ Буабадран спектральным метадам адкрыў новы элемент (галій), вылучыўшы яго з мінералу, здабытага ў Пірэнейскіх гарах. Вучоны быў нямаля здзіўлены, калі праз Парыжскую акадэмію навук атрымаў ліст з Расіі. У ім паведамлялася, што ў апісанні ўласцівасцей галію правільна ўсё, акрамя шчыльнасці — не 4,7, а 5,9. Зрабіўшы больш якасную ачыстку металу, Буабадран пераканаўся, што першапачаткова была дапушчана памылка: шчыльнасць усё ж такі складала 5,9.

Вы, напэўна, паспелі здагадацца, што аўтарам ліста быў, вядома, Д. І. Мендзялееў.

Па становішчы элемента ў перыядычнай сістэме можна даць даволі поўную яго характарыстыку, у тым ліку звесткі пра будову атама, магчымыя ступені яго акіслення і значэнні электраадмоўнасці, састаў і ўласцівасці злучэнняў атамаў дадзенага элемента, уключаючы кіслотна-асноўныя і акісляльна-аднаўленчыя.

Пытанні, заданні, задачы

1. У чым вы бачыце значэнне перыядычнага закону і перыядычнай сістэмы Д. І. Мендзялеева для развіцця навукі?
2. Па прыведзеным у тэксце параграфа плане складзіце апісанне наступных хімічных элементаў: а) сера; б) хлор; в) алюміній; г) натрый.
3. Апішыце становішча ў перыядычнай сістэме элементаў, якія маюць канфігурацыю знешняга электроннага слоя: а) $4s^1$; б) $3s^23p^6$; в) $2s^22p^2$; г) $2s^22p^3$.
4. Складзіце ўраўненні рэакцый, якія пацвярджаюць кіслотныя ўласцівасці: а) вышэйшага аксіду серы; б) гідраксіду, адпаведнага вышэйшаму аксіду азоту.
5. Складзіце ўраўненні рэакцый з селянай кіслотой: а) аксіду і гідраксіду магнію; б) аксіду і гідраксіду літыю.
6. Складзіце ўраўненні рэакцый, якія пацвярджаюць амфатэрнасць: а) аксіду цынку; б) аксіду алюмінію; в) гідраксіду цынку; г) гідраксіду алюмінію.
7. У кожнай пары пакажыце элемент з большай электраадмоўнасцю: а) Si і S; б) N і F; в) Cl і I; г) S і Se; д) P і Cl; е) C і Pb.
8. Зыходзячы са становішча элементаў у перыядычнай сістэме, параўнайце кіслотныя ўласцівасці гідраксідаў: а) крэмнію і серы; б) азоту і фосфару.
9. Да адкрыцця перыядычнага закону адносная атамная маса берылію прымалася роўнай 13,8, а формула яго аксіду запісвалася як Be_2O_3 . Д. І. Мендзялееў змясціў гэты элемент у адну групу з магніем. Вызначце, як пры гэтым павінна была змяніцца атамная маса берылію. Адказ пацвердзіце разлікам.
10. Адносная шчыльнасць па вадародзе вадароднага злучэння саставу $H_2Э$ роўная 17. Устаноўце элемент.



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 электрастатычную 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*.

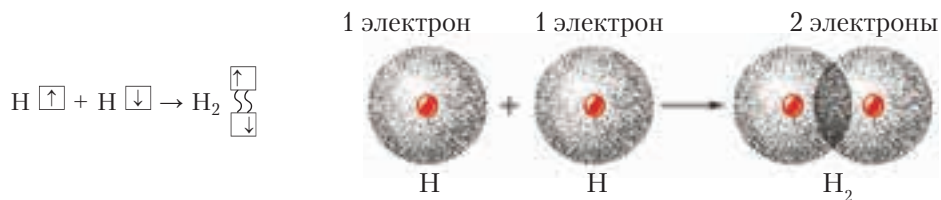
Механізмы ўтварэння гэтых сувязей вы ўжо разглядалі пры вывучэнні хіміі ў 8–10-х класах. Тут мы дапоўнім паняцце хімічнай сувязі ўяўленнямі аб стане электронаў у атаме.

Кавалентная сувязь

Кавалентная сувязь — *гэта хімічная сувязь, утвораная агульнымі электроннымі парамі*. Яе называюць *лакалізаванай*, паколькі агульная пара электронаў размяшчаецца (лакалізуецца) *паміж* двума ядрамі. Гэта прымусівае 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.

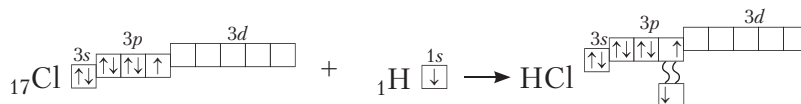
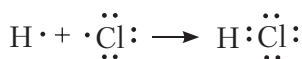
З'яўленне пары электронаў, якая злучае суседнія атамы, можна паказаць двума спосабамі, гэта значыць існуе *два механізмы ўтварэння кавалентнай сувязі — абменны і донарна-акцэптарны*.

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 —



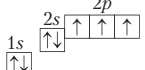
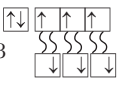
ці



Мал. 24. Утварэнне кавалентнай 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 кавалентных сувязей па *абменным механізме* з атамамі вадароду: $\cdot \ddot{\text{N}} \cdot + 3\text{H} \cdot \rightarrow \text{H} : \ddot{\text{N}} : \text{H}$ 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 кавалентнай сувязі ў пераважнай большасці малекул арганічных і неарганічных рэчываў, у атамных крышталях алмазу C, чырвонага фосфару P, карбарунду SiC, кварцу SiO_2 і інш.

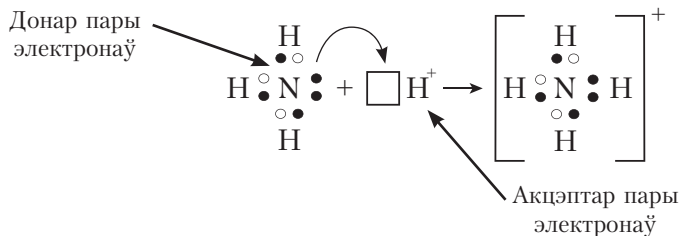
Донарна-акцэптарны механізм утварэння кавалентнай сувязі прадугледжвае ўтварэнне электроннай пары за кошт *перадачы непадзеленай электроннай пары ад аднаго атама (донара) на вакантную атамную арбіталь другога (акцэптара)*. У якасці прыкладу разгледзім утварэнне хімічнай сувязі ў катыёна амонію NH_4^+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



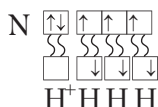
або ў іонным выглядзе:



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 кавалентнымі 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-акцептарним механізмом тлумачаць утварення квалентної сувязі ў малекулах

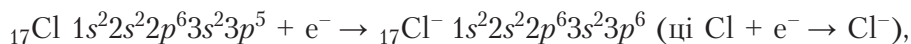
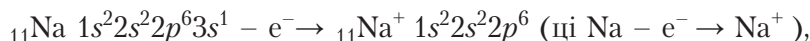
чаднага газу $C \equiv O$, азотнай кіслаты $H-O-N \begin{array}{c} \nearrow O \\ \searrow O \end{array}$ і інш.

Іонная сувязь

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

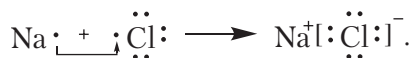
У выпадку квалентнай сувязі валентныя электроны, якія ўдзельнічаюць у яе ўтварэнні, лакалізаваны паміж двума звязанымі атамамі. Пры ўтварэнні іоннай сувязі лічыцца, што электроны, наадварот, цалкам перайшлі ад аднаго атама да другога. У выніку такога пераходу электронаў утвараюцца іоны.

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 $ns^2 np^6$.

Пераход электронаў можна паказаць і з дапамогай электронных формул:



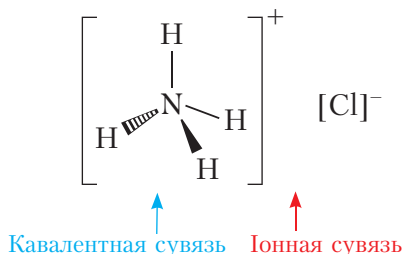
З прыведзеных схем вынікае, што валентны электрон атама натрыю цалкам пераходзіць на валентную абалонку атама хлору. Гэта прыводзіць да ўзнікнення іонаў з процілеглымі зарадамі.

Адзначым, што для іонных злучэнняў структурныя формулы не складаюць.

Узнікае пытанне: чаму ў выпадку HCl утвараецца квалентная, 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).

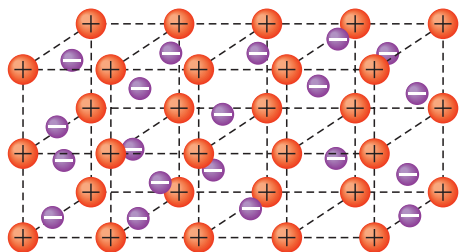


Мал. 25. Схема ўтварэння сувязей у хларыдзе амонію NH_4Cl

Металічная сувязь

Металічная сувязь утвараецца ў крышталях металаў і металічных сплаваў за кошт аб'яднання ўсіх атамаў 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.

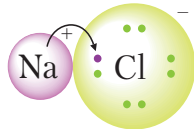
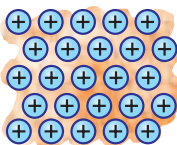


Мал. 26. Крышталі металу, які складаецца з рэгулярна размешчаных катыёнаў металу і электронаў, якія свабодна перамяшчаюцца

У выніку крышталі складаюцца 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 кавалентнай, іоннай і металічнай сувязей

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

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**: кавалентная, іонная і металічная, адрозныя характарам размеркавання электроннай шчыльнасці паміж атамамі, якія ўзаемадзейнічаюць.

Існуе два механізмы ўтварэння кавалентнай сувязі — абменны і донарна-акцэптарны.

Пытанні, заданні, задачы

1. Вызначце тып хімічнай сувязі, прадстаўлены электроннымі схемамі:

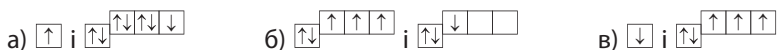
а)	$\text{H} \cdot + \cdot \ddot{\text{Cl}} : \rightarrow \text{H} : \ddot{\text{Cl}} :$	в)	$\text{Na} \cdot + \cdot \ddot{\text{F}} : \rightarrow \text{Na}^+ \left[: \ddot{\text{F}} : \right]^-$
б)	$\text{H} \cdot + \cdot \text{H} \rightarrow \text{H} : \text{H}$	г)	$:\ddot{\text{Br}} \cdot + \cdot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

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

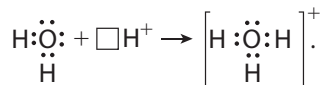
3. Укажыце тып хімічнай сувязі паміж атамамі ў наступных злучэннях: а) CaCl_2 , BaO , S_8 , CaF_2 , CCl_4 , сплаў $\text{Fe}-\text{C}$; б) I_2 , SiO_2 , Na_2S , O_3 , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, сплаў $\text{Au}-\text{Cu}$.

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 кавалентнай 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 кавалентную, 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 кавалентных 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

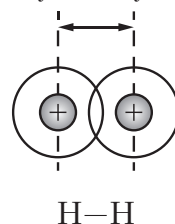
Уласцівасці рэчываў вызначаюцца не толькі іх элементным саставам, але і асаблівасцямі хімічных сувязей паміж атамамі.

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 перапамеравання электроннай шчыльнасці і перакрывання электронных воблакаў (мал. 27–29). Чым большыя радыусы звязаных атамаў, тым большая даўжыня сувязі (табл. 12).

Даўжыня сувязі



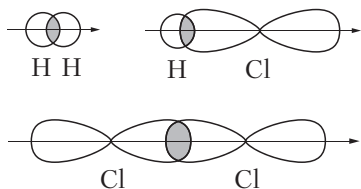
Мал. 27. Вызначэнне даўжыні сувязі па адлегласці паміж ядрамі хімічна звязаных атамаў

Табліца 12. Характарыстыка кавалентных сувязей у малекулах вадароду і галагенавадародаў

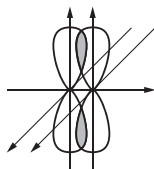
Элемент	Радыус атама, нм	Малекула	Даўжыня сувязі, нм	$E_{\text{связі}}$, кДж/моль	$\Delta\chi$	Мадэль малекулы
H	0,037	H ₂	0,074	436	0	
F	0,071	HF	0,092	565	1,8	
Cl	0,099	HCl	0,128	431	0,8	
Br	0,114	HBr	0,141	364	0,6	
I	0,133	HI	0,161	297	0,3	

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).

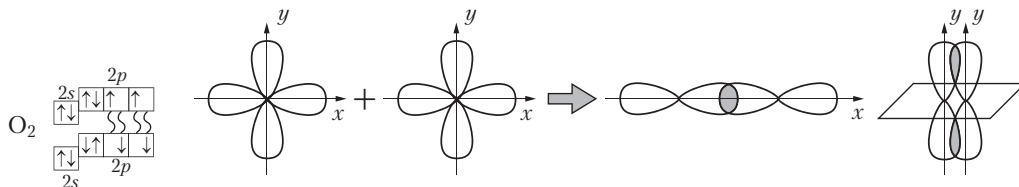
Кратнасцю кавалентнай сувязі называюць колькасць электронных пар, якія ўдзельнічаюць ва ўтварэнні хімічнай сувязі паміж двума атамамі.

Мал. 28. Утварэнне σ -сувязей

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

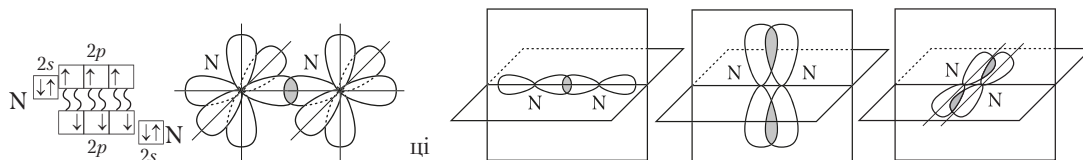


Напрыклад, двайная сувязь у малекуле кіслароду $:\ddot{\text{O}}::\ddot{\text{O}}:$ ўтвараецца пры перакрыванні дзвюх p -арбіталей. Пры гэтым перпендыкулярна размешчаныя p -арбіталі ўтвараюць адну σ - і адну π -сувязі (мал. 29).

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

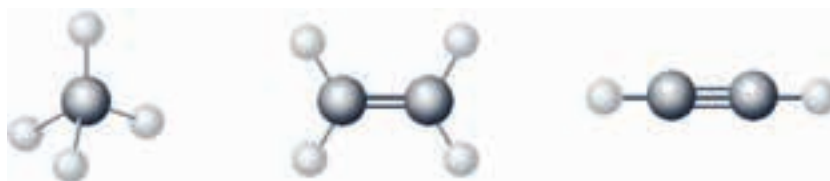
Трайная сувязь у малекуле азоту $:\text{N}:::\text{N}:$ узнікае пры перакрыванні трох p -арбіталей. Пры гэтым утвараецца адна σ -сувязь і дзве π -сувязі, як паказана на малюнку 30.

Кратнасць сувязі наглядна ўказваюць у структурных формулах. Так, у малекуле фармальдэгіду дзве адзінарныя і адна двайная сувязь: $\begin{array}{c} \text{H} \\ \diagdown \\ \text{C}=\text{O} \\ \diagup \\ \text{H} \end{array}$. 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).

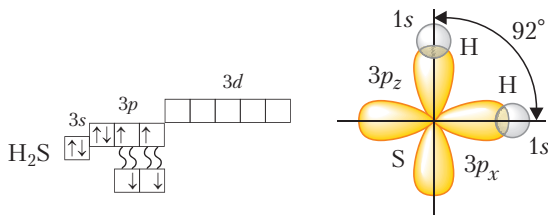


Мал. 31. Шарастрыжнёвыя мадэлі малекул метану, этылену, ацэтылену

Вугал, утвораны напрамкамі хімічных сувязей, якія выходзяць з аднаго атама, называюць валантным 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 валантныя вуглы паміж лініямі сувязі O—H або S—H павінны быць блізкія да 90° . Аднак рэальныя значэнні гэтых вуглоў крыху большыя з-за ўзаемнага адштурхоўвання атамаў вадароду (мал. 32). Так, у малекуле вады, якая



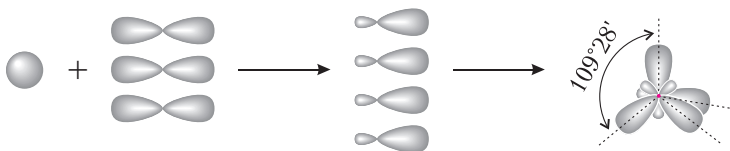
Мал. 32. Электронна-графічная схема і схема перакрывання электронных воблакаў у малекуле H_2S

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:

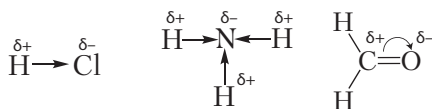


Тэтраэдрычная будова малекулы метану тлумачыцца sp^3 -гібрыдызацыяй атамных арбіталей вугляроду.



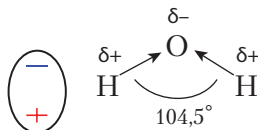
§ 14.1 **Палярнасць сувязі** — характарыстыка, якая ўлічвае зрушванне агульнай электроннай пары да аднаго з атамаў. Калі кавалентная сувязь утворана атамамі з аднолькавай электраадмоўнасцю, сувязь адносіцца да *непалярнай* (H_2 , Cl_2 , N_2). У выпадку рознай электраадмоўнасці сувязь будзе *палярная* (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 (няцэла лікавы) 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

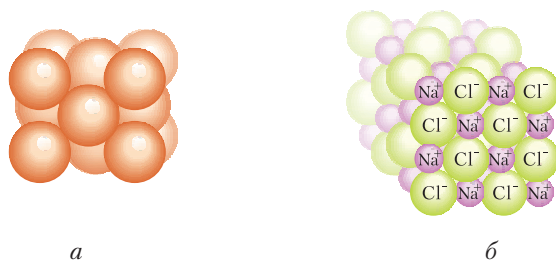
Насычальнасцю называюць здольнасць атама ўтвараць пэўны лік кавалентных сувязей. Гэты лік сувязей вызначаецца валентнасцю атама. Любы атам абмежаваны ў сваіх магчымасцях утвараць кавалентныя сувязі. Іх не можа быць больш, чым лік атамных арбіталей, якія могуць прыняць удзел ва ўтварэнні кавалентных сувязей. 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.

Уласцівасці 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.

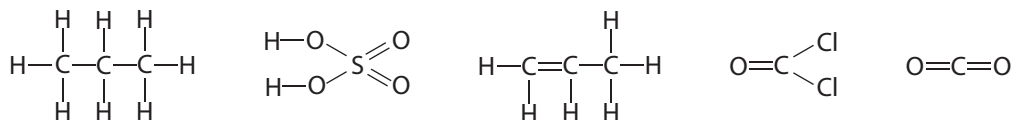
Пытанні, заданні, задачы

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

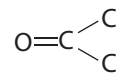
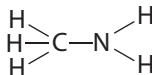
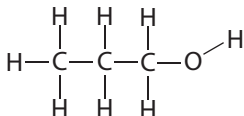
2. Запоўніце табліцу, паставіўшы ў ячэйкі пад кожнай хімічнай сувяззю адпаведнае значэнне энергіі (167; 945; 418 кДж/моль) і даўжыні сувязі (0,145; 0,110; 0,125 нм). Раству-мачце свой выбар.

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 непальярныя кавалентныя сувязі:



5. Растлумачце, 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. Растлумачце памяншэнне тэрмічнай устойлівасці злучэнняў у радзе: H_2O , H_2S , H_2Se .

8. Растлумачце, 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 $3p$ -арбітэлей у малекуле H_2X , калі адносна 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: кавалентныя 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 $\text{H}-\text{C}\begin{smallmatrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H} \end{smallmatrix}$ 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 — $3s^2 3p^3 3d^0$, што дае яму магчымасць утварыць толькі

тры сувязі па абменным механізме:

$${}_{15}\text{P} \quad \begin{array}{c} 3s \\ \uparrow\downarrow \end{array} \quad \begin{array}{c} 3p \\ \uparrow\uparrow\uparrow \end{array} \quad \begin{array}{c} 3d \\ \end{array}$$

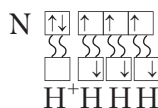
Але атам фосфару здольны ўтварыць і пяць сувязей, калі адзін $3s$ -электрон перавесці ва ўзбуджаны стан. Пры гэтым электронная канфігурацыя атама фосфару будзе мець выгляд $3s^1 3p^3 3d^1$:



Выкарыстоўваючы аналагічныя пабудовы, можна прыйсці да высновы, што атам серы можа праяўляць валентнасці 2, 4, 6, а атам 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 прыпісваюць 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 $\text{N}::\text{N}:$ роўная 0 (электроны 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 атамы 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 атамы ў канкрэтным злучэнні звычайна маюць найніжэйшую ступень акіслення.

Так, у малекуле CF_4 найбольшая электраадмоўнасць у фтору, яго атамы 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 $x = +7$: $\overset{+1}{\text{K}}\overset{+7}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}_4}$.

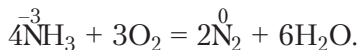
У многіх кавалентных злучэннях абсалютная велічыня ступені акіслення элементаў роўная іх валентнасці. Напрыклад, азот у малекуле аміяку мае валентнасць 3 і ступень акіслення -3 . У выпадку іонных злучэнняў атамаў металаў з p -элементамі V–VII-груп выкарыстоўваюць паняцце «ступень акіслення». Напрыклад,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

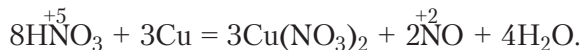
Так, у малекуле кіслароду $\text{O}=\text{O}$ валентнасць кіслароду роўная 2 , а ступень акіслення 0 . У якасці іншага прыкладу прывядзем малекулу пераксіду вадароду $\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$. У ёй кісларод двухвалентны, а вадарод аднавалентны. У той жа час ступені акіслення абодвух элементаў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

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

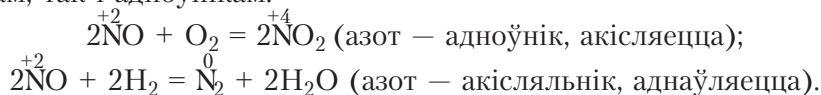
Ступень акіслення атамаў вызначае характар магчымых хімічных узаемадзеянняў з удзелама гэтых атамаў. Так, элемент у найніжэйшай ступені акіслення (у дадзеным выпадку азот у ступені акіслення -3) можа выступаць толькі як адноўнік:



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.

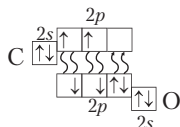
Валентныя магчымасці атама вызначаюцца як лікам яго няспараных электронаў у асноўным або ўзбуджаным стане, здольных прыняць удзел ва ўтварэнні хімічных сувязей па абменным механізме, так і лікам атамных арбіталей (вакантных або запоўненых) на знешнім слоі, якія ўдзельнічаюць ва ўтварэнні хімічнай сувязі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

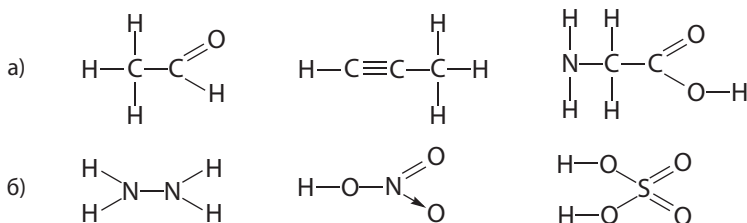
7. Параўнайце ступені акіслення атамаў у кожнай пары рэчываў і зрабіце вывад — ці існуе адпаведнасць паміж аксідам і кіслотой:

а) N_2O_5 і HNO_3 ; 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) $\text{H}:\ddot{\text{Cl}}:$	б) $\text{H}:\ddot{\text{O}}:\ddot{\text{O}}:\text{H}$	в) $:\ddot{\text{O}}::\text{C}::\ddot{\text{O}}:$	г) $\text{H}:\ddot{\text{O}}:\ddot{\text{S}}:\ddot{\text{O}}:\text{H}$ $:\ddot{\text{O}}:$	д) $\text{H}:\ddot{\text{S}}:$ H
------------------------------------	---	--	--	---

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



10. Вызначце ступень акіслення марганцу ў злучэнні $\text{K}_x\text{Mn}_y\text{O}_z$, 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 агрэгатым 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.

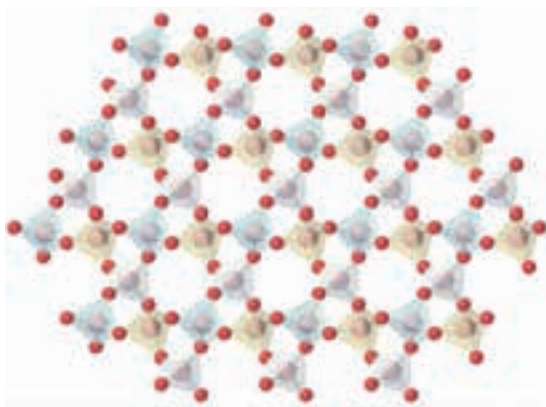
Крышталі — гэта цвёрдыя рэчывы са спарадкаваным размяшчэннем структурных адзінак (атамаў, іонаў, малекул). Крышталі маюць натуральную форму шматграннікаў, размяшчэнне структурных адзінак сіметрычна і шматразова паўтараецца (мал. 35).

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.

У рэчывах немалекулярнай будовы драбняць структурныя адзінкі — гэта атамы або іоны. Да такіх рэчываў адносяцца металы (Na, Cu, Fe) і неметалы (B і Si, алмаз і графіт, чырвоны фосфар), злучэнні металаў з неметаламі (NaCl, NaH, Na₂SO₄, CuCl₂, Fe₂O₃) і неметалаў з неметаламі (SiC, SiO₂).

У *аморфным стане* ўпарадкаванасць у размяшчэнні структурных адзінак адсутнічае. У аморфным стане знаходзяцца, напрыклад, шкло, смала, парафін, поліэтылен, сажа.

Будова, уласцівасці і спосабы атрымання крышталічных рэчываў вывучае крышталіяхімія. Кожнаму крышталічнаму рэчыву ўласціва свая крышталічная структура і адпаведная ёй форма крышталёў (мал. 36). Крышталі галіту (NaCl) маюць форму куба, крышталі кварцу (SiO₂) — шасціграннай прызмы.



Мал. 35. Будова аксиду крэмнію(IV)



Галіт (NaCl)



Пірыт (FeS₂)



Кварц (SiO₂)



Вісмут (Bi)

Мал. 36. Формы крышталёў розных рэчываў

Будову малекул паказваюць з дапамогай структурных формул, а прасторавае размяшчэнне атамаў, іонаў, малекул у крышталях адлюстроўваюць з дапамогай крышталічнай рашоткі.

Калі злучыць часціцы, якія складаюць крышталё, умоўнымі лініямі, то атрымаецца прастораваы каркас, так званая крышталічная рашотка. Кропкі перасячэння такіх ліній называюць вузламі крышталічнай рашоткі. Становішча вузлоў рашоткі мадэлюе размяшчэнне структурных адзінак крышталё — атамаў, іонаў або малекул.

Хімічная сувязь у крышталях

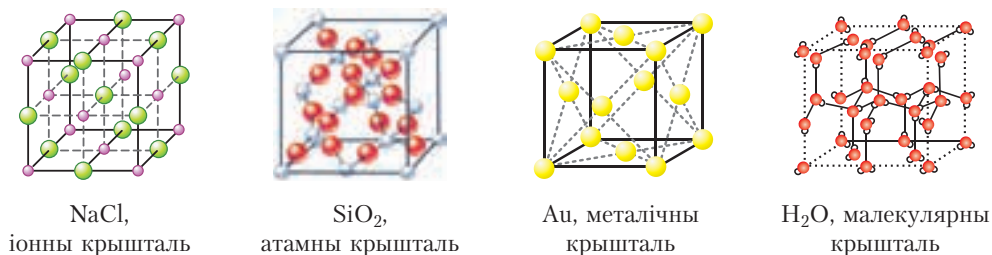
У табліцы 13 абагульнены асноўныя характарыстыкі крышталічных рэчываў з розным тыпам хімічнай сувязі.

Табліца 13. Тыпы крышталёў і іх уласцівасці

Структурныя адзінкі, уласцівасці	Тыпы крышталёў, структурныя адзінкі			
	Атамныя	Іонныя	Металічныя	Малекулярныя
	Атамы неметалаў	Іоны	Атамы металаў	Малекулы
Тып сувязі і яе трываласць	Кавалентная, трывалая	Іонная, трывалая	Металічная, трываласць у шырокім дыяпазоне	Слабое міжмалекулярнае ўзаемадзеянне
Электра- і цеплаправоднасць	Ад дыэлектрыкаў да паўправаднікоў	Ток праводзяць растворы і расплавы	Добрая электра- і цеплаправоднасць	Нізкая цеплаправоднасць, як правіла, дыэлектрыкі
Пластычнасць	Крохкія	Крохкія	У асноўным пластычныя (коўкія)	Неарганічныя рэчывы, як правіла, крохкія
Цвёрдасць	Высокая	Высокая	Змяняецца ў шырокіх межах	Як правіла, нізкая, выключэнне — фулерыт
Тэмпературы плаўлення і кіпення	Вельмі высокія	Ад сярэдніх да высокіх	Вялікі дыяпазон	Нізкія
Растваральнасць	Нерастваральныя	Могуць растварацца ў вадзе і іншых палярных растваральніках	Нерастваральныя або могуць узаемадзейнічаць з вадой	Могуць растварацца ў палярных або непалярных растваральніках
Прыклады рэчываў	Алмаз, графіт, крэмній, SiO ₂ , SiC	Аксіды, гідраксіды і солі шчолачных і шчолачназемельных металаў	Металы, металічныя сплавы	Кіслоты, аксіды неметалаў (акрамя крэмнію), неметалы (напрыклад, P ₄ , S ₈ , I ₂), арганічныя рэчывы

Адрозніваюць *атамныя* (кавалентная сувязь), *іонныя* (іонная сувязь), *металічныя* (металічная сувязь) і *малекулярныя крышталі*. *Малекулярныя крышталі* пабудаваны з асобных малекул, унутры якіх атамы злучаны

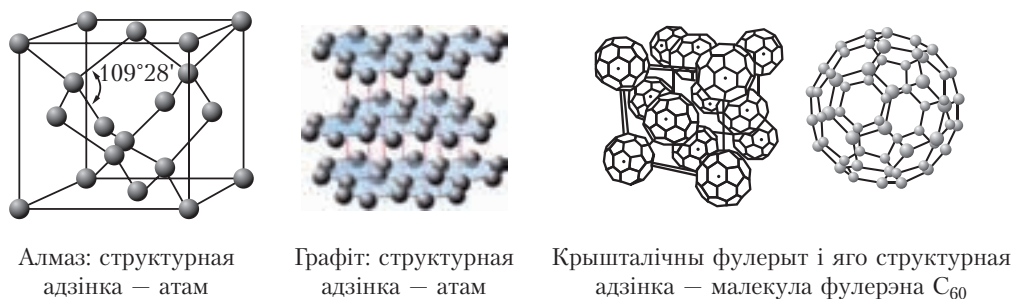
кавалентнымі сувязямі, а паміж малекуламі дзейнічаюць больш слабыя *між-малекулярныя сілы*. Малекулярныя крышталі ўтвараюць вядомыя вам цукар, аспірын, дыаксід вугляроду («сухі лёд»), вада (лёд) (мал. 37).



Мал. 37. Крышталічныя рашоткі рэчываў з розным тыпам хімічнай сувязі

Залежнасць уласцівасцей рэчываў ад тыпу крышталічнай структуры

Уласцівасці цвёрдых рэчываў залежаць ад будовы крышталёў і трываласці хімічных сувязей у іх. Напрыклад, вуглярод утварае некалькі разнавіднасцей крышталічных структур. Адна з іх — структура алмазу, у якой кожны атам вугляроду ўтварае чатыры роўныя па трываласці кавалентныя сувязі з чатырма суседнімі атамамі вугляроду, размешчанымі ў вяршынях тэтраэдра (мал. 38). Дзякуючы сваёй будове алмаз — самае цвёрдае прыроднае рэчыва (Дадатак 2). Аналагічныя крышталічныя структуры і блізкую да алмаза цвёрдасць маюць карбарунд SiC і боразон BN.



Мал. 38. Крышталічныя рашоткі алатропных мадыфікацый вугляроду

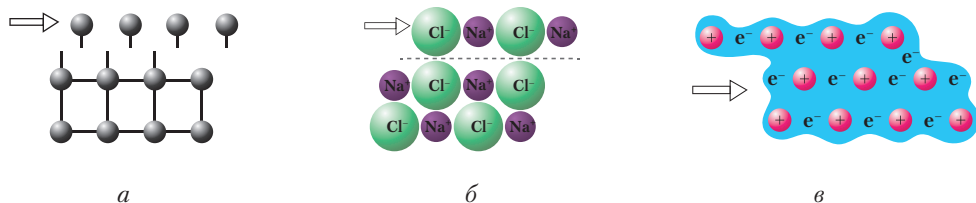
Другая разнавіднасць крышталічнага вугляроду — графіт. У графіце атамы вугляроду размешчаны слаямі. У слаях кожны атам вугляроду выкарыстоўвае

тры свае электроны для ўтварэння трох кавалентных сувязей з суседнімі атамамі. Чацвёрты электрон удзельнічае ва ўтварэнні дылакалізаваных π -сувязей і можа свабодна перамяшчацца ўздоўж слоя. Таму графіт валодае электраправоднасцю і выкарыстоўваецца для вырабу электракантактаў, змазак, што праводзяць ток, электродаў і інш.

Адлегласць паміж слямі графіту значна большая, чым паміж атамамі ў слоі, таму графіт лёгка расслойваецца. Дзякуючы гэтай уласцівасці з графіту вырабляюць грыфель алоўкаў, ён уваходзіць у састаў розных змазак, якія зніжаюць трэнне, і сам з'яўляецца цвёрдай змазкай у формах для ліцця металаў.

Трэцяя крышталічная мадыфікацыя вугляроду — *фулерыт* — утворана малекуламі фулерэну C_{60} , якія складаюцца з 60 атамаў вугляроду.

Атамныя, іонныя і металічныя крышталі адрозніваюцца ўстойлівасцю да механічнай дэфармацыі, у выніку якой адбываецца зрушванне асобных слаёў крышталічнай структуры (мал. 39). Пры гэтым счাপленне паміж слямі ў атамных крышталях (а) парушаецца з-за разрыву хімічных сувязей паміж атамамі, а ў іонных — з-за адштурхоўвання аднайменна зараджаных іонаў (б). У металічных крышталях дзякуючы асаблівасцям металічнай сувязі крышталі не разбураюцца, а дэфармуюцца. Таму металы пластычныя (коўкія), а атамныя і іонныя крышталі — крохкія.



Мал. 39. Зрушванне атамных слаёў пры дэфармацыі крышталёў:

а — атамных, б — іонных, в — металічных

Крышталі — гэта цвёрдыя рэчывы з упарадкаваным размяшчэннем структурных адзінак (атамаў, іонаў, малекул).

У залежнасці ад будовы вылучаюць чатыры тыпы крышталёў: атамныя, іонныя, малекулярныя і металічныя. Яны адрозніваюцца сваімі ўласцівасцямі.

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.



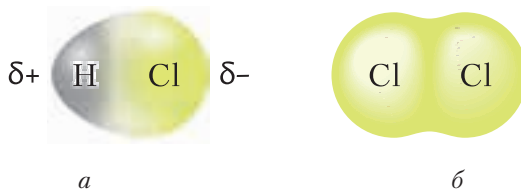
§ 17. Міжмалекулярнае ўзаемадзеянне і вадародная сувязь

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.

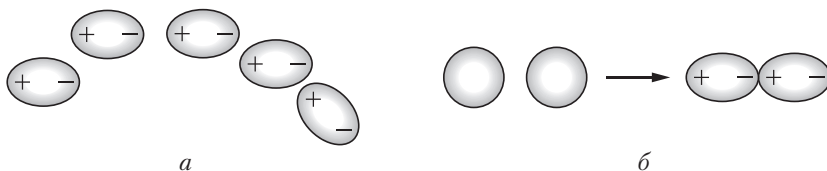
Прычына тут адна — адрозненне ў сіле ўзаемадзеяння паміж малекуламі. Гэта ўзаемадзеянне называюць *міжмалекулярным*. Як і хімічная сувязь, міжмалекулярнае ўзаемадзеянне ажыццяўляецца за кошт сіл электростатычнага прыцяжэння, але ў дзясяткі і сотні разоў больш слабых. Чым мацнейшае міжмалекулярнае ўзаемадзеянне 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).

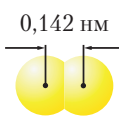
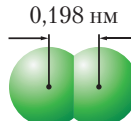
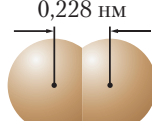
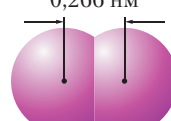


Мал. 41. Тыпы міжмалекулярных узаемадзеянняў: а — паміж палярнымі малекуламі, б — паміж непалярнымі малекуламі (утвараюцца імгненныя дыполі)

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).

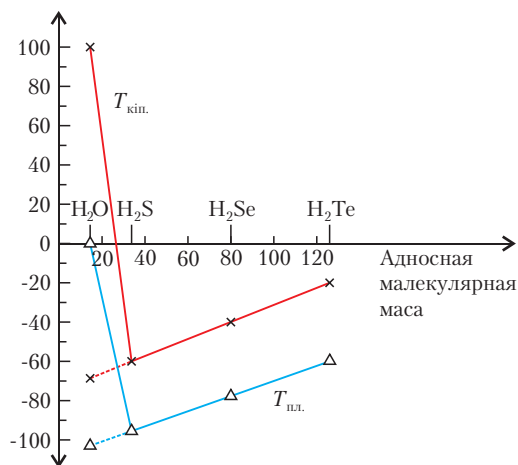
Табліца 14. Характарыстыкі малекул галагенаў

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

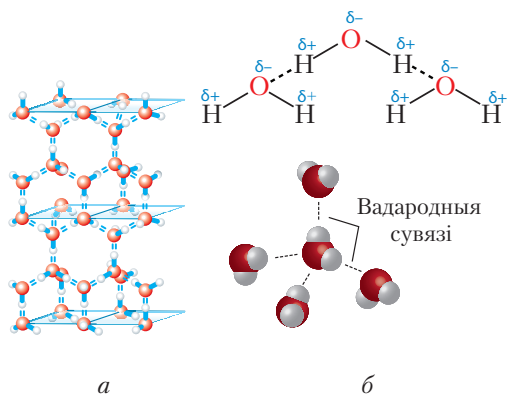
Вадародная сувязь

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*.

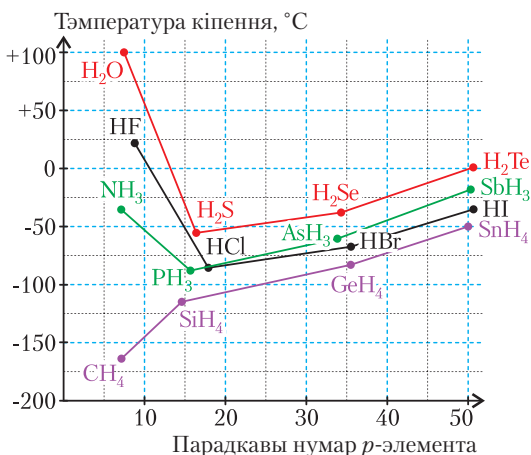


Мал. 42. Залежнасць тэмператур плаўлення і кіпення вадародных злучэнняў элементаў VIA-групы ад адноснай малекулярнай масы малекул Э₂S. Пункцірам пазначана залежнасць, якая магла б існаваць пры адсутнасці вадароднай сувязі



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 «спусташаючы» 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).

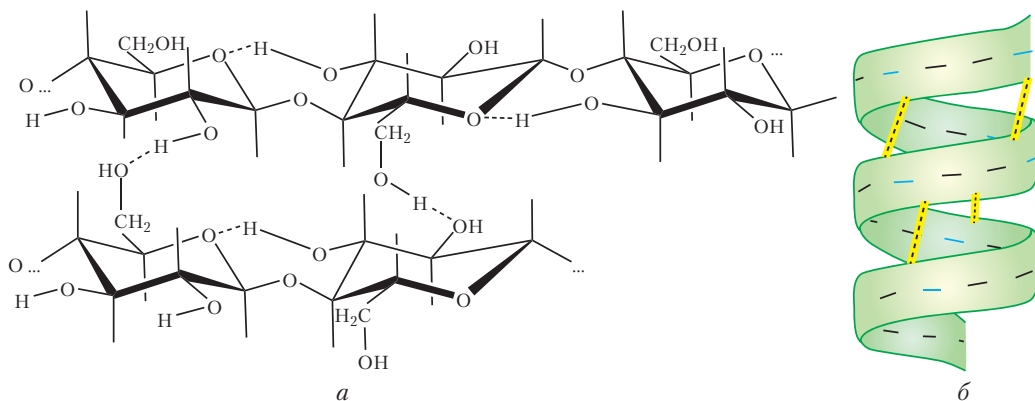
Вадародная сувязь мае энергію парадку 20–160 кДж/моль, што значна ніжэй за энергію хімічнай сувязі (парадку 400–900 кДж/моль) і вышэй за энергію міжмалекулярнага ўзаемадзеяння (2–10 кДж/моль).

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 °С 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

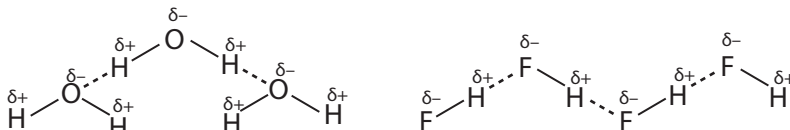
Агрэгатны стан малекулярных рэчываў вызначаецца сіламі міжмалекулярнага ўзаемадзеяння.

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

Вадародная сувязь — гэта электростатычнае ўзаемадзеянне паміж атамам вадароду адной малекулы і больш электраадмоўным атамам 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 $ЭH_x$ 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.



РАЗДЗЕЛ IV

ХІМІЧНЫЯ РЭАКЦЫІ

Вывучаючы гэты раздзел, вы пазнаёміцеся з асноўнымі паняццямі тэорыі хімічных рэакцый: класіфікацыя, прыкметы і ўмовы працякання, цеплавы эффект, скорасць, неабарачальнасць і абарачальнасць рэакцый. Вам давядзецца высветліць характар залежнасці скорасці хімічнай рэакцыі ад прыроды і канцэнтрацыі рэагуючых рэчываў, тэмпературы, плошчы паверхні судакранання рэчываў і наяўнасці каталізатара. Вы атрымаеце ўяўленні аб стане раўнавагі ў абарачальных рэакцыях і ўмовах яе зрушвання.

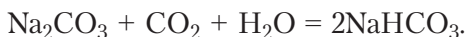
Найважнейшыя паняцці: класіфікацыя хімічных рэакцый, цеплавы эффект хімічнай рэакцыі, экса- і эндатэрмічныя рэакцыі, скорасць хімічнай рэакцыі, хімічная раўнавага.

§ 18. Класіфікацыя і агульныя характарыстыкі хімічных рэакцый

Хімічныя ператварэнні можна класіфікаваць па шэрагу крытэрыяў.

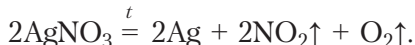
1. Па колькасці і саставу зыходных рэчываў і рэчываў, якія ўтвараюцца, адрозніваюць рэакцыі *злучэння, раскладання, замяшчэння і абмену*.

Рэакцыя злучэння — гэта хімічнае ператварэнне, у выніку якога з двух або больш рэчываў утвараецца адно новае рэчыва:



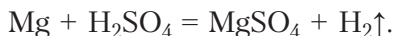
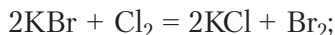
У рэакцыях злучэння могуць удзельнічаць як простыя, так і складаныя рэчывы, але прадуктамі з'яўляюцца толькі *складаныя рэчывы*.

Рэакцыя раскладання — гэта хімічнае ператварэнне, у выніку якога з аднаго складанага рэчыва ўтвараецца некалькі новых — *простых або складаных*:



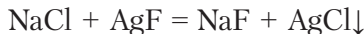
Раскладанню падвяргаюцца толькі складаныя рэчывы.

Рэакцыя замяшчэння — гэта хімічнае ператварэнне, у выніку якога атамы простага рэчыва замяшчаюць атамы аднаго з элементаў у складаным:

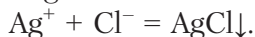


Рэакцыя абмену — гэта хімічнае ператварэнне, у выніку якога два складаныя рэчывы абменьваюцца сваімі састаўнымі часткамі.

Напрыклад:

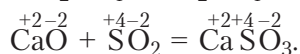
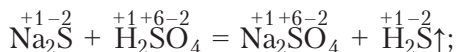


або ў іоннай форме, вядомай вам з 9-га класа:

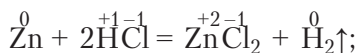


2. Па прыкмеце змянення ступеней акіслення атамаў у хімічных ператварэннях вылучаюць акісляльна-аднаўленчыя рэакцыі і рэакцыі без змянення ступені акіслення атамаў.

Рэакцыі абмену, некаторыя рэакцыі злучэння і раскладання працякаюць без змянення ступені акіслення атамаў:



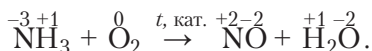
Рэакцыі замяшчэння, некаторыя рэакцыі раскладання і злучэння суправаджаюцца змяненнем ступеней акіслення атамаў:



Адзначым, што змяненнем ступеней акіслення атамаў суправаджаюцца амаль усе рэакцыі з удзелам простых рэчываў.

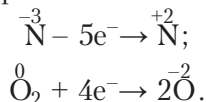
Акісляльна-аднаўленчыя рэакцыі ажыццяўляюцца за кошт пераходу электронаў ад атамаў адных элементаў да атамаў другіх, у выніку чаго і адбываецца змяненне ступеней акіслення. Пры гэтым лік электронаў, *аддадзеных адноўнікам*, роўны ліку электронаў, *прынятых акісляльнікам*. Гэтая роўнасць называецца, як вам вядома, *электронным балансам* і выкарыстоўваецца для расстаноўкі каэфіцыентаў ва ўраўненнях акісляльна-аднаўленчых рэакцый.

Прыклад 1. Расстаўце каэфіцыенты ва ўраўненні рэакцыі прамысловага атрымання аксиду азоту(II) з аміяку:

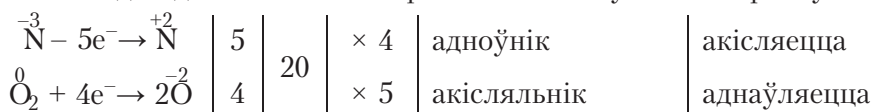


Рашэнне

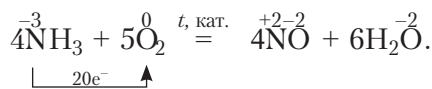
Як відаць са схемы, атам азоту N павышае ступень акіслення ад -3 да $+2$, значыць, страчвае 5 электронаў. Кожны з двух атамаў кіслароду O паніжае ступень акіслення ад 0 да -2 , такім чынам, двухатамная малекула кіслароду далучае 4 электроны:



Найменшае агульнае кратнае для лікаў 4 і 5 роўнае 20. Каэфіцыенты знаходзім дзяленнем кратнага на лік электронаў. Яны ўяўляюць сабой множнікі для дасягнення электроннага балансу 20 электронаў:



Расставім каэфіцыенты:



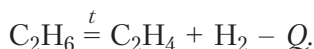
3. Па прыкмеце вылучэння або паглынання цеплаты хімічныя рэакцыі падзяляюць на *эксатэрмічныя* і *эндатэрмічныя*.

Эксатэрмічнымі называюць рэакцыі, якія суправаджаюцца вылучэннем цеплаты ў навакольнае асяроддзе.

Цеплату, якая вылучаецца, ва ўраўненні рэакцыі абазначаюць сімвалам Q са знакам плюс, паказваючы такім чынам, што сістэма перадае сваю энергію навакольнаму асяроддзю. Энергія можа перадавацца таксама ў выглядзе светлавога выпраменьвання або электрычнай энергіі. Звычайна эксатэрмічныя рэакцыі выкарыстоўваюць для атрымання цеплаты. Тыповы прыклад — рэакцыя гарэння метану:



Эндатэрмічнымі называюць рэакцыі, якія суправаджаюцца паглыннаннем цеплаты з навакольнага асяроддзя. Цеплату, што ўбывае, ва ўраўненні рэакцыі абазначаюць сімвалам Q са знакам мінус:

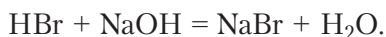
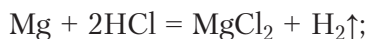
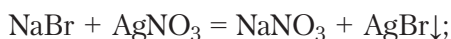


4. Па прыкмеце паўнаты ператварэння зыходных рэчываў у канчатковыя хімічныя рэакцыі дзеляць на *неабарачальныя* і *абарачальныя*.

Неабарачальнымі называюць хімічныя рэакцыі, якія працякаюць у дадзеных умовах з поўным ператварэннем хаця б аднаго з зыходных рэчываў у прадукты рэакцыі.

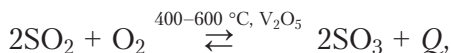
Калі рэагуючыя рэчывы ўзяты ў стэхіяметрычных колькасцях, то ўсе яны прарэагуюць цалкам у выпадку неабарачальнай хімічнай рэакцыі.

Да неабарачальных адносяцца рэакцыі з інтэнсіўным вылучэннем цеплаты (напрыклад, гарэння: $\text{C}_3\text{H}_8 + 5\text{O}_2 = 3\text{CO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$), а таксама рэакцыі ў растворах з утварэннем маларастваральных ($\downarrow$), газападобных ($\uparrow$) рэчываў або рэчываў, якія мала дысацыпіруюць (напрыклад, вада):



Абарачальнымі называюць хімічныя рэакцыі, здольныя працякаць у дадзеных умовах адначасова ў прамым і зваротным напрамках. У ходзе абарачальнай рэакцыі зыходныя рэчывы ператвараюцца ў прадукты рэакцыі не цалкам таму, што адначасова з прадуктаў утвараюцца зыходныя рэчывы.

Ва ўраўненнях абарачальных рэакцый знак роўнасці замяняюць процілеглыя накіраванымі стрэлкамі. Напрыклад, абарачальныя рэакцыі атрымання аксіду серы(VI):



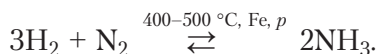
а таксама ўзаемадзеяння азоту з кіслародам, якое становіцца адчувальным толькі вышэй за $2000\text{ }^\circ\text{C}$ і працякае ў атмасферы пры разрадах маланкі.

5. Па ўмовах правядзення рэакцыі дзеляць на *каталітычныя* і *некаталітычныя*.

Каталітычныя рэакцыі працякаюць з удзелам каталізатараў.

Каталізатары — гэта рэчывы, якія паскараюць хімічныя рэакцыі, але не ўваходзяць у састаў прадуктаў ператварэнняў.

Каталізатар указваюць над знакам роўнасці або абарачальнасці рэакцыі, як правіла, з кароткімі пазначэннямі ўмоў яе працякання (t , p), напрыклад:



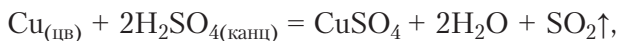
Многія рэакцыі працякаюць з дастатковай скорасцю толькі ў прысутнасці каталізатара. Так, вядома, што *чысты* пераксід вадароду ўстойлівы і раскладаецца пры $20\text{ }^\circ\text{C}$ са скорасцю, меншай за $0,5\%$ у год. Аднак пры наяўнасці малой колькасці прымесей, напрыклад злучэнняў медзі, жалеза, марганцу, себра, многіх арганічных рэчываў, пераксід вадароду няўстойлівы нават у разбаўленых растворах:



6. Па наяўнасці мяжы падзелу фаз вылучаюць рэакцыі *гамагенныя* і *гетэрагенныя*. Хімічныя рэакцыі, якія працякаюць ва ўсім аб'ёме аднароднага рэакцыйнага асяроддзя (напрыклад, у сумесі газаў, у растворы дзвюх солей у вадзе), называюць *гамагеннымі*. Напрыклад:

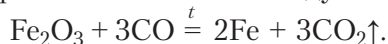


Рэакцыі, якія працякаюць на паверхні судакранання розных рэчываў у неаднародным асяроддзі, з'яўляюцца *гетэрагеннымі*. Такую паверхню называюць мяжой падзелу фаз, разумеючы пад фазай аднародную па саставе і ўласцівасцях частку сістэмы. Напрыклад, у рэакцыі медзі з канцэнтраванай сернай кіслотой, ураўненне якой:



цвёрдая медзь адзелена ад вадкай сернай кіслаты бачнай мяжой — паверхняй кавалачка медзі. З паверхні медзі падымаюцца бурбалкі газу — SO_2 . Гэтая рэакцыя з'яўляецца гетэрагеннай. Да гетэрагенных адносяць рэакцыі растварэння металаў і іх аксідаў у кіслотах, гарэнне цвёрдых рэчываў у кіслародзе, узаемадзеянне паміж кіслотнымі і асноўнымі аксідамі і інш.

У якасці прыкладу гетэрагеннай хімічнай рэакцыі можна прывесці высокатэмпературны працэс атрымання жалеза з аксіду жалеза Fe_2O_3 :



Гетэрагенныя хімічныя рэакцыі працякаюць на паверхні судакранання рэагуючых рэчываў.

Гамагеннымі называюць хімічныя рэакцыі, што працякаюць у аднародным асяроддзі ў адсутнасці паверхні судакранання розных рэчываў.

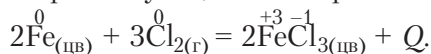


У шэрагу выпадкаў рэакцыі, што павольна працякаюць у растворах або ў пары, паскараюцца пры ўвядзенні цвёрдага каталізатара. Так, вядомая вам рэакцыя сінтэзу аміяку з азоту і вадароду паскараецца ў прысутнасці жалеза; V_2O_5 выкарыстоўваюць у рэакцыі акіслення SO_2 пры сінтэзе сернай кіслаты. Па прыкмеце наяўнасці мяжы падзелу фаз гэтыя рэакцыі адносяць да гетэрагенных, называючы іх рэакцыямі гетэрагеннага каталізу.

Прыклад 2. Дайце характарыстыку рэакцыі гарэння жалеза ў хлоры, якая працякае з утварэннем хларыду жалеза(III) і якая суправаджаецца інтэнсіўным вылучэннем цеплаты і святла.

Рашэнне

Складзём ураўненне рэакцыі і адзначым ступені акіслення атамаў, агрэгатны стан зыходных рэчываў і цеплавую эфект:



Такім чынам, гэта рэакцыя:

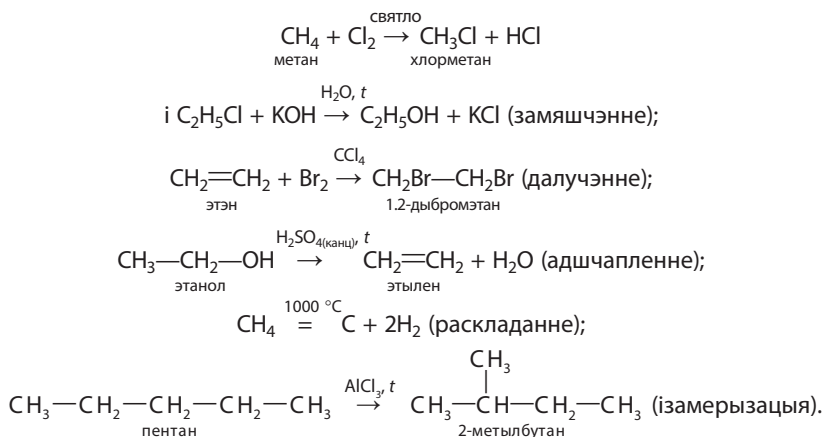
- 1) *злучэння*, паколькі з *двух* простых зыходных рэчываў — жалеза і хлору — утвараецца *адно* новае — складанае рэчыва хларыд жалеза(III);
- 2) *акісляльна-аднаўленчая*, паколькі ў ходзе рэакцыі змяняюцца ступені акіслення атамаў жалеза і хлору;
- 3) *экзатэрмічная*, таму што гарэнне суправаджаецца вылучэннем цеплаты;
- 4) *неабарачальная* як рэакцыя гарэння з інтэнсіўным вылучэннем цеплаты;
- 5) *некаталітычная*, паколькі працякае без каталізатара;
- 6) *гетэрагенная*, паколькі працякае на паверхні падзелу цвёрдага і газаванага рэчываў.



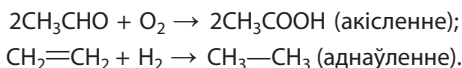
Класіфікацыя рэакцый у арганічнай хіміі

Пры класіфікацыі рэакцый у арганічнай хіміі адрозніваюць рэакцыі: *замышчэння* атама або груп атамаў у малекуле арганічнага злучэння; *далучэння* атамаў або груп атамаў да малекулы арганічнага злучэння; *адшчаплення* атамаў ад малекулы без разрыву сувязей C—C; *раскладання* як працэсу разрыву сувязей з утварэннем больш простых рэчываў; *ізамерызацыі* як працэсу змянення будовы малекулы з захаваннем яе саставу.

Прыкладамі могуць служыць наступныя ператварэнні:



Па прыкмеце *змянення ступеней* акіслення атамаў у малекуле арганічнага рэчыва, як і ў выпадку неарганічных рэчываў, адрозніваюць *рэакцыі акіслення* (з удзелам кіслароду, перманганату калію KMnO_4 , храмату і дыхрахмату калію — K_2CrO_4 і $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ і інш.) і *рэакцыі аднаўлення* (з удзелам вадароду, LiAlH_4 і інш.):



Хімічныя рэакцыі характарызуюць:

- па ліку і саставе зыходных рэчываў і рэчываў, якія ўтвараюцца, (рэакцыі злучэння, раскладання, замяшчэння і абмену);
- па прыкмеце змянення ступеней акіслення атамаў у хімічных ператварэннях (акісляльна-аднаўленчыя рэакцыі і рэакцыі без змянення ступеней акіслення атамаў);
- па вылучэнні або паглыннанні цеплаты (экзатэрмічныя і эндатэрмічныя);
- па наяўнасці каталізатара (каталітычныя і некаталітычныя);
- па наяўнасці паверхні судакранання рэагентаў, так званай мяжы падзелу фаз (гетэрагенныя і гамагенныя рэакцыі).

Пытанні, заданні, задачы

1. Укажыце ўраўненні рэакцый злучэння, раскладання, замяшчэння і абмену:

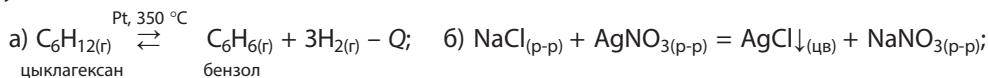
- а) $2\text{Ag}_2\text{O} = 4\text{Ag} + \text{O}_2\uparrow$; б) $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$;
 в) $\text{KOH} + \text{HF} = \text{KF} + \text{H}_2\text{O}$; г) $\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.

2. Якая з дзвюх прыведзеных рэакцый абарачальная?



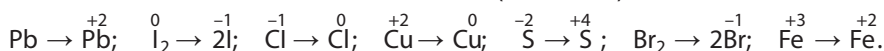
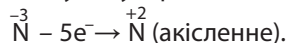
Дайце тлумачэнне.

3. Укажыце, гамагеннай або гетэрагеннай з'яўляецца кожная з рэакцый, паказаная ўраўненнем:

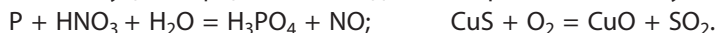


4. Складзіце ўраўненні рэакцый: а) абмену паміж MgO і HCl , $\text{Ca}(\text{OH})_2$ і H_2SO_4 ;
 б) замяшчэння паміж Zn і HCl , Zn і H_3PO_4 .

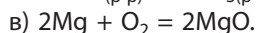
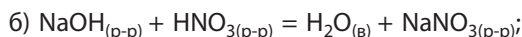
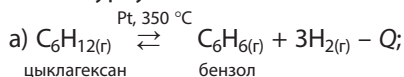
5. Дапоўніце схемы ператварэнняў па ўзоры:



6. Расстаўце каэфіцыенты метадам электроннага балансу:



7. Ахарактарызуйце па шасці вывучаных прыкметах класіфікацыі хімічныя рэакцыі, паказаныя ўраўненнямі:



8. Дакажыце, што рэакцыя нейтралізацыі не з'яўляецца акісляльна-аднаўленчай.

9. Дайце поўную характарыстыку рэакцыі паміж простымі рэчывамі, атамы якіх маюць электронную канфігурацыю $[\text{Ne}]3s^1$ і $[\text{He}]2s^22p^5$.

10. Разлічыце колькасць (моль) рэчыва і лік электронаў, якія прыйдуць ад адноўніка да акісляльніка пры поўным растварэнні ў сернай кіслаце алюмінію масай 2,7 г.

*Падрыхтуйце паведамленне «Акісляльна-аднаўленчыя працэсы ў прыродзе, тэхніцы, побыце».



§ 18.1

§ 19. Цеплавые эффекты хімічных рэакцый

Працяканне хімічных рэакцый заўсёды суправаджаецца вылучэннем або паглыннаннем энергіі.

Цеплавой эффект рэакцыі — гэта колькасць цеплаты Q , якая вылучыцца або будзе паглынута ў ходзе ператварэння, калі колькасці рэагентаў (моль) адпаведныя стэхіяметрычным каэфіцыентам ураўнення рэакцыі.

Ад чаго залежыць велічыня цеплавога ефекту хімічнай рэакцыі?

У ходзе хімічнай рэакцыі працякаюць два працэсы — разрыв хімічных сувязей у зыходных рэчывах і ўтварэнне новых сувязей у прадуктах рэакцыі. Разрыв хімічных сувязей заўсёды ідзе з затратай энергіі, суправаджаецца паглыннаннем цеплаты Q_1 і з'яўляецца *эндатэрмічным працэсам*. Утварэнне новых хімічных сувязей — *экзатэрмічны працэс*, што працякае з вылучэннем цеплаты Q_2 . Алгебраічная сума цеплавых эфектаў гэтых стадый уяўляе сабой агульны цеплавой эффект рэакцыі Q : $Q = Q_1 + Q_2$.

У якасці прыкладу вызначым значэнне цеплавога ефекту рэакцыі ўтварэння аксіду азоту(II) з простых рэчываў:

Ураўненне рэакцыі	N_2	+	O_2	=	2NO
Стэхіяметрычная колькасць	1 моль		1 моль		2 моль
Энергія сувязі	945 кДж/моль · 1 моль		494 кДж/моль · 1 моль		632 кДж/моль · 2 моль
Змяненне энергіі	Затрачана на разрыв сувязей 1439 кДж				Вылучылася пры ўтварэнні сувязей 1264 кДж

Прааналізуем запісы.

Пры разрыве сувязей $\text{N}\equiv\text{N}$ у 1 моль азоту і сувязей $\text{O}=\text{O}$ у 1 моль кіслароду паглынаецца адпаведна 945 кДж і 494 кДж цеплаты, у суме $Q_1 = -1439$ кДж.

Пры ўтварэнні сувязей у 1 моль NO вылучаецца 632 кДж, у разліку на 2 моль аксиду азоту(II) 1264 кДж, гэта значыць $Q_2 = 1264$ кДж.

Агульны цеплавой эфект рэакцыі Q роўны суме цеплавых эфектаў Q_1 і Q_2 :

$$Q = Q_1 + Q_2 = -1439 \text{ кДж} + 1264 \text{ кДж} = -175 \text{ кДж}.$$

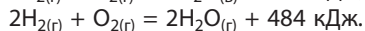
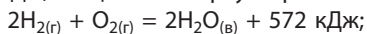
Адмоўнае значэнне цеплавога эфекту паказвае, што дадзеная рэакцыя з'яўляецца *эндатэрмічнай* і працякае ў адпаведнасці з *тэрмахімічным ураўненнем*:



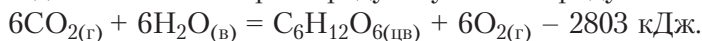
Тэрмахімічнымі называюць ураўненні, у якіх указаны значэнні цеплавых эфектаў.



Велічыня цеплавога эфекту рэакцыі залежыць ад агрэгатнага стану рэагентаў і прадуктаў, паколькі пры працяканні працэсаў плаўлення або параўтварэння траціцца цеплата навакольнага асяроддзя. Пры пераходзе з вадкага ў цвёрды стан, з пары ў вадкасць цеплата, наадварот, вылучаецца. Таму ў тэрмахімічных ураўненнях абавязкова паказваюць агрэгатны стан: рэчыва (г) — газ; (в) — вадкасць; (цв) або (к) — цвёрдае або крышталічнае. Так, цеплавые эфекты рэакцыі згарання вадароду ў выпадку ўтварэння вады ў вадкім або газападобным стане адрозніваюцца на 88 кДж, бо цеплата параўтварэння вады складае 44 кДж/моль:



Для ажыццяўлення эндатэрмічных рэакцый неабходна пастаянна перадаваць сістэме энергію ў выглядзе цеплаты, электрамагнітнага выпраменьвання (святло, ультрафіялетавае выпраменьванне), электрычнасці і інш. Так, *эндатэрмічныя рэакцыі* або працякаюць пры высокіх тэмпературах (напрыклад, раскладанне карбанатаў, нітратаў і гідраксідаў шчолачназемельных металаў), або патрабуюць падвядзення электрычнай энергіі (электrolіз, утварэнне NO ў разрадзе навальніцы) ці энергіі святла (утварэнне азону ў атмасферы пад дзеяннем ультрафіялетавага выпраменьвання). Эндатэрмічным працэсам з'яўляецца фотасінтэз, у якім энергія сонечнага святла паглынаецца і назапашваецца ў выглядзе хімічнай энергіі прадуктаў — кіслароду і глюкозы:

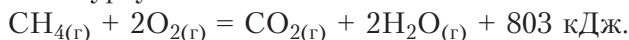


Экзатэрмічныя рэакцыі або не патрабуюць награвання, або для пачатку рэакцыі неабходна невялікае награванне: напрыклад, вадарод з фторам рэагуе імгненна, а для ўзаемадзеяння вадароду з кіслародам сумесь газаў трэба нагрэць.

Велічыня цеплавога эфекту рэакцыі вызначаецца эксперыментальна ў спецыяльным прыборы — каларыметры, ужо знаёмым вам па ўроках фізікі ў 8-м класе. Вынікі вымярэнняў прыводзяць да пэўных умоў. Звычайна гэта ціск 100 кПа і тэмпература 25 °С (298,15 К), што неабходна для параўнання і абагульнення эксперыментальных даных.

Разгледзім прыклады тэрмахімічных разлікаў.

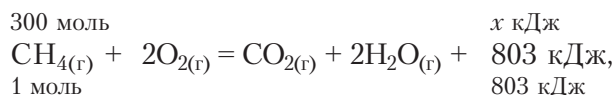
Прыклад 1. Разлічыце колькасць цеплаты, якая вылучаецца ў выніку поўнага згарання ў кіслародзе метану аб'ёмам 6,72 м³ (н. у.) у адпаведнасці з тэрмахімічным ураўненнем:



<i>Дадзена:</i> $V(\text{CH}_4) = 6,72 \text{ м}^3$	<i>Рашэнне</i> 1. Вылічым колькасць (моль) метану, які згарэў, прымаючы пад увагу, што 6,72 м ³ — гэта 6720 дм ³ :
$Q = ?$	

$$n(\text{CH}_4) = \frac{V(\text{CH}_4)}{V_m} = \frac{6720 \text{ дм}^3}{22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}} = 300 \text{ моль.}$$

2. На аснове тэрмахімічнага ўраўнення маем:



$$\text{адкуль: } Q = \frac{300 \text{ моль} \cdot 803 \text{ кДж}}{1 \text{ моль}} = 240\,900 \text{ кДж} = 240,9 \text{ МДж.}$$

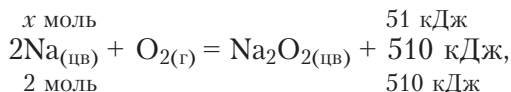
Адказ: $Q = 240,9 \text{ МДж.}$

Прыклад 2. Разлічыце масу натрыю, які згарэў у лішку кіслароду ў адпаведнасці з тэрмахімічным ураўненнем:



калі ў выніку рэакцыі вылучылася 51 кДж цеплаты.

<i>Дадзена:</i> $Q = 51 \text{ кДж}$	<i>Рашэнне</i> 1. Знойдем колькасць натрыю, выкарыстоўваючы тэрмахімічнае ўраўненне рэакцыі:
$m(\text{Na}) = ?$	



$$\text{адкуль: } x = \frac{2 \text{ моль} \cdot 51 \text{ кДж}}{510 \text{ кДж}} = 0,2 \text{ моль.}$$

2. Вылічым масу натрыю:

$$m(\text{Na}) = n(\text{Na}) \cdot M(\text{Na}) = 0,2 \text{ моль} \cdot 23 \text{ г/моль} = 4,6 \text{ г.}$$

Адказ: $m(\text{Na}) = 4,6 \text{ г.}$

Метады каларыметрыі шырока прымяняюцца для вызначэння *цеплатворнай здольнасці* (цеплаты згарання) паліва. Значэнні *энергетычнай каштоўнасці ежы* (каларыйнасці) таксама заснаваны на вымярэнні цеплаты згарання прадукту ў каларыметры з улікам паправак, прынятых у дыеталогіі — навуцы аб правільным харчаванні.

Агульнапрынятай практыкай з'яўляецца прыблізны разлік каларыйнасці прадуктаў. Так, для вугляводаў і бялкоў каларыйнасць лічыцца роўнай прыкладна 4 ккал/г, а для тлушчаў — 9 ккал/г (1 ккал = 4,184 кДж). На прыкладзе даных некалькіх упаковак з прадуктамі харчавання пераканайцеся ў гэтым самастойна (мал. 46).

ЁГУРТ З МАСАВАЙ ДОЛЯЙ ТЛУШЧУ 2 % З ФРУКТОВЫМ НАПАЎНЯЛЬНІКАМ «ЛЯСНАЯ ЯГАДА»	
ПАЖЫЎНАЯ КАШТОЎНАСЦЬ 100 Г ПРАДУКТУ (СЯРЭДНЯЯ ЗНАЧЭННІ):	
Бялкі	2,3
Тлушч	2,0
Вугляводы	13,5
Энергетычная каштоўнасць (каларыйнасць)	352,8 кДж (83,5 ккал)
СТБ 1552, РЦ ВУ 200030514.634	

КЕФІР З МАСАВАЙ ДОЛЯЙ ТЛУШЧУ 2,5 %	
САСТАЎ: МАЛАКО НАРМАЛІЗАВАНАЕ ПАСТЭРЫЗАВАНАЕ З ВЫКАРЫСТАННЕМ ЗАКВАСКІ ПРЫГАТАВАНАЙ НА КЕФІРНЫХ ГРЫБКАХ. КОЛЬКАСЦЬ МАЛОЧНАКІСЛЫХ МІКРААТАНГЕНІМАЎ КУА У 1 Г ПРАДУКТУ НЕ МЕНШ ЯК $1 \cdot 10^6$. КОЛЬКАСЦЬ ДРАЖДЖОЎ НА КАНЕЦ ТЭРМІНУ ПРЫДАТНАСЦІ, КУА У 1 Г ПРАДУКТУ НЕ МЕНШ ЯК $1 \cdot 10^6$.	
ПАЖЫЎНАЯ КАШТОЎНАСЦЬ 100 Г ПРАДУКТУ (СЯРЭДНЯЯ ЗНАЧЭННІ):	
БЯЛКІ — 3,1 Г	ТЛУШЧЫ — 2,5 Г
ВУГЛЯВОДЫ — 4,0 Г	
ЭНЕРГЕТЫЧНАЯ КАШТОЎНАСЦЬ ПРАДУКТУ (КАЛАРЫЙНАСЦЬ): 100 Г ПРАДУКТУ :	
210 КДЖ (50 ККАЛ)	

Мал. 46. Этыкеткі з указаннем каларыйнасці

Тэрмахімічныя ўраўненні дазваляюць:

а) вызначыць колькасць цеплаты, якая вылучаецца або паглынаецца ў ходзе рэакцыі, калі вядомыя яе цеплавые эфект і колькасці (моль) удзельнікаў рэакцыі;

б) разлічыць колькасці (моль) рэчываў, якія ўступілі ў рэакцыю, калі вядома колькасць цеплаты, што вылучылася або паглынулася, і цеплавые эфект рэакцыі.

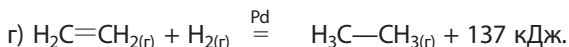
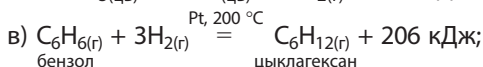
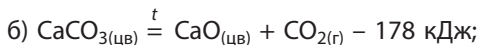
Хімічныя рэакцыі працякаюць з вылучэннем або паглынанням цеплаты.

Цеплавым эфектам хімічнай рэакцыі называюць колькасць цеплаты, якая вылучаецца або паглынаецца пры працяканні гэтай рэакцыі.

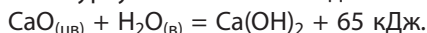
У тэрмахімічным ураўненні рэакцыі паказваюць агрэгатны стан усіх рэчываў і велічыню цеплавога эфекту рэакцыі.

Пытанні, заданні, задачы

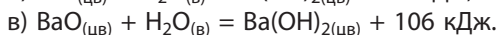
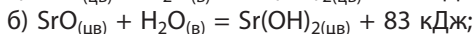
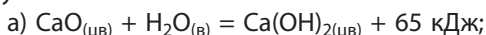
1. Укажыце ўраўненні экзатэрмічных і эндатэрмічных рэакцый:



2. Разлічыце колькасць цеплаты, якая вылучылася пры ўзаемадзеянні СаО колькасцю 0,2 моль з вадой. Тэрмахімічнае ўраўненне мае выгляд:



3. Рэакцыі аксідаў кальцыю, стронцыю і барыю з вадой апісваюць тэрмахімічнымі ўраўненнямі:



Няхай маса кожнага з аксідаў роўная 100 г. У выпадку якой з рэакцый вылучыцца найбольшая колькасць цеплаты?

4. Разлічыце аб'ём (н. у.) метану, які згарэў у кіслародзе, у адпаведнасці з тэрмахімічным ураўненнем: $\text{CH}_{4(\text{г})} + 2\text{O}_{2(\text{г})} = \text{CO}_{2(\text{г})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} + 803 \text{ кДж}$, калі ў выніку рэакцыі вылучылася 80,3 кДж цеплаты.

5. Пры згаранні вугалю з утварэннем вуглякіслага газу вылучаецца вялікая колькасць цеплаты ў адпаведнасці з тэрмахімічным ураўненнем:



Разлічыце колькасць цеплаты, якая вылучылася пры атрымнанні аксіду аб'ёмам 10 дм³ (н. у.).

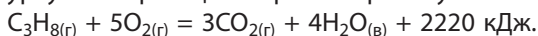
6. Вадкі пентан C_5H_{12} колькасцю 0,1 моль спалілі ў кіслародзе, у выніку чаго вылучылася 351 кДж цеплаты. Разлічыце цеплавы эффект дадзенай рэакцыі і складзіце яе тэрмахімічнае ўраўненне, калі вядома, што вада атрымана ў вадкім стане.

7. Цеплавы эффект рэакцыі згарання вугляроду да CO_2 роўны 394 кДж/моль, а цеплата згарання 1 моль пентану з утварэннем вады ў выглядзе пары складае 3245 кДж. Супастаўце колькасць цеплаты, якая вылучаецца пры згаранні вугляроду і пентану аднолькавай масы.

8. Рэакцыя ізамерызацыі *n*-пентану (газ) у 2-метылбутан (газ) працякае з вылучэннем 7,1 кДж/моль цеплаты. Складзіце тэрмахімічнае ўраўненне рэакцыі. Разлічыце колькасць пентану, які ўступіў у рэакцыю, калі вядома, што ў ходзе эксперыменту вылучылася 2,0 кДж цеплаты.

9. У выніку поўнага тэрмічнага раскладання ўзору аксіду серабра(І) вылучыўся кісларод аб'ёмам (н. у.) 6,72 дм³ і паглынулася 18,6 кДж цеплаты. Разлічыце цеплавы эффект дадзенай рэакцыі і складзіце яе тэрмахімічнае ўраўненне.

10. Тэрмахімічнае ўраўненне рэакцыі згарання прапану мае выгляд:



Колькі цеплаты вылучыцца пры згаранні прапану колькасцю 0,1 моль, калі прадуктам рэакцыі будзе вадзяная пара? Цеплата выпарэння вады складае 44 кДж/моль.



§ 20. Скорасць хімічных рэакцый

Адны хімічныя рэакцыі працякаюць хутка, іншыя — павольна. Так, працэс ператварэння драўніны ў каменны вугаль доўжыцца сотні мільёнаў гадоў (мал. 47, а). Ржаўленне вырабаў з жалеза пад дзеяннем вільготнага паветра ідзе многія гады (мал. 47, б). Гарэнне на паветры паперы (цэлюлозы) адбываецца за секунды (мал. 47, в).



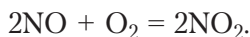
Мал. 47. Павольныя і хуткія хімічныя рэакцыі:
а — ператварэнне драўніны ў каменны вугаль,
б — ржаўленне жалеза, в — гарэнне паперы

Практычна імгненна ідзе рэакцыя нейтралізацыі шчолачы моцнай кіслотай.

Такім чынам, хімічныя рэакцыі маюць розную скорасць. **Скорасць хімічнай рэакцыі** паказвае змяненне канцэнтрацыі рэчыва, што ўступае ў рэакцыю або ўтвараецца ў ёй, у адзінку часу. Гэта **фізічная велічыня**, абазначаецца літарай **v**.

Скорасць рэакцый па меры іх працякання змяняецца. Таму звычайна кажуць аб **сярэдняй скорасці рэакцыі** ў вызначаны прамежак часу.

Для колькаснага вызначэння скорасці ў якасці прыкладу разгледзім гамагенную хімічную рэакцыю акіслення аксіду азоту(II) кіслародам да аксіду азоту(IV):



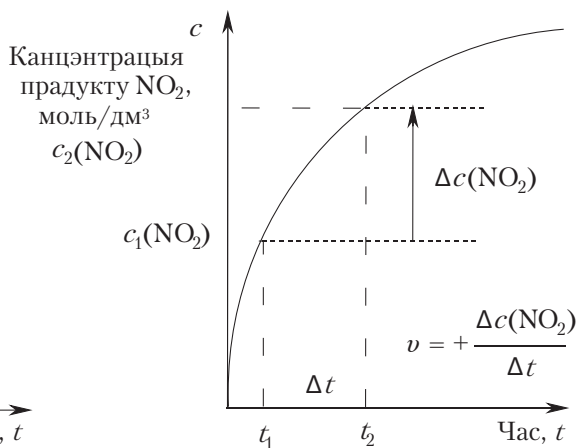
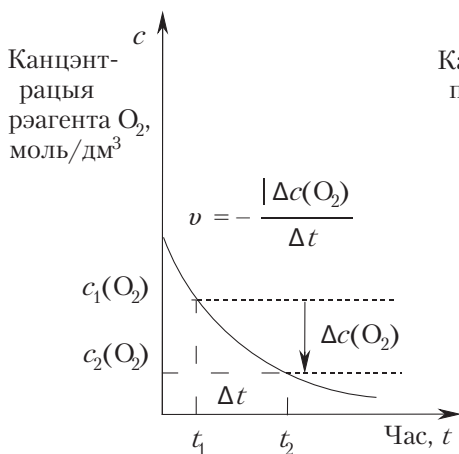
У прамежак часу $\Delta t = t_2 - t_1$ колькасці (моль) зыходных рэчываў (рэагентаў) $n(\text{NO})$ і $n(\text{O}_2)$ памяншаюцца, а колькасць *прадукту* рэакцыі $n(\text{NO}_2)$ павялічваецца. Мы ведаем, што велічыня адносін колькасці n рэчыва X да аб'ёму рэакцыйнай сумесі V называецца *малярнай канцэнтрацыяй* $c(\text{X})$:

$$c(\text{X}) = \frac{n(\text{X})}{V}, \text{ прычым } \Delta c(\text{X}) = \frac{\Delta n(\text{X})}{V}.$$

Такім чынам, у рэакцыйнай сумесі пэўнага аб'ёму V змяненне колькасцей (моль) удзельнікаў рэакцыі прапарцыйнае змяненню іх малярных канцэнтрацый Δc .



Для вызначэння велічыні скорасці рэакцыі v неабходна ведаць змяненне колькасці (моль) $\Delta n = n_2 - n_1$ аднаго з рэчываў (NO , O_2 або NO_2), тое, што адбылося ў прамежак часу $\Delta t = t_2 - t_1$, і аб'ём рэакцыйнай сумесі V .



Змяненне канцэнтрацый рэагенту O_2 і прадукту NO_2 за прамежак часу ад t_1 да t_2

Матэматычны выраз скорасці рэакцыі ў адносінах да *любога* зададзенага ўдзельніка X можна паказаць наступным чынам:

$$v = \pm \frac{\Delta c(X)}{\Delta t} \text{ моль/}(\text{дм}^3 \cdot \text{с}),$$

дзе $\Delta c(X)$ — змяненне малярнай канцэнтрацыі рэчыва X за час Δt .

Паколькі *скорасць рэакцыі* з'яўляецца дадатнай велічынёй, а канцэнтрацыя рэагентаў NO і O_2 памяншаецца, то ў выраз скорасці для зыходных рэчываў ставяць знак «мінус». Канцэнтрацыя прадуктаў узрастае, значыць, у выраз ставяць знак «плюс».

Калі каэфіцыенты ва ўраўненні хімічнай рэакцыі не роўныя адзінцы, то скорасць, вымераная для розных рэчываў, адрозніваецца.

Скорасць рэакцыі вызначаецца хімічнай прыродай рэагуючых рэчываў.

Рэчывы, якія ўступаюць у хімічныя рэакцыі, адрозніваюцца *саставам і будовай, тыпам хімічнай сувязі, лікам і трываласцю* гэтых сувязей. Як вынік, рэагенты валодаюць рознай рэакцыйнай здольнасцю. Разгледзім у якасці прыкладу скорасць узаемадзеяння розных металаў з моцнай і слабай кіслотамі.

Калі апусціць у прабірку з разбаўленай саяянай кіслотой кавалачкі магнію і жалеза аднолькавага памеру і формы, то можна ўбачыць, што ў прабіркы з магніем назіраецца бурнае вылучэнне вадароду і моцнае разаграванне. У прабіркы з жалезам бурбалкі газу вылучаюцца значна больш павольна, а тэмпература падымаецца толькі крыху. Значыць, скорасць узаемадзеяння металу з кіслотой залежыць ад яго актыўнасці.

Пры замене моцнай хлоравадароднай кіслаты на слабую воцатную кіслату той жа малярнай канцэнтрацыі скорасць рэакцыі магнію і жалеза істотна памяншаецца. Такім чынам, скорасць узаемадзеяння металу з кіслотой залежыць ад прыроды абодвух рэагентаў — як металу, так і кіслаты.

Для працякання хімічнай рэакцыі неабходна, каб рэагуючыя часціцы *сутыкнуліся адна з другой*. Аднак гэтай умовы недастаткова, таму што пры сутыкненні неабавязкова адбудзецца рэакцыя. Так, пры атмасферным ціску і пакаёвай тэмпературы кожная малекула ў розных газах (N_2 , O_2 , Ar і інш.) адчувае каля 5 млрд сутыкненняў штосекундна. Калі б усе сутыкненні часціц прыводзілі да хімічнай рэакцыі, то любое хімічнае ператварэнне завяршалася б за тысячныя долі секунды. Паколькі гэтага не адбываецца, значыць, не ўсе сутыкненні эфэктыўныя. Для таго каб хімічнае ператварэнне адбылося, часціцам неабходна валодаць энергіяй, дастатковай для разбурэння або перабудовы хімічных сувязей у зыходных рэчывах.

У працэсе хімічнага ўзаемадзеяння малекулы павінны прайсці праз асобы *пераходны стан, у якім яны асабліва актыўныя*. Для дасягнення такога стану патрабуецца затраціць *энергію*.



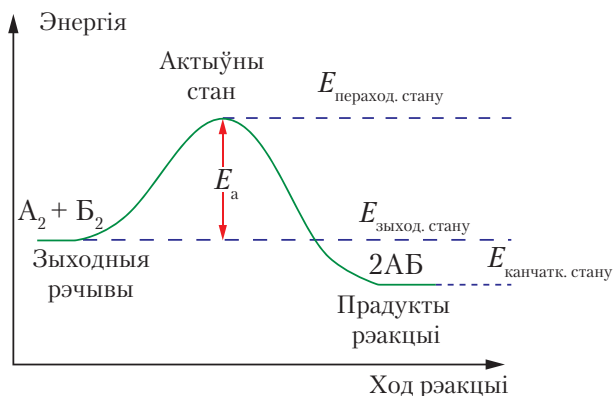
Растварэнне
металу
ў раствору
хлоравадароду



Хаатычны рух
малекул



Энергія актывацыі — гэта мінімальная энергія, якую неабходна надаць часціцам рэагуючых рэчываў для пераводу ў актыўны стан, каб забяспечыць працяканне хімічнай рэакцыі пры іх сутыкненні (мал. 48).



Мал. 48. Энергетычная дыяграма працякання рэакцыі $A_2 + B_2 = 2AB + Q$

Пры аднолькавай тэмпературы скорасці хімічных рэакцый моцна адрозніваюцца ў асноўным з-за велічыні энергіі актывацыі, якая абазначаецца E_a (кДж/моль). Чым меншая велічыня E_a , тым больш нізкі «энергетычны бар'ер» патрабуецца пераадолець рэагентам і тым большая скорасць рэакцыі.

У шэрагу выпадкаў для ініцыявання экзатэрмічных рэакцый рэагенты неабходна спачатку разагрэць, каб перавесці рэагуючыя рэчывы ў актыўны стан. Напрыклад, запалка ўспыхне пры трэнні, а газавая гарэлка загарыцца ад падпаленай запалкі.

Скорасць хімічнай рэакцыі — гэта змяненне канцэнтрацыі рэчыва, што ўступае ў рэакцыю або ўтвараецца ў ёй, у адзінку часу.

Колькасна скорасць рэакцыі ў адносінах да любога зададзенага ўдзельніка выражаецца як адносіны змянення малярнай канцэнтрацыі гэтага ўдзельніка да інтэрвалу часу, за які адбылося змяненне.

Скорасць рэакцыі вызначаецца прыродай рэагуючых рэчываў.

Для працякання хімічнай рэакцыі рэагуючыя часціцы павінны сутыкнуцца адна з адной і валодаць энергіяй, дастатковай для разбурэння сувязей у зыходных рэчывах.

Пытанні, заданні, задачы

1. Як па меры працякання рэакцыі змяняюцца колькасці (моль) і малярная канцэнтрацыя (моль/дм³): а) рэагентаў; б) прадуктаў?
2. Як змяняецца скорасць рэакцыі па меры яе працякання?
3. Чаму для вылічэння скорасці рэакцыі неабходна, каб аб'ём рэакцыйнай сумесі быў пастаянным?
4. Як разлічваюць сярэднюю скорасць хімічнай рэакцыі зыходзячы з ураўнення рэакцыі, аб'ёму рэакцыйнай сумесі і змянення колькасці (моль) аднаго з рэчываў за інтэрвал часу $t_2 - t_1$? Напішыце адпаведны выраз.
5. Зыходзячы з уяўленняў пра энергію актывацыі, растлумачце, чаму для працякання экзатэрмічных рэакцый у шэрагу выпадкаў неабходна папярэдняе награванне рэагентаў.
6. Растлумачце фізічны сэнс выразу: «Скорасць хімічнай рэакцыі роўная 2 моль/(дм³ · с)».
7. У пасудзіне аб'ёмам 8 дм³ працякае рэакцыя $2A_{(r)} + B_{(r)} = 2B_{(r)}$. Праз 2 мін пасля пачатку рэакцыі колькасць В складала 4,8 моль. Вызначце скорасць: а) утварэння рэчыва В; б) расходавання рэчыва В.
8. Рэакцыя гідрыравання бензолу $C_6H_{6(r)} + 3H_{2(r)} = C_6H_{12(r)}$ працякала ў рэактары аб'ёмам 20 дм³. Зыходная колькасць вадароду складала 0,5 моль, а праз 10 мін яна аказалася роўная 0,3 моль. Разлічыце ў паказаным інтэрвале часу скорасць: а) расходавання вадароду; б) утварэння цыклагексану.
9. У працэсе ператварэння азону ў кісларод $2O_3 = 3O_2$ малярная канцэнтрацыя азону паменшылася на 0,02 моль/дм³. На якую велічыню пабольшылася малярная канцэнтрацыя кіслароду?
10. У пачатку рэакцыі, якая працякае згодна з ураўненнем $2CO + O_2 = 2CO_2$, канцэнтрацыя кіслароду ў рэактары была роўная 0,03 моль/дм³. Праз 20 с яна стала роўнай 0,02 моль/дм³. Разлічыце скорасць акіслення CO ва ўказаным інтэрвале часу. Як пры гэтым змяніліся малярныя канцэнтрацыі CO і CO₂?



§ 21. Фактары, якія ўплываюць на скорасць хімічных рэакцый

Веданне скарасцей хімічных рэакцый і заканамернасцей іх працякання мае вялікае навуковае і практычнае значэнне. Напрыклад, у хімічнай прамысловасці ад скорасці рэакцый залежаць канструкцыя, памеры і прадукцыйнасць апаратуры і нават бяспека вытворчасці.

Як было адзначана ў папярэднім параграфі, скорасць хімічнай рэакцыі вызначаецца прыродай рэагуючых рэчываў. Але скорасць можна павялічыць або паменшыць, змяняючы *ўмовы працякання рэакцыі*.

Да фактараў, якія істотна ўплываюць на скорасць хімічных рэакцый, адносяцца *канцэнтрацыя рэагентаў, тэмпература, наяўнасць і прырода каталізатара, плошча паверхні судакранання рэагентаў*.



Уплыў
канцэнтрацыі
рэагента
на скорасць
рэакцыі

Канцэнтрацыя рэагуючых рэчываў

Скорасць рэакцыі прапарцыянальная ліку сутыкненняў часціц рэагуючых рэчываў. Чым вышэйшыя канцэнтрацыі зыходных рэчываў у рэакцыйнай сумесі (растворы), тым часцей іх часціцы сутыкаюцца паміж сабой, што і прыводзіць да павелічэння скорасці рэакцыі.

Тэмпература

Скорасць большасці хімічных рэакцый моцна залежыць ад тэмпературы. Гэтую залежнасць ў 1884 годзе ўстанавіў галандскі хімік Я. Х. Вант-Гоф — першы лаўрэат Нобелеўскай прэміі па хіміі. Ён сфармуляваў правіла, якое потым назвалі яго імем.

Пры павышэнні тэмпературы на кожныя 10 °C скорасць большасці хімічных рэакцый павялічваецца ў 2–4 разы.



Матэматычны выраз залежнасці скорасці рэакцыі ад тэмпературы мае выгляд:

$$u_2 = u_1 \cdot \gamma^{\Delta t/10}, \text{ дзе:}$$

u_2 — скорасць рэакцыі пры больш высокай тэмпературы t_2 ;

u_1 — скорасць рэакцыі пры больш нізкай тэмпературы t_1 ;

Δt — рознасць тэмператур t_2 і t_1 ;

γ — каэфіцыент Вант-Гофа, які паказвае, у колькі разоў павялічваецца скорасць рэакцыі пры павышэнні тэмпературы на кожныя 10 °C.

Так, калі $\gamma = 3$, а пры 20 °C рэакцыя доўжыцца каля 10 гадзін, то пры 100 °C яна пройдзе прыкладна за 6 секунд. Для большасці практычна значных рэакцый γ мае значэнні ад 2 да 4.

Вывучаючы, як змяняюцца ўласцівасці палімераў, лекаў, алеяў, змазак і многіх іншых матэрыялаў у працэсе захоўвання, іх вытрымліваюць нейкі час пры павышаных тэмпературах. Гэта значна паскарае хімічныя рэакцыі распаду, гідролізу, акіслення рэчываў і іншыя натуральныя працэсы, працяканне якіх у выніку прыводзіць да непрадатнасці матэрыялаў і вырабаў з іх. Такі спосаб тэсціравання называюць *паскораным старэннем* і выкарыстоўваюць для папярэдняй ацэнкі карыснага *тэрміну службы* вырабаў або тэрміну іх прадатнасці (захоўвання).



Вытрымліванне паперы пры 100 °C на працягу 24 гадзін адпавядае тэрміну яе захоўвання на працягу 6–8 гадоў пры пакаёвай тэмпературы. Гэты прыём неабходны для вызначэння працягласці выкарыстання кніг і дакументаў.

Памяншэнне тэмпературы захоўвання харчовых прадуктаў запавольвае хімічныя працэсы іх псавання: акіслення, раскладання і інш. Так, тэрмін прыдатнасці сметанковага масла пры тэмпературах захоўвання $+3$, -6 і -16 °C складае адпаведна 35, 60 і 120 сутак.

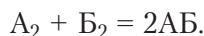
Каталізатары

Правядзенне хімічных рэакцый у прысутнасці *каталізатараў* з'яўляецца адным з асноўных спосабаў павелічэння скорасці ператварэнняў рэчываў.

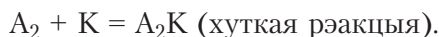
Каталіз — гэта працэс паскарэння хімічнай рэакцыі пад дзеяннем каталізатара.

Нагадаем, што каталізатары паскараюць хімічныя рэакцыі, але не ўваходзяць у састаў канчатковых прадуктаў. Колькасць каталізатара, у адрозненне ад іншых рэагентаў, практычна не змяняецца пасля рэакцыі. Хімічныя рэакцыі ў прысутнасці каталізатара працякаюць хутчэй, паколькі ён забяспечвае *альтэрнатыўны шлях ператварэння*.

Разгледзім дзеянне каталізатара на прыкладзе рэакцыі:



Без каталізатара гэтая рэакцыя працякае павольна. *Каталізатар* К хутка рэагуе з адным з зыходных рэчываў, напрыклад A_2 , і ўтварае рэакцыйназдольнае *прамежкавае злучэнне* A_2K :



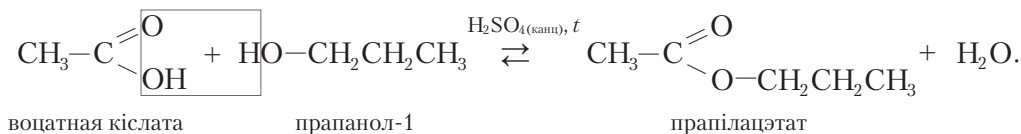
Прамежкавае злучэнне A_2K актыўна ўзаемадзейнічае з іншым рэагентам B_2 , ператвараючыся ў прадукт рэакцыі AB . Каталізатар К вызваляецца без змянення:



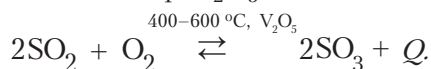
Узаемадзеянне рэагентаў A_2 і B_2 па многастадыйным *каталітычным шляху* ў цэлым працякае значна хутчэй, чым без каталізатара.

Каталізатар шмат разоў уступае ў хімічнае ўзаемадзеянне з удзельнікамі ператварэння, але свой хімічны састаў аднаўляе. Каталізатар не ўваходзіць у састаў прадуктаў рэакцыі.

Напрыклад, *рэакцыя этэрыфікацыі* паміж карбонавай кіслотой і спіртам працякае значна хутчэй у прысутнасці моцнай мінеральнай кіслаты:



Для акіслення аксідку серы(IV) SO_2 ў аксід серы(VI) SO_3 кіслародам паветра выкарыстоўваюць каталізатар V_2O_5 :



Скорасць гэтай рэакцыі ў прысутнасці каталізатара павялічваецца прыкладна ў 10 000 разоў.

Плошча паверхні судакранання рэагуючых рэчываў

На скорасць *гетэрагенных рэакцый* моцны ўплыў аказвае велічыня плошчы паверхні судакранання рэагентаў. Правядзём два эксперыменты і пераканамся ў гэтым. Для гэтага ў дзве прабіркі нальём разбаўленую саляную кіслату роўных аб'ёмаў. У першую прабірку апусцім кавалачак мармuru (CaCO_3), а ў другую — мармуровую крошку (CaCO_3) той жа масы. Відаць, што больш інтэнсіўнае вылучэнне газу адбываецца ў прабірцы з крошкай, і рэакцыя з ёй працякае хутчэй, чым з кавалачкам мармuru.

З паўсядзённага вопыту вам вядома, што драўляныя стружкі і трэскі згараюць хутчэй, чым палена з таго ж дрэва і той жа масы. Гэта тлумачыцца тым, што ў стружак агульная плошча падпаленай паверхні намнога большая, чым у палена.

Такім чынам, большая плошча паверхні судакранання рэагентаў забяспечвае большую верагоднасць кантакту часціц, якія ўзаемадзейнічаюць, і павелічэнне скорасці *гетэрагенных рэакцый*. Гранічным выпадкам «драблення» рэагентаў з'яўляецца іх растварэнне і выкарыстанне ў выглядзе раствораў.

На скорасць хімічных рэакцый уплываюць канцэнтрацыя рэагентаў, тэмпература, наяўнасць каталізатара і плошча паверхні судакранання рэагентаў.

Каталізатары, забяспечваючы альтэрнатыўны шлях ператварэння, паскараюць хімічныя рэакцыі, але не ўваходзяць у састаў канчатковых прадуктаў ператварэнняў.

Пытанні, заданні, задачы

1. Укажыце размяшчэнне магнію, цынку, жалеза і медзі ў радзе актыўнасці металаў. Як гэта адбываецца на скорасці іх рэакцыі з растворамі кіслот?

2. Чаму для працякання хімічнай рэакцыі, як правіла, недастаткова простага сутыкнення часціц рэагентаў? Якія працэсы папярэднічаюць утварэнню новых сувязей у прадуктах рэакцыі?

3. Што такое энергія актывацыі рэакцыі? Чаму малекулы рэагентаў, якія маюць запас энергіі меншы, чым E_a , не ўступаюць у хімічную рэакцыю?

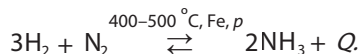
4. Прапануйце шляхі павелічэння скорасці рэакцыі: $2\text{Al}(\text{OH})_3 = \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O} - Q$.

5. Чаму скорасць большасці рэакцый узрасце пры павышэнні тэмпературы?

6. Чаму многія лекі захоўваюць у халадзільніку?

7. Якія рэчывы называюцца каталізатарамі? Прывядзіце прыклады вядомых вам рэакцый, якія працякаюць у прысутнасці каталізатараў.

8. Пералічыце ўсе фактары, якія павялічваюць скорасць рэакцыі сінтэзу аміяку:



9. У закрытай пасудзіне пастаяннага аб'ёму працякае хімічная рэакцыя: $A_{(r)} + B_{(r)} = V_{(r)}$. Да пачатку рэакцыі малярная канцэнтрацыя А складала 5 моль/дм³. Скорасць рэакцыі па рэчыве А роўная 0,06 моль/(дм³ · с). Разлічыце канцэнтрацыю рэчыва А праз 20 с пасля пачатку рэакцыі.

10. У хімічны рэактар аб'ёмам 50 дм³ увялі газападобнае рэчыва А колькасцю 20 моль і газападобнае рэчыва Б колькасцю 60 моль, паміж якімі адбылася рэакцыя $A_{(r)} + 2B_{(r)} = V_{(r)}$. Праз 3 мінуцы канцэнтрацыя рэчыва А паменшылася напалову. Вызначце скорасць расходування рэчыва Б.

Лабараторны дослед 2. Даследаванне ўплыву тэмпературы і канцэнтрацыі кіслаты на скорасць узаемадзеяння цынку з саянай кіслатой

Рэактывы: цынк, хлоравадародная кіслата з канцэнтрацыяй 1 моль/дм³ (3,6 %) і з канцэнтрацыяй 0,1 моль/дм³ (0,36 %).

I. Уплыў канцэнтрацыі

1. У дзве прабіркі палажыце па дзве аднолькавыя гранулы цынку.

2. У адну прабірку даліце 1–2 см³ кіслаты з канцэнтрацыяй 1 моль/дм³, у другую — столькі ж кіслаты з малярнай канцэнтрацыяй 0,1 моль/дм³.

3. Параўнайце інтэнсіўнасць вылучэння вадароду.

4. Сфармулюйце і запішыце вывад пра ўплыў канцэнтрацыі кіслаты на скорасць яе ўзаемадзеяння з цынкам.

II. Уплыў тэмпературы

1. Прабірку, у якой газ вылучаецца павольна, злёгка падагрэйце. Дайце тлумачэнне з'яве, якую назіраеце.

2. Сфармулюйце і запішыце вывад пра ўплыў тэмпературы на скорасць рэакцыі.



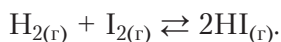
§ 21.1

§ 22. Хімічная раўнавага

Хімічныя ўласцівасці рэчываў вы ў большасці выпадкаў вывучалі на прыкладзе *неабарачальных рэакцый*, гэта значыць ператварэнняў, якія працякаюць у вызначаных умовах толькі ў адным кірунку. Такія рэакцыі заканчваюцца, калі хаця б адзін з рэагентаў цалкам ператвараецца ў прадукт. Калі рэагенты ўзяты ў стэхіяметрычных суадносінах, то рэакцыя заканчваецца пры поўным ператварэнні ўсіх зыходных рэчываў.

Вывучыўшы матэрыял § 18, вы даведаліся, што існуе мноства *абарачальных рэакцый*, якія ў пэўных умовах правядзення працякаюць як у прамым, так і ў зваротным напрамках *адначасова*. У выніку рэакцыі працякаюць не «да канца», а да *стану раўнавагі*. Пры змяненні ўмоў працякання абарачальнай рэакцыі яе звычайна можна правесці пераважна ў прамым або зваротным напрамку.

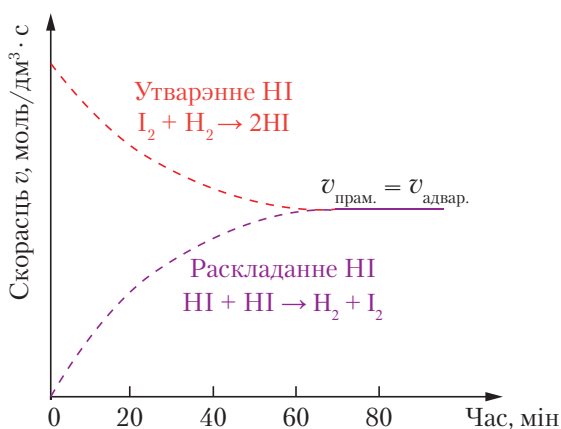
У якасці прыкладу разгледзім *абарачальную рэакцыю* сінтэзу ёдавадароду з газападобных простых рэчываў пры тэмпературы 450 °С:



У пачатку рэакцыі ў пасудзіне знаходзяцца толькі вадарод H_2 і ёд I_2 .

У ходзе рэакцыі іх колькасць паступова памяншаецца. З прычыны гэтага скорасць прамой рэакцыі ўтварэння HI таксама памяншаецца (мал. 49).

Адначасова павялічваецца колькасць ёдавадароду, у выніку чаго скорасць зваротнай рэакцыі (раскладання HI) паступова павялічваецца. Праз нейкі час скорасць і прамой, і зваротнай рэакцый становяцца аднолькавымі і больш не змяняюцца:



Мал. 49. Змяненне з часам скорасцей прамой і зваротнай рэакцый у ходзе сінтэзу HI

$v_{\text{прам.}} = v_{\text{адвар.}}$

Такі стан завецца *рухомай хімічнай раўнавагай*, ці проста *хімічнай раўнавагай*.

Хімічная раўнавага — гэта ўстойлівы стан рэакцыйнай сумесі, пры якім прамая і зваротная рэакцыі працякаюць з аднолькавай скорасцю. У стане раўнавагі

канцэнтрацыі рэагентаў і прадуктаў рэакцыі не змяняюцца з часам і называюцца *збалансаванымі*.

Хімічная раўнавага ўстанаўліваецца незалежна ад таго, як ажыццяўляецца працэс — злева направа ці справа налева. Калі ў рэактар змясціць ёдавадарод замест сумесі H_2 і I_2 і нагрэць яго да $450\text{ }^{\circ}\text{C}$, то праз нейкі час скорасць рэакцыі раскладання HI зраўняецца са скорасцю рэакцыі сінтэзу HI . Атрымаецца раўнаважная сумесь з такімі ж суадносінамі колькасцей H_2 , I_2 і HI , як у выпадку, калі б у якасці зыходных рэчываў рэагентаў была ўзята сумесь роўных колькасцей H_2 і I_2 .

Зрушванне хімічнай раўнавагі. Прынцып Ле Шатэлье

Такім чынам, у раўнаважным стане суадносіны колькасцей рэагентаў і прадуктаў для дадзенай рэакцыі і ў зададзеных умовах цалкам вызначаны і могуць захоўвацца бясконца доўга. Для змянення гэтых суадносін, напрыклад з мэтай павышэння выхаду прадукту, неабходна стварыць новыя ўмовы абарачальнай рэакцыі.

Зрушванне хімічнай раўнавагі — гэта працэс устанаўлення новага стану раўнавагі абарачальнай рэакцыі пры змяненні ўмоў яе працякання.

Калі пасля змянення ўмоў правядзення абарачальнай рэакцыі скорасць прамой рэакцыі становіцца большай за скорасць зваротнай рэакцыі, то раўнавага зрушваецца ўправа: раўнаважныя канцэнтрацыі прадуктаў рэакцыі павялічваюцца, а зыходных рэчываў — памяншаюцца.

Калі пасля змянення ўмоў з большай скорасцю пачынае працякаць зваротная рэакцыя, то раўнавага абарачальнай рэакцыі зрушваецца ўлева: раўнаважныя канцэнтрацыі зыходных рэчываў павялічваюцца, а прадуктаў рэакцыі — памяншаюцца.

Дасягненне рэакцыйнай сумессю новага стану раўнавагі займае нейкі час. Новая хімічная раўнавага характарызуецца ўжо іншымі *раўнаважнымі канцэнтрацыямі* ўдзельнікаў рэакцыі.

Напрамак зрушвання хімічнай раўнавагі пры змяненні ўмоў працякання рэакцыі вызначаецца **прынцыпам Ле Шатэлье**, устаноўленым французскім вучоным А. Л. Ле Шатэлье ў 1884 годзе.

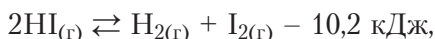
Калі на сістэму, што знаходзіцца ў раўнавазе, аказаць знешняе ўздзеянне (змяніць тэмпературу, ціск або канцэнтрацыю), то раўнавага зрушваецца ў напрамку той рэакцыі (прамой або зваротнай), якая аслабляе аказанае ўздзеянне.



Незалежна ад А. Л. Ле Шатэлье прынцып хімічнай раўнавагі ў абарачальных рэакцыях у 1887 годзе сфармуляваў і тэрэтычна абгрунтаваў нямецкі фізік К. Ф. Браўн. Гэты прынцып выкарыстоўваецца ў дачыненні да абарачальных рэакцый у газах, а таксама да рэакцый у растворах або да гетэрагенных рэакцый з удзелам цвёрдых і газападобных рэчываў.

Уплыў тэмпературы

З тэрмахімічных ураўненняў, запісаных у выглядзе:



вынікае, што прамая рэакцыя сінтэзу HI ідзе з вылучэннем цеплаты, а зваротная — з паглынанням такой ж колькасці цеплаты.

Пры павышэнні тэмпературы хімічная раўнавага зрушваецца ў напрамку эндатэрмічнай рэакцыі, пры паніжэнні — у напрамку экзатэрмічнай.

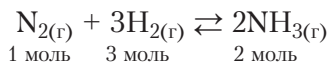
Пры павышэнні тэмпературы ў раўнаважнай сістэме ў большай ступені павялічваецца скорасць рэакцыі распаду HI з *паглынанням цеплаты*. Так аслабляецца награванне і памяншаецца колькасць падведзенай цеплаты (табл. 15).

Табліца 15. Раўнаважнае ўтрыманне $\text{HI}_{(\text{г})}$ у сумесі з зыходнымі колькасцямі $\text{H}_{2(\text{г})}$ і $\text{I}_{2(\text{г})}$

Тэмпература, °C	100	200	300	400	500	600	700
Утрыманне HI, %	90	86	83	81	79	76	73

Уплыў ціску ў сістэме

Пры пастаянных тэмпературы і аб'ёме ціск у сістэме прама прапарцыянальны агульнай колькасці газаў у сумесі. Калі ў ходзе хімічнай рэакцыі колькасць (моль) газаў у сістэме павялічваецца, то ціск узрастае. На прыкладзе абарачальнай рэакцыі сінтэзу аміяку:



разгледзім змяненне колькасці газаў у ходзе хімічнага ператварэння. З ураўнення рэакцыі вынікае, што:

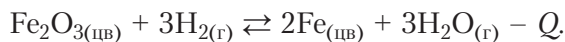
а) у выніку прамой *рэакцыі сінтэзу* аміяку агульная колькасць газаў памяншаецца з 4 да 2 моль, з прычыны чаго ціск у сістэме паніжаецца;

б) у выніку зваротнай *рэакцыі раскладання* аміяку агульная колькасць газаў павялічваецца з 2 да 4 моль, з прычыны чаго ціск у сістэме ўзрастае.

Калі павялічыць ціск у сістэме, раўнавага зрушыцца ў бок яго паніжэння, гэта значыць памяншэння колькасці газаў пры працяканні рэакцыі ў прамым напрамку. Наадварот, пры памяншэнні ціску раўнавага зрушыцца ў зваротным напрамку для павелічэння колькасці газаў за кошт раскладання аміяку.

Калі аб'ём сістэмы можна змяніць, то павелічэнне ціску шляхам сціскання газаў прывядзе да памяншэння іх аб'ёму і зрушвання раўнавагі ў бок працякання прамой рэакцыі — узаемадзеяння азоту і вадароду.

Вядома даволі многа абарачальных рэакцый, падчас якіх агульная колькасць газаў не змяняецца. Напрыклад:



Відавочна, што ў такіх выпадках змяненне аб'ёму сістэмы або *агульнага ціску газападобных рэагентаў і прадуктаў рэакцыі* ў ёй не ўплывае на стан хімічнай раўнавагі.

Уплыў канцэнтрацыі рэчываў

Хімічную раўнавагу можна зрушыць, змяняючы *канцэнтрацыю* рэчываў, якія ўдзельнічаюць у рэакцыі. У сістэме пастаяннага аб'ёму павелічэнне канцэнтрацыі *аднаго* з рэчываў раўназначнае яго дадаванню ў рэакцыйную сумесь, а памяншэнне канцэнтрацыі рэчыва раўназначнае яго выдаленню з рэакцыйнай сумесі.

Разгледзім уплыў змянення канцэнтрацыі на стан раўнавагі рэакцыі:

$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD.$$

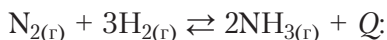
Пры павелічэнні канцэнтрацыі аднаго або абодвух зыходных рэчываў А і В скорасць прамой рэакцыі ўзрастае. Гэта прыводзіць да зрушвання раўнавагі ўправа і назапашвання прадуктаў рэакцыі (С і D).

Пры павелічэнні канцэнтрацыі аднаго або абодвух прадуктаў рэакцыі С і D скорасць зваротнай рэакцыі ўзрастае, што прыводзіць да зрушвання раўнавагі ўлева і назапашвання зыходных рэчываў А і В.

Пры павелічэнні канцэнтрацыі зыходных рэчываў хімічная раўнавага зрушваецца ўправа, а пры іх памяншэнні — улева.

Пры павелічэнні канцэнтрацыі прадуктаў рэакцыі хімічная раўнавага зрушваецца ўлева, а пры іх памяншэнні — управа.

Прыклад 1. Вызначце, у які бок зрушыцца хімічная раўнавага рэакцыі



а) пры павелічэнні канцэнтрацыі азоту; б) пры памяншэнні канцэнтрацыі вадароду; в) пры памяншэнні канцэнтрацыі аміяку. Аб'ём сістэмы пастаянны.

Рашэнне. Паколькі азот — зыходнае рэчыва, то пры павелічэнні яго канцэнтрацыі ўзрасце скорасць прамой рэакцыі, раўнавага зрушыцца ўправа, у бок утварэння NH_3 .

Паколькі вадарод — зыходнае рэчыва, то пры памяншэнні яго канцэнтрацыі скорасць прамой рэакцыі панізіцца, раўнавага зрушыцца ўлева.

Паколькі аміяк — гэта прадукт рэакцыі, то пры памяншэнні яго канцэнтрацыі скорасць зваротнай рэакцыі паменшыцца, раўнавага зрушыцца ўправа, у бок яго ўтварэння.

Уплыў каталізатара

Навошта ў раўнаважных рэакцыях выкарыстоўваюцца каталізатары?

Каталізатары адначасова павялічваюць скорасці прамой і зваротнай рэакцый, гэта значыць *паскараюць набліжэнне раўнавагі*.

Каталізатары *не ўплываюць на становішча хімічнай раўнавагі*, паколькі ў роўнай ступені *паскараюць як прамую, так і зваротную рэакцыі*.

Так, на малюнку 49 на с. 120 відаць, што без каталізатара стан раўнавагі пры $450\text{ }^{\circ}\text{C}$ для рэакцыі сінтэзу HI дасягаецца на працягу гадзіны. Пры выкарыстанні каталізатара раўнавага ў гэтай рэакцыі дасягаецца за секунды нават пры тэмпературы каля $350\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Калі на сістэму, якая знаходзіцца ў раўнавазе, аказаць знешняе ўздзеянне (змяніць тэмпературу, ціск ці канцэнтрацыю аднаго з рэчываў), то раўнавага зрушваецца ў напрамку той рэакцыі (прамой або зваротнай), якая аслабляе аказанае ўздзеянне.

Каталізатары паскараюць дасягненне хімічнай раўнавагі, але не ўплываюць на яе стан.

Пытанні, заданні, задачы

- Напішыце ўраўненні трох абарачальных рэакцый.
- Які стан рэакцыйнай сумесі называецца хімічнай раўнавагай?

3. Які працэс называецца зрушваннем хімічнай раўнавагі?
4. Сфармулюйце прынцып Ле Шатэлье.
5. Растлумачце сэнс выразу: «Хімічная раўнавага зрушылася ў бок прамой рэакцыі (управа)». Як пры гэтым змяніліся канцэнтрацыі рэагуючых рэчываў?
6. Як уплывае змяненне тэмпературы на стан раўнавагі, калі ў прамым напрамку працякае а) эндатэрмічная, б) экзатэрмічная хімічная рэакцыя?
7. Як уплывае памяншэнне аб'ёму сістэмы на стан раўнавагі рэакцый, пры працяканні якіх агульная колькасць (моль) газападобных прадуктаў павялічваецца?
8. У які бок зрушыцца хімічная раўнавага $2\text{SO}_{2(r)} + \text{O}_{2(r)} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{3(r)} + Q$: а) пры ахалоджванні рэакцыйнай сумесі; б) пры павелічэнні канцэнтрацыі кіслароду; в) пры выкарыстанні каталізатара; г) пры павелічэнні ціску?
9. У які бок зрушыцца хімічная раўнавага ў сістэме $\text{C}_{(\text{цв})} + \text{CO}_{2(r)} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{(r)} - Q$: а) пры павелічэнні тэмпературы; б) пры павелічэнні аб'ёму сістэмы (памяншэнні ў ёй ціску); в) пры павелічэнні канцэнтрацыі чаднага газу?
10. У закрытую пасудзіну змясцілі сумесь SO_2 і O_2 з канцэнтрацыяй 0,04 і 0,03 моль/дм³ адпаведна. Пасля ўстанаўлення раўнавагі ў рэакцыйнай сумесі $2\text{SO}_{2(r)} + \text{O}_{2(r)} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{3(r)}$ у пасудзіне ўтварыўся SO_3 , канцэнтрацыя якога — 0,025 моль/дм³. Вызначце раўнаважныя канцэнтрацыі SO_2 і O_2 .



Практычная работа 1. Хімічныя рэакцыі

Рэактывы: цынк, жалеза, медзь і вугаль; кіслоты — серная і хлоравадародная; гідраксіды — натрыю і кальцыю; солі калію — хларыд, сульфат і карбонат; солі медзі(II) — сульфат і хларыд; фенолфталеін.

Правядзіце хімічныя рэакцыі згодна з заданнямі 1–4, складзіце ўраўненні рэакцый і ахарактарызуйце кожную з іх па прыкметах: 1) суадносіны колькасці і саставу зыходных рэчываў і прадуктаў рэакцыі; 2) змяненне ступеней акіслення атамаў; 3) вылучэнне ці паглыннанне цеплаты; 4) напрамак працякання рэакцыі; 5) удзел каталізатара; 6) наяўнасць мяжы падзелу фаз (гл. § 18).

Ва ўраўненні акісляльна-аднаўленчых рэакцый расстаўце каэфіцыенты. Пакажыце акісляльнікі і адноўнікі.

Заданне 1. Распаліце ў полымі спіртоўкі вугольчык, скарыстаўшыся пінцэтам. Пакладзіце вугольчык у фарфоровы кубак. Праз нейкі час паднясіце да яго далонь, адчуйце вылучэнне цеплаты. Адзначце прыкметы рэакцыі.

Заданне 2. Раствор шчолачы з 1–2 кроплямі індыкатару нейтралізуйце кіслатай.

Заданне 3. Правядзіце рэакцыю солі медзі(II) з металам, які ёсць у наяўнасці.

Заданне 4. Правядзіце любыя дзве рэакцыі паміж складанымі рэчывамі, якія ў вас ёсць.

РАЗДЗЕЛ V

ХІМІЯ РАСТВОРАЎ

Пры вывучэнні гэтага раздзела вы паўторыце і пашырыце веды аб растваральнасці рэчываў, працэсах утварэння раствораў і ўласцівасцях раствораў электралітаў.

Важны аспект тэмы — знаёмства з практычна значным паняццем вадароднага паказчыка pH, а таксама вывучэнне ўласцівасцей раствораў кіслот, шчолачаў і солей з пазіцыі тэорыі электралітычнай дысацыяцыі.

Значная частка часу будзе прысвечана вамі рашэнню разліковых задач з выкарыстаннем паняццяў растваральнасці, масавай долі, малярнай канцэнтрацыі, ступені дысацыяцыі і pH.

Найважнейшыя паняцці тэмы: сумесь, раствор, растваральнасць рэчыва, крышталегідрат, электраліты і неэлектраліты, аніён, катыён, рэакцыі іоннага абмену, моцныя і слабыя электраліты, ступень электралітычнай дысацыяцыі, вадародны паказчык pH.

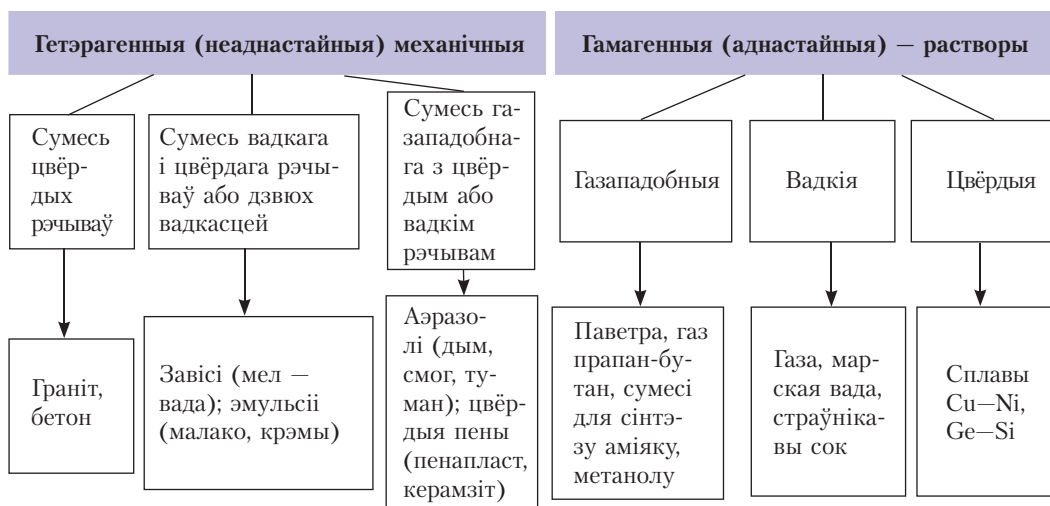
§ 23. Растварэнне як фізіка-хімічны працэс

Вы ўжо знаёмыя з *сумесямі рэчываў* — растворамі і механічнымі сумесямі, іх класіфікацыяй (мал. 50). Нагадаем, што механічныя сумесі ўтвараюцца ў выніку простага перамешвання рэчываў без утварэння імі хімічнай сувязі або іншых хімічных змяненняў. Кожны кампанент такой *механічнай (гетэрагеннай) сумесі* захоўвае свой састаў і ўласцівасці.

Вам таксама ўжо вядомыя **растворы** — *гамагенныя ўстойлівыя сістэмы пераменнага саставу, якія складаюцца з некалькіх кампанентаў*. Адрозніваюць вадкія (водныя і няводныя), газападобныя і цвёрдыя растворы. Некаторыя іх прыклады прыведзены на малюнку 50. Мы будзем разглядаць пераважна водныя растворы.

У адрозненне ад механічных сумесей растворы аднародныя, гэта значыць адсутнічае мяжа падзелу фаз. Акрамя таго, растворы ўстойлівыя, бо пры нязменных умовах (канцэнтрацыя растваранага рэчыва, тэмпература, ціск) яны бясконца доўга застаюцца гамагеннымі сістэмамі.





Мал. 50. Класіфікацыя сумесей

Фізіка-хімічны працэс, пры якім адбываецца ўзаемадзеянне часціц рэчыва, якое раствараецца, і растваральніка з утварэннем гамагеннай устойлівай сістэмы пераменнага саставу, называюць **растварэннем**.

Хімічны бок працэсу растварэння заключаецца ў разбурэнні сувязей паміж часціцамі рэчыва, якое раствараецца, і іх узаемадзеянні з малекуламі растваральніка. Пры растварэнні працякаюць фізічныя працэсы ўзаемнай дыфузіі часціц рэчыва, якое раствараецца, і малекул вады.



Цеплавая з'ява пры растварэнні

Для разрыву хімічных сувязей паміж часціцамі рэчыва, якое раствараецца, неабходна затраціць энергію. Такім чынам, колькасць цеплаты ў сістэме змяншаецца і першая стадыя растварэння — гэта эндатэрмічны працэс. Пры злучэнні часціц рэчыва, якое раствараецца, і растваральніка на другой стадыі працэсу растварэння энергія, наадварот, вылучаецца. Гэта экзатэрмічны працэс, колькасць цеплаты павялічваецца. Сумарны цеплавая эффект працэсу растварэння роўны суме дзвюх велічынь:

$$Q_{\text{(растварэння)}} = -Q_{\text{(разрыў хімічных сувязей)}} + Q_{\text{(утварэнне хімічных сувязей)}}$$

Эксперыментальныя даныя паказваюць, што пры *растварэнні цвёрдых рэчываў* у адных выпадках цеплата вылучаецца, а ў другіх — паглынаецца. Напрыклад, пры растварэнні ў вадзе нітрату амонію NH_4NO_3 назіраецца моцнае ахаладжэнне раствору. Прычына заключаецца ў тым, што колькасць цеплаты, якая вылучаецца пры ўзаемадзеянні катыёнаў NH_4^+ і аніёнаў NO_3^- з малекуламі

вады, меншая за колькасць цеплаты, што затрачваецца на разрыў іонных сувязей у крышталях нітрату амонію ($Q_{\text{растварэння}} = -26,4$ кДж/моль). Другі прыклад — растварэнне ў вадзе гідраксиду калію, якое суправаджаецца моцным разаграваннем раствору. У гэтым выпадку энергія, якая вылучаецца пры ўзаемадзеянні іонаў K^+ і OH^- з малекуламі вады, большая за энергію, што затрачваецца на разрыў сувязей паміж гэтымі іонамі ў крышталічным КОН ($Q_{\text{растварэння}} = + 55,6$ кДж/моль).

Растварэнне газаў і вадкасцей у вадзе звычайна суправаджаецца вылучэннем цеплаты, бо практычна адсутнічаюць затраты энергіі на разбурэнне сувязей паміж малекуламі зыходнага рэчыва.

Растваральнасць рэчываў у вадзе



Раствараючы рэчыва ў вадзе, можна атрымаць насычаныя і ненасычаныя растворы.

Насычаным называюць такі раствор, у якім пры зададзенай тэмпературы рэчыва больш не раствараецца. Аднаведна, у **ненасычаным** растворы можна растварыць дадатковую колькасць рэчыва.

Менавіта да насычаных раствораў адносіцца колькасная характарыстыка здольнасці рэчыва да растварэння, ці растваральнасць. Растваральнасць вымяраюць, вызначаючы ўтрыманне раствора нага рэчыва ў яго насычаным раствору пры зададзенай тэмпературы.

Найбольш часта выкарыстоўваюць лікавую характарыстыку — *растваральнасць* (s). Растваральнасць лікава роўная максімальнай масе рэчыва, здольнага пры дадзенай тэмпературы растварыцца ў 100 г растваральніку. Так, s^{10} (KNO_3) роўная 21 г/100 г вады пры 10 °С.

Растваральнасць газу вызначаюць як максімальны аб'ём газу (V , см³), які раствараецца ў 100 г растваральніку пры зададзеных тэмпературы і ціску. Часта выкарыстоўваюць такую адзінку вымярэння, як колькасць аб'ёмаў раствора нага газу на адзін аб'ём вады.

Растваральнасць нярэдка вымяраюць і ў іншых велічынях, указваючы *масавую долю* або *малярную канцэнтрацыю* раствора нага рэчыва ў насычаным раствору. Гэтыя ж велічыні выкарыстоўваюць для колькаснага адлюстравання саставу ненасычаных раствораў. Да гэтых велічынь вы звернецеся, вывучаючы матэрыял наступнага параграфа.

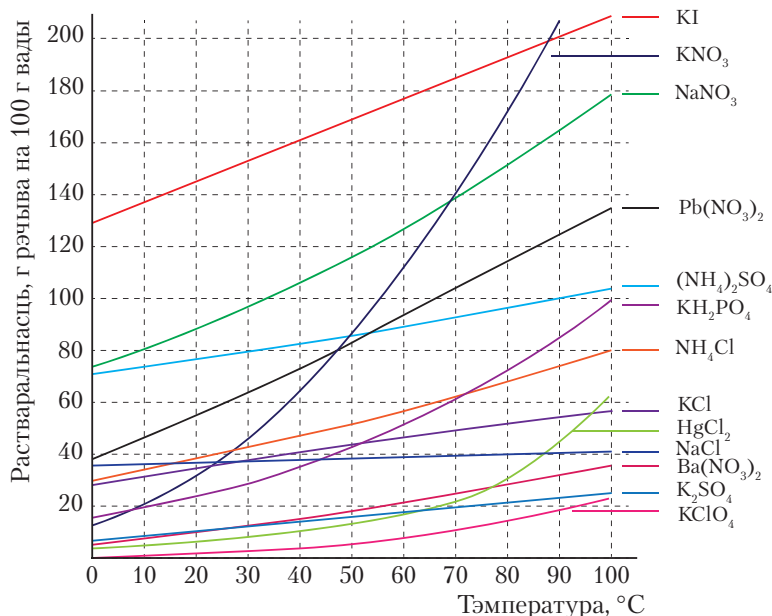
Як вам ужо вядома, рэчывы па растваральнасці ў вадзе ўмоўна дзеляць на тры групы (гл. другі форзац). Рэчыва лічаць растваральным, калі пры 20 °С раствараецца больш за 1 г рэчыва ў 100 г вады або 100 см³ у 100 г вады ў выпадку газаў. Рэчыва маларастваральнае, калі яго растваральнасць

знаходзіцца ў межах ад 0,01 да 1 г у 100 г вады, і практычна нерастваральнае пры растваральнасці менш як 0,01 г у 100 г вады.

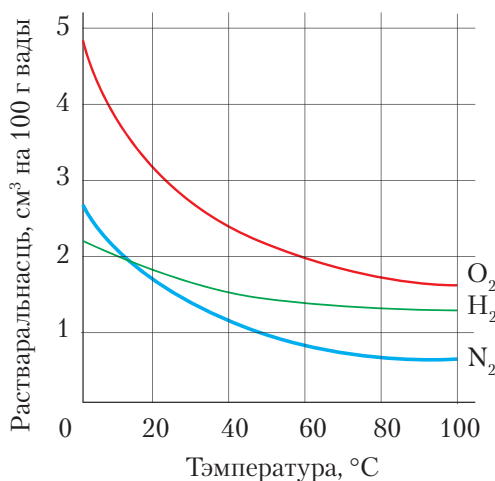
Канцэнтраваныя растворы ўтрымліваюць шмат растваранага рэчыва, а ў разбаўленых растворах канцэнтрацыя растваранага рэчыва малая. Дзяленне раствораў на канцэнтраваныя і разбаўленыя ўмоўнае. Яно не звязана з дзяленнем на насычаныя і ненасычаныя растворы. Напрыклад, насычаны раствор BaSO_4 ўтрымлівае 0,0002448 г солі на 100 г вады пры 20 °С. Значыць, гэта вельмі разбаўлены раствор. Насычаны раствор KOH утрымлівае 112 г/100 г вады. Калі растварыць 80 г KOH у 100 г вады, то атрымаем канцэнтраваны, але ненасычаны раствор.

Растваральнасць *цвёрдых і вадкіх* рэчываў залежыць ад іх прыроды і тэмпературы раствора. З павелічэннем тэмпературы растваральнасць большасці цвёрдых рэчываў і вадкасцей прыкметна ўзрастае (мал. 51). Пры ахаладжэнні, адпаведна, растваральнасць памяншаецца і частка рэчыва выпадае ў выглядзе асадку — крышталізуецца.

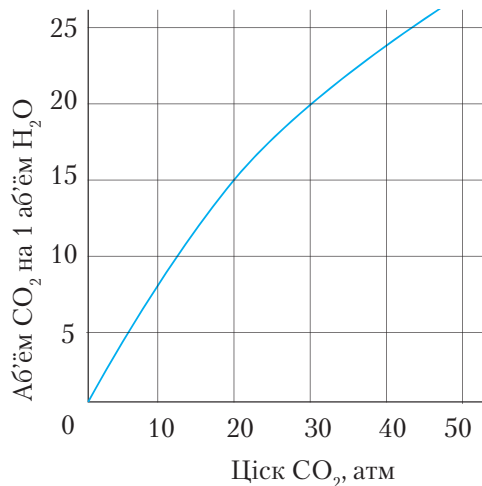
Крышталізацыя адыгрывае вялікую ролю ў прыродзе: яна прыводзіць да ўтварэння многіх мінералаў, напрыклад галіту (NaCl), сільвініту (KCl), сталакцітаў і сталагмітаў (CaCO_3). У прамысловасці метадам крышталізацыі вырошчваюць буйныя крышталі NaCl , LiF для аптычных прыбораў, крышталі SiO_2 для ультрагукавых генератараў, мікрафонаў і інш.



Мал. 51. Залежнасць растваральнасці цвёрдых рэчываў ад тэмпературы



Мал. 52. Залежнасць растваральнасці газападобных рэчываў у вадзе ад тэмпературы



Мал. 53. Залежнасць растваральнасці вуглякіслага газу ў вадзе ад ціску

Растваральнасць *газаў* у вадзе залежыць ад іх прыроды, тэмпературы і ціску (мал. 52, 53).

Пры растварэнні газаў вылучаецца цеплата. *Пры павышэнні тэмпературы іх растваральнасць паніжаецца. Пры павелічэнні ціску растваральнасць газаў павышаецца.* Таму, паказваючы растваральнасць газу ў вадзе пры зададзенай тэмпературы, маюць на ўвазе растваральнасць пры яго ціску 1 атм або 101,325 кПа.

Некаторыя вадкасці, такія як H_2SO_4 , HNO_3 , HF ($t_{кпл.} = 19,5\text{ }^{\circ}C$), CH_3COOH , $HCOOH$, CH_3OH , C_2H_5OH , этыленгліколь, гліцэрына, ацэтон, змешваюцца з вадой у любых суадносінах, таму гавораць пра іх *неабмежаваную растваральнасць*.



Гідраты і крышталегідраты

У шэрагу выпадкаў у выніку фізіка-хімічнага ўзаемадзеяння часціц растваранага рэчыва з вадой утвараюцца злучэнні — *гідраты*. Такі працэс называюць *гідратацыяй*. Малекулы вады пры гэтым не разбураюцца, а звязваюцца з малекуламі або іонамі растваранага рэчыва.

Гідраты — гэта прадукты далучэння вады да неарганічных і арганічных рэчываў, у якіх малекула вады прысутнічае ў выглядзе асобнай структурнай адзінкі.

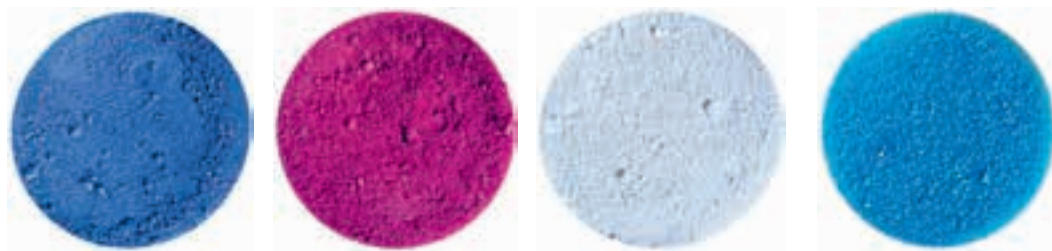
Многія *гідраты* лёгка распадаюцца, хоць могуць утвараць і ўстойлівыя злучэнні. У шэрагу выпадкаў пасля ўпарвання растваральніку і крышталізацыі растваранага злучэння можна вылучыць *крышталегідраты*.

Большасць крышталегідратаў з'яўляюцца солямі. Крышталегідраты ўтвараюцца, калі ў крышталічнай рашотцы катыёны звязваюцца з малекуламі вады больш трывала, чым з аніёнамі ў крышталях бязводнай солі. Састаў крышталегідрату адлюстроўваюць формулай, якая паказвае колькасць малекул крышталізацыйнай вады на адну структурную адзінку рэчыва, напрыклад крышталічная сода $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, гіпс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, медны купарвас $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. З гэтымі крышталегідратамі вы ўжо знаёмыя з курсаў хіміі 8-га і 9-га класаў.

Часам крышталегідраты ўтвараюць кіслоты (шчаўевая, лімонная), асновы ($\text{KOH} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{NaOH} \cdot \text{H}_2\text{O}$, $\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$), а таксама некаторыя вуглявароды (глюкоза) і іх вытворныя (сарбіт).

Крышталегідраты — гэта крышталічныя прадукты далучэння вады да неарганічных і арганічных рэчываў, якія маюць пэўны састаў і ўключаюць малекулы вады ў выглядзе асобнай структурнай адзінкі. Вада, якая ўваходзіць у склад крышталегідратаў, называецца крышталізацыйнай.

Многія крышталегідраты ярка афарбаваны. Напрыклад, бязводны CoCl_2 мае сіні колер. У выніку гідратацыі ён ператвараецца ў цёмна-ружовы крышталегідрат $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (мал. 54, а) і таму можа выкарыстоўвацца ў якасці індикатара прысутнасці вады. Аналагічную ролю можа выконваць і сульфат медзі(II): бязводны CuSO_4 — бледна-блакітны, крышталегідрат $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ — ярка-сіні (мал. 54, б).



а
Бязводны хларыд кобальту(II) CoCl_2
і крышталегідрат $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

б
Бязводны сульфат медзі(II) CuSO_4
і крышталегідрат $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

Мал. 54. Бязводныя солі і крышталегідраты



Працэс утварэння крышталегідратаў выкарыстоўваецца ў будаўніцтве. Так, парашок цэменту ў асноўным складаецца з сумесі бязводных крышталёў $3\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2$ і $2\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2$. Пры

змешванні цэменту з вадой працякаюць працэсы гідратацыі і ўтварэння крышталегідратаў $3\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ і $2\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$. Пры гэтым пластычны цэментавы клей, які нагадвае па кансістэнцыі цеста, цвярдзее і ператвараецца ў цэментавы камень.



Растворы — гамагенныя ўстойлівыя сістэмы пераменнага саставу, якія складаюцца з некалькіх кампанентаў.

Растварэнне — гэта фізіка-хімічны працэс, які суправаджаецца вылучэннем або паглыннаннем цеплаты.

Растваральнасць рэчываў залежыць ад іх прыроды і тэмпературы. На растваральнасць газаў уплывае ціск.

Крышталегідраты — гэта крышталічныя прадукты далучэння вады да неарганічных і арганічных рэчываў, якія маюць пэўны састаў і ўключаюць малекулы вады ў выглядзе асобнай структурнай адзінкі.



Пытанні, заданні, задачы

1. Прывядзіце прыклады цвёрдых, вадкіх і газападобных раствораў. Пакажыце вобласці прымянення цвёрдых раствораў.
2. Назавіце асноўныя адрозненні паміж раствораў і механічнай сумессю рэчываў.
3. Карыстаючыся данымі табліцы растваральнасці на форзацы падручніка, прывядзіце па два прыклады: а) растваральных; б) маларастваральных; в) практычна нерастваральных у вадзе злучэнняў. Запішыце іх формулы.
4. Дадзены злучэнні: хлоравадарод, нітрат калію, хларыд калію, хларыд натрыю, аксід серы(IV), аміяк. З дапамогай крывых растваральнасці (мал. 51), а таксама ведаў аб растваральнасці газаў вызначце рэчывы, растваральнасць якіх у вадзе пры павышэнні тэмпературы: а) узрастае; б) застаецца практычна нязменнай; в) памяншаецца.
5. Назавіце працэсы ўзаемадзеяння паміж малекуламі вады і рэчывам, якое раствараецца, пры ўтварэнні воднага раствору.
6. Па крывых растваральнасці (мал. 51) знайдзіце растваральнасць солей: нітрату натрыю, хларыду амонію і хларыду натрыю пры 20 °C, 50 °C, 70 °C.
7. Растваральнасць натрыевай салетры NaNO_3 пры 10 °C роўная 80 г на 100 г вады. Вызначце масавую долю солі ў насычаным раствору пры гэтай тэмпературы.
8. Масавая доля KNO_3 ў насычаным пры 20 °C раствору роўная 24,0 %. Вызначце растваральнасць KNO_3 пры 20 °C (г/100 г вады).
9. Разлічыце, на колькі грамаў адрозніваецца маса 500 г бязводнага сульфату кальцыю і яго двухводнага крышталегідрату (гіпсу).
10. Растваральнасць аміяку пры 0 °C роўная 1153 аб'ёмы на 1 аб'ём вады, а пры 30 °C — 532 аб'ёмы (пры н. у.) на 1 аб'ём вады. Насычаны пры 0 °C раствор масай 250 г нагрэлі да 30 °C. Як змянілася яго маса? Які аб'ём (пры н. у.) аміяку вылучыўся пры нагрэванні? Адказ пацвердзіце разлікам.



§ 24. Прыгатаванне раствораў



Разгледзім вылічэнні, неабходныя для прыгатавання раствораў з зададзенай масавай доляй або зададзенай малярнай канцэнтрацыяй растваранага рэчыва. Гэта найпрасцейшыя разлікі, з якімі сутыкаецца кожны даследчык у хімічнай лабараторыі. Навыкамі некаторых вылічэнняў неабходна валодаць і ў паўсядзённым жыцці для прыгатавання ежы, раствораў мыйных сродкаў, угнаенняў або ядахімікатаў. Напрыклад, у кулінарнай кнізе прыведзены рэцэпт стравы, у якім выкарыстоўваецца 5%-ны воцат, а ў магазіне можна купіць толькі 9%-ны. Зразумела, што масавыя долі воцатнай кіслаты адрозніваюцца ў $9 : 5 = 1,8$ раза, гэта значыць 9%-нага воцату трэба ўзяць у 1,8 разы менш, чым паказана ў рэцэпце.

Найпрасцейшая задача па прыгатаванні раствору з зададзенай масавай доляй растваранага рэчыва паказана ў прыкладзе 1 і вядомая вам з 8-га класа.

Прыклад 1. Разлічыце масу хларыду натрыю і аб'ём дыстыляванай вады для прыгатавання раствору масай 300 г з масавай доляй солі 5 %.

Дадзена:

$$\omega(\text{NaCl}) = 5 \%$$

$$m(\text{р-ру}) = 300 \text{ г}$$

$$m(\text{NaCl}) = ?$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = ?$$

Рашэнне

1. Вылічым масу солі, улічваючы, што 5 % адпавядае 0,05 долей ад адзінкі:

$$m(\text{NaCl}) = \omega(\text{NaCl}) \cdot m(\text{р-ру}) = 0,05 \cdot 300 \text{ г} = 15 \text{ г}.$$

2. Масу растваральніка (вады) вылічым па формуле:

$$m(\text{р-ка}) = m(\text{р-ру}) - m(\text{р-ва}). \text{ Таму } m(\text{H}_2\text{O}) = 300 \text{ г} - 15 \text{ г} = 285 \text{ г}.$$

3. Аб'ём вады знойдзем з улікам яе шчыльнасці ($\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/см}^3$):

$$V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{\rho(\text{H}_2\text{O})} = \frac{285 \text{ г}}{1 \text{ г/см}^3} = 285 \text{ см}^3.$$

Адказ: $m(\text{NaCl}) = 15 \text{ г}$; $V(\text{H}_2\text{O}) = 285 \text{ см}^3$.

Эксперыментатар для прыгатавання раствораў выкарыстоўвае вагі і мерны посуд (мал. 55).



Мал. 55. Абсталяванне і посуд для прыгатавання раствораў

Прыклад 2. Разлічыце масу хларыду калію, неабходную для прыгатавання яго насычанага раствору масай 350 г. Растваральнасць дадзенай солі ва ўмовах доследу (20 °С) складае 34,4 г на 100 г вады.

Дадзена:

$$s(\text{KCl}) = 34,4 \text{ г/100 г H}_2\text{O}$$

$$m(\text{р-ру}) = 350 \text{ г}$$

$$m(\text{KCl}) = ?$$

Рашэнне

1. Разлічым масавую долю солі ў насычаным раствору, які складаецца з 100 г вады і 34,4 г солі (зыходзім з даных аб растваральнасці). Пры гэтым маса раствору складзе 100 г + 34,4 г = 134,4 г.

$$\omega(\text{KCl}) = \frac{m(\text{KCl})}{m(\text{р-ру})} = \frac{34,4 \text{ г}}{134,4 \text{ г}} \approx 0,256 \text{ (г. зн. 25,6 \%)}.$$

2. Паколькі 350 г насычанага раствору будуць утрымліваць 25,6 % солі, то маса солі будзе роўная:

$$m(\text{KCl}) = \omega(\text{KCl}) \cdot m(\text{р-ру}) = 0,256 \cdot 350 \text{ г} = 89,6 \text{ г}.$$

$$\text{Адказ: } m(\text{KCl}) = 89,6 \text{ г}.$$

Часам даводзіцца разлічваць масавую долю рэчыва ва ўжо прыгатаваным раствору. Разгледзім гэты разлік на прыкладзе 3.

Прыклад 3. Медны купарвас масай 25 г растварылі ў вадзе масай 475 г. Вылічыце масавую долю (%) сульфату медзі(II) у атрыманым раствору.

Дадзена:

$$m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 25 \text{ г}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 475 \text{ г}$$

$$\omega(\text{CuSO}_4) = ?$$

Рашэнне

$$M(\text{CuSO}_4) = 160 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 250 \text{ г/моль}.$$

1. Вылічым колькасць сульфату медзі(II) у порцыі яго крышталегідрату:

$$n(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})}{M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})} = \frac{25 \text{ г}}{250 \text{ г/моль}} = 0,1 \text{ моль},$$

значыць, $n(\text{CuSO}_4) = 0,1 \text{ моль}$.

2. Маса бязводнай солі ў крышталегідраце:

$$m(\text{CuSO}_4) = n(\text{CuSO}_4) \cdot M(\text{CuSO}_4) = 0,1 \text{ моль} \cdot 160 \text{ г/моль} = 16 \text{ г}.$$

3. Вылічым масу прыгатаванага раствору:

$$m(\text{р-ру}) = m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 25 \text{ г} + 475 \text{ г} = 500 \text{ г}.$$

4. Знойдзем масавую долю сульфату медзі(II) у раствору:
 $\omega(\text{CuSO}_4) = m(\text{CuSO}_4) : m(\text{р-ру}) = 16 \text{ г} : 500 \text{ г} = 0,032$, або 3,2 %.
 Адказ: $\omega(\text{CuSO}_4) = 3,2 \%$.



У хіміі зручна выражаць састаў раствораў у адзінках *малярнай канцэнтрацыі* — моль/дм³, бо ведаючы лік молей рэчыва ў 1 дм³ раствору, лёгка адмераць патрэбны лік молей для рэакцыі з *дапамогай мернага посуду* (мал. 55).

Як вам вядома, *малярная канцэнтрацыя* $c(\text{X})$ рэчыва X — гэта велічыня, роўная колькасці гэтага рэчыва (моль) у адзінцы аб'ёму раствору:

$$c(\text{X}) = \frac{n(\text{X})}{V(\text{р-ру})}$$

Прыклад 4. Разлічыце масу гідраксиду натрыю, неабходную для прыгатавання яго раствору з малярнай канцэнтрацыяй 0,05 моль/дм³, калі ў эксперыментатары ёсць у наяўнасці мерная колба аб'ёмам 250 см³ (мал. 55).

Дадзена:

$$c(\text{NaOH}) = 0,05 \text{ моль/дм}^3$$

$$M(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль}$$

$$V(\text{р-ру}) = 250 \text{ см}^3$$

$$m(\text{NaOH}) = ?$$

Рашэнне

1. Вызначым колькасць шчолачы ў раствору аб'ёмам 250 см³, гэта значыць 0,25 дм³:

$$n(\text{NaOH}) = c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{р-ру}) = 0,05 \text{ моль/дм}^3 \cdot 0,25 \text{ дм}^3 = 0,0125 \text{ моль}.$$

2. Маса гідраксиду натрыю складае:

$$m(\text{NaOH}) = n(\text{NaOH}) \cdot M(\text{NaOH}) = 0,0125 \text{ моль} \cdot 40 \text{ г/моль} = 0,5 \text{ г}.$$

$$\text{Адказ: } m(\text{NaOH}) = 0,5 \text{ г}.$$

Ведаючы масу і аб'ём ці непасрэдна шчыльнасць раствору, у разліку лёгка перайсці ад *масавых долей* яго кампанентаў да іх *малярнай канцэнтрацыі*.

Прыклад 5. Масавая доля сернай кіслаты ў раствору роўная 95 %, а яго шчыльнасць складае $\rho(\text{р-ру}) = 1,834 \text{ г/см}^3$. Вылічыце малярную канцэнтрацыю сернай кіслаты ў гэтым раствору.

Дадзена:

$$\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 95 \%$$

$$\rho(\text{р-ру}) = 1,834 \text{ г/см}^3$$

$$c(\text{H}_2\text{SO}_4) = ?$$

Рашэнне

$$1. M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль}.$$

$$\text{Няхай } V(\text{р-ру}) = 1 \text{ дм}^3 = 1000 \text{ см}^3.$$

Вызначым масу раствору H_2SO_4 :

$$m(\text{p-пу}) = V(\text{p-пу}) \cdot \rho(\text{p-пу}) = 1000 \text{ см}^3 \cdot 1,834 \text{ г/см}^3 = 1834 \text{ г.}$$

2. Вылічым масу H_2SO_4 ў раствору:

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = m(\text{p-пу}) \cdot \omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1834 \text{ г} \cdot 0,95 = 1742 \text{ г.}$$

3. Знойдзем колькасць кіслаты ў раствору:

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{1742 \text{ г}}{98 \text{ г/моль}} = 17,8 \text{ моль.}$$

4. Паколькі для рашэння задачы быў першапачаткова ўзяты 1 дм³ раствору, то колькасць H_2SO_4 ў гэтым аб'ёме адпавядае малярнай канцэнтрацыі: $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 17,8 \text{ моль/дм}^3$.

Адказ: $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 17,8 \text{ моль/дм}^3$.

Для выражэння колькаснага саставу раствораў выкарыстоўваюць масавыя долі кампанентаў або іх малярныя канцэнтрацыі.



Пытанні, заданні, задачы

1. Ці змяняюцца масавая доля растваранага рэчыва і яго малярная канцэнтрацыя пры змяненні тэмпературы раствору?
2. Разлічыце масавую долю солі ў раствору, атрыманым пры растварэнні 30 г солі ў 270 г вады.
3. Разлічыце масу хларыду натрыю і аб'ём дыстыляванай вады, неабходных для прыгатавання фізіялагічнага раствору масай 20 кг з масавай доляй солі 0,9 %.
4. Разлічыце малярную канцэнтрацыю рэчыва ў раствору аб'ёмам 2,5 дм³, калі ў ім утрымліваецца гідраксід калію: а) колькасцю 0,75 моль; б) масай 42,0 г.
5. Разлічыце масавую долю берталетавай солі KClO_3 ў яе насычаным раствору. Растваральнасць солі пры 10 °C складае 5 г на 100 г вады.
6. Разлічыце масавую долю сульфату натрыю ў раствору, атрыманым пры растварэнні ў вадзе масай 500 г крышталегідрату $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ масай 16,1 г.
7. У вадзе масай 50 г растварылі серную кіслату масай 50 г. Разлічыце масавую долю і малярную канцэнтрацыю кіслаты ў раствору, калі яго шчыльнасць роўная 1,395 г/см³.
8. Разлічыце аб'ём (см³) і малярную канцэнтрацыю (моль/дм³) пры 20 °C раствору з $\rho = 1,55 \text{ г/см}^3$, атрыманага змешваннем 50 см³ вады ($\rho = 1,00 \text{ г/см}^3$) з 50 см³ сернай кіслаты ($\rho = 1,83 \text{ г/см}^3$).
9. Масавая доля сернай кіслаты ў раствору роўная 0,620, а яе малярная канцэнтрацыя складае 9,61 моль/дм³. Чаму роўны аб'ём (см³) гэтага раствору масай 200 г?
10. Раствор масай 450 г з масавай доляй сульфату жалеза(II), роўнай 30,0 %, астудзілі, у выніку чаго з гэтага раствору вылучыўся асадок $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ масай 99,0 г. Чаму роўная масавая доля (у %) сульфату жалеза(II) у раствору над асадкам крышталегідрату?

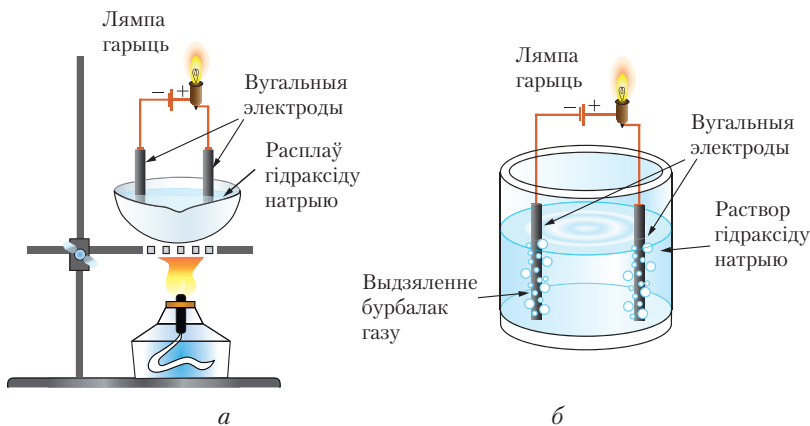
§ 25. Электралітычная дысацыяцыя рэчываў у растворах

Да пачатку XIX стагоддзя прыродазнаўцы ўстанавілі, што ўсе растворы можна падзяліць на дзве вялікія групы — якія не праводзяць электрычны ток і якія яго праводзяць. Нямецкі фізік Г. С. Ом выявіў, што растворы-праваднікі праводзяць ток па тых жа законах, што і металы-праваднікі. Англіійскі фізік М. Фарадэй вывучыў з'яву электролізу і ўстанавіў яго асноўныя законы. Убачаныя ў растворах з'явы і заканамернасці ў 1887 годзе патлумачыў шведскі вучоны Свантэ Арэніус, які прапанаваў тэорыю *электралітычнай дысацыяцыі*. Яе сутнасць можна выказаць наступным чынам:

электраліты распадаюцца на іоны ў расплаве пад дзеяннем высокай тэмпературы, а ў растворах у выніку ўзаемадзеяння з растваральнікам (мал. 56).



Свантэ Аўгуст Арэніус — шведскі фізіка-хімік, аўтар тэорыі электралітычнай дысацыяцыі (1887 г.)



Мал. 56. Электраліты: а — расплаў NaOH, б — раствор NaOH у вадзе

Працэс распаду электраліта на іоны называюць электралітычнай дысацыяцыяй.

У цвёрдым стане большасць іонных і малекулярных злучэнняў — гэта дыэлектрыкі, якія не праводзяць ток. Так, электраправаднасць цвёрдага NaCl у 1000 млрд разоў меншая, чым у металаў або графіту. У той жа час *водныя растворы* электралітаў праводзяць ток, таму што іонныя і многія

малекулярныя злучэнні пад уплывам палярных малекул вады пры растварэнні распадаюцца (*дысацыіруюць*) на катыёны і аніёны.

Электраліт — гэта рэчыва, якое праводзіць электрычны ток у выніку дысацыяцыі на катыёны і аніёны ў расплаве або ў растворах.

Электраправоднасць электралітаў абумоўлена рухомасцю катыёнаў і аніёнаў ў расплавах і растворах.

Да электралітаў адносяцца солі, шчолачы, кіслоты, гэта значыць злучэнні з іоннай або кавалентнай палярнай хімічнай сувяззю.

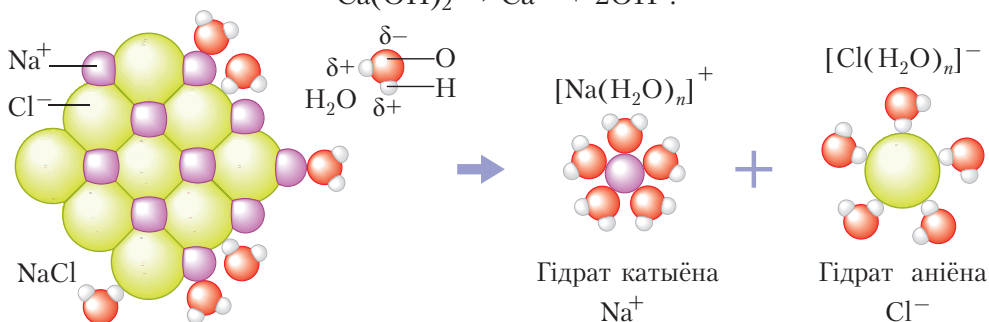
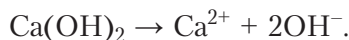
Дысацыяцыя злучэнняў з іонным тыпам сувязі

Іонныя крышталі складаюцца з катыёнаў і аніёнаў, звязаных паміж сабой сіламі электрастатычнага ўзаемадзеяння ў спарадкаваную крышталічную структуру. Пад уздзеяннем палярных малекул вады адбываецца разбурэнне іонных крышталёў і іх растварэнне з утварэннем гідратаў іонаў (мал. 57).

Разгледзьце малюнак 57 і звярніце ўвагу на адносны памер катыёнаў Na^+ , аніёнаў Cl^- , малекул вады, а таксама знакі частковых зарадаў на атамах H і O ў малекуле вады. Звярніце ўвагу на тое, якім атамам малекула вады павернута да катыёнаў Na^+ , а якім — да аніёнаў Cl^- . Чаму малекула вады арыентавана да катыёнаў Na^+ атамам кіслароду, а да аніёнаў Cl^- — атамам вадароду?

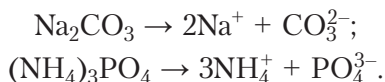
Асаблівасцю дысацыяцыі іонных злучэнняў (солей і шчолачаў) з'яўляецца тое, што гэтыя рэчывы *ўжо складаюцца з іонаў* і палярныя малекулы вады толькі падзяляюць катыёны і аніёны. Затрачаная на дысацыяцыю энергія кампенсуецца вылучэннем энергіі пры гідратацыі іонаў, і ў цэлым працэс працякае самаадвольна.

З'яўляючыся добра растваральнымі ў вадзе асновамі, шчолачы дысацыіруюць у водных растворах на гідраксід-аніёны і катыёны металу:



Мал. 57. Разбурэнне крышталю пад дзеяннем малекул вады і гідратацыя іонаў, якія ўтвараюцца

У выніку дысацыяцыі солей у вадзе іх іонныя крышталі распадаюцца на катыёны металаў (або амонію) і аніёны кіслотных астаткаў:



Дысацыяцыя злучэнняў з кавалентным палярным тыпам сувязі

Большасць арганічных і неарганічных кіслот растваральныя ў вадзе і з'яўляюцца электралітамі. У кіслотах атамы вадароду звязаны кавалентнымі палярнымі сувязямі з атамамі кіслотных астаткаў. У палярных малекулах гэтых іонаў няма. Разгледзім працэс дысацыяцыі кіслот на прыкладзе малекулы $\text{H}-\text{Cl}$.

Спачатку палярныя малекулы кіслаты прыцягваюцца да палярных малекул вады і яшчэ больш *палярызуюцца*.

Утвараюцца вадародныя сувязі паміж малекуламі кіслаты і вады (мал. 58).

Затым кавалентная палярная сувязь $\text{H}-\text{Cl}$ падаўжаецца і становіцца менш трывалай. У выніку яна разрываецца, гэта значыць адбываецца ўтварэнне іонаў:



Атрыманы пры дысацыяцыі кіслаты катыён H^+ далучаецца да малекулы вады з утварэннем *катыёна гідраксонію* H_3O^+ па *донарна-акцептарным механізме*, з якім вы пазнаёміліся, вывучаючы матэрыял § 13.

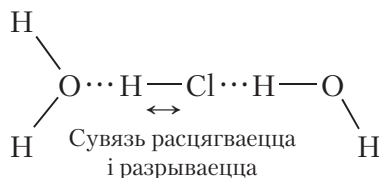
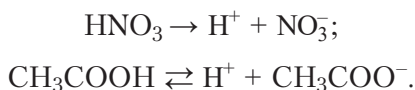
Іон хлору, што ўтварыўся пры іанізацыі, таксама аказваецца гідраціраваным, што паказана на малюнку 57.

Для спрашчэння ўраўненняў рэакцый у іоннай форме звычайна запісваюць гідраціраваны катыён вадароду ў выглядзе H^+ .

Аналагічным чынам пад дзеяннем палярных малекул вады адбываецца дысацыяцыя і іншых злучэнняў з кавалентным палярным тыпам сувязі.

Дысацыяцыя ўключае працэсы гідратацыі зыходных малекул, іх палярызацыі, разбурэння сувязей у малекулах і іх распаду з утварэннем гідраціраваных іонаў.

Малекулы кіслот пры дысацыяцыі ў водных растворах поўнасю або часткова дысацыіруюць на катыёны вадароду і аніёны кіслотных астаткаў:



Мал. 58. Вадародныя сувязі паміж малекуламі H_2O і HCl



Моцныя і слабыя электраліты

Адначасова з электралітычнай дысацыяцыяй у растворы электраліту працякаюць працэсы асацыяцыі іонаў. Таму ў электралітах толькі вызначаная доля рэчыва існуе ў выглядзе *свабодных іонаў*, гэта значыць рэчыва можа не цалкам распадацца на іоны.

Для колькаснай характарыстыкі электралітычнай дысацыяцыі выкарыстоўваюць паняцце *ступені дысацыяцыі α* .

Ступень дысацыяцыі α — гэта адносіны колькасці малекул або формульных адзінак электраліту, якія распаліся на іоны, да агульнай колькасці яго раствораных малекул або формульных адзінак:

$$\alpha = \frac{N_{\text{расп}}}{N_{\text{аг}}}.$$

Лік часціц і іх колькасць (моль) звязаныя паміж сабой суадносінамі:

$$N = n \cdot N_A, \text{ значыць } \alpha = \frac{N_{\text{расп}}}{N_{\text{аг}}} = \frac{n_{\text{расп}}}{n_{\text{аг}}},$$

дзе n — колькасць (моль) адпаведных малекул або формульных адзінак.

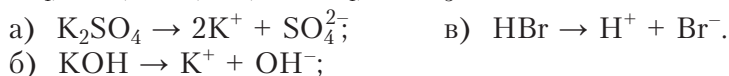
Велічыню α выражаюць у долях адзінкі або працэнтах. Ступень дысацыяцыі паказвае, якая частка электраліту распалася і існуе ў растворы ў выглядзе свабодных іонаў. Напрыклад, ступень дысацыяцыі воцатнай кіслаты ў растворы з малярнай канцэнтрацыяй 0,1 моль/дм³ роўная 1,3 %. Гэта азначае, што з 1000 малекул кіслаты толькі 13 распаліся на катыёны H⁺ і аніёны CH₃COO⁻.

Верагоднасць асацыяцыі іонаў зніжаецца пры памяншэнні канцэнтрацыі электраліту, а значыць, ступень дысацыяцыі ў разбаўленых растворах большая, чым у канцэнтраваных. Гэта азначае, што ступень дысацыяцыі залежыць не толькі ад прыроды рэчыва, але і ад канцэнтрацыі электраліту.

У залежнасці ад колькаснага значэння α электраліты ўмоўна дзеляцца на *моцныя і слабыя*.

Моцныя электраліты — гэта хімічныя злучэнні, якія ў разбаўленых растворах практычна цалкам дысацыіраваны на іоны. Ступень дысацыяцыі α моцных электралітаў блізкая да 1.

Да *моцных электралітаў* адносяцца растваральныя іонныя злучэнні і некаторыя рэчывы з кавалентным палярным тыпам сувязі; у іх выпадку практычна адсутнічае працэс асацыяцыі ўтвораных іонаў. Таму ва ўраўненнях, якія адлюстроўваюць электралітычную дысацыяцыю, замест знака роўнасці ставяць стрэлку ў адным кірунку. У якасці прыкладаў прывядзем ураўненні дысацыяцыі растваральных солей (а), шчолачаў (б) і моцных кіслот (в) — H₂SO₄, HCl, HBr, HI, HClO₄, HNO₃:



Ступень дысацыяцыі слабых электралітаў складае, як правіла, менш як 5 %. Да слабых электралітаў адносяцца вада ($\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$), а таксама:

- большасць арганічных кіслот, фенол, шэраг неарганічных кіслот: HNO_2 , HCN , H_2S , H_3BO_3 , H_2CO_3 , H_2SiO_3 і інш.;
- раствор аміяку ў вадзе.

Слабыя электраліты — хімічныя злучэнні, якія нават у разбаўленых растворах нязначна дысацыіруюць на іоны. Іоны слабых электралітаў знаходзяцца ў рухомай раўнавазе з малекуламі, якія не прадысацыіравалі, або з рэчывам немалекулярнай будовы, якое не растварылася.

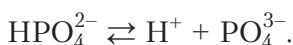
Дысацыяцыю слабых электралітаў адлюстроўваюць ураўненнем распаду са стрэлкамі ў двух кірунках: $\text{HNO}_2 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{NO}_2^-$.

Правесці выразную мяжу паміж моцнымі і слабымі кіслотамі даволі цяжка. Прынята лічыць слабай плавіковую кіслату (HF), хоць яна ў разбаўленых растворах дысацыіруе на 8–25 %. Фосфарную H_3PO_4 , сярністую H_2SO_3 і шчаўевую $\text{HOOC}-\text{COOH}$ кіслоты таксама лічаць слабымі. Па першай ступені дысацыяцыі яны дысацыіруюць на 10–30 % у канцэнтраваных растворах і на больш як 50 % — у разбаўленых.

Напрыклад, у разбаўленым растворе H_3PO_4 дысацыіруе згодна з ураўненнем:



Ступень дысацыяцыі α па гэтай ступені можа дасягаць 50 %. На кожнай наступнай ступені значэнне α істотна памяншаецца, а дысацыяцыя працякае паводле ўраўненняў:



Памяншэнне ступені дысацыяцыі звязана з узмацненнем узаемадзеяння іонаў вадароду H^+ з кіслотнымі астаткамі ў радзе H_2PO_4^- , HPO_4^{2-} і PO_4^{3-} .



Электраліты — гэта рэчывы, водныя растворы або расплавы якіх праводзяць электрычны ток.

Працэс дысацыяцыі малекулярных злучэнняў з кавалентнымі палярнымі сувязямі адрозніваецца ад працэсу дысацыяцыі іонных злучэнняў наяўнасцю стадыі палярызацыі малекул і разрыву кавалентнай сувязі.

Па ступені дысацыяцыі адрозніваюць моцныя і слабыя электраліты.

Ступень дысацыяцыі залежыць не толькі ад прыроды рэчываў, але і ад канцэнтрацыі раствораў, і павялічваецца з іх развядзеннем.



Пытанні, заданні, задачы

1. Чаму солі праводзяць электрычны ток пасля плаўлення?
2. Чым адрозніваецца электрычны ток у металах ад электрычнага току ў растворах або расплавах электралітаў?
3. Складзіце ўраўненні дысацыяцыі наступных рэчываў: KHCO_3 , HClO_4 , $\text{Sr}(\text{OH})_2$, LiOH , KHSO_4 , $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$, HNO_2 .
4. Чаму электралітычная дысацыяцыя ў растворах працякае самаадвольна?
5. Супастаўце акісляльную і аднаўленчую здольнасці: а) атама алюмінію і іона Al^{3+} ; б) атама жалеза і іона Fe^{2+} ; в) атама серы і сульфід-іона; г) атама серы S^0 і атама серы ў саставе кіслотнага астатку SO_4^{2-} .
6. Чаму для аніёнаў большасці многаасноўных кіслот, напрыклад H_2PO_4^- , HS^- , HCO_3^- , HSO_3^- , дысацыяцыя па другой ступені працякае слабей, чым па першай? Як зменіцца ступень дысацыяцыі пры дабаўленні іонаў вадароду ў растворы гэтых кіслот?
7. У водным раствору ўтрымліваецца фторавадарод колькасцю 50 моль. Чаму роўная сумарная колькасць іонаў, якія ўтварыліся пры яго дысацыяцыі, калі $\alpha(\text{HF}) = 9\%$?
8. Вызначце сумарную колькасць катыёнаў і аніёнаў солі ў растворы, які ўтрымлівае сульфат натрыю масай 2,84 г.
9. Чаму роўная малярная канцэнтрацыя катыёнаў H^+ у водным раствору воцатнай кіслаты аб'ёмам 4 дм^3 , калі ступень дысацыяцыі кіслаты роўная 2,6 %, а маса кіслаты — 6 г?
10. У раствору аб'ёмам 2,5 дм^3 маса $\text{Ba}(\text{OH})_2$ роўная 14 г. Вылічыце малярную канцэнтрацыю іонаў OH^- у дадзеным раствору.

§ 26. Паняцце аб вадародным паказчыку (рН) раствору

Вада з'яўляецца слабым электралітам і толькі ў невялікай ступені дысацыіруе на іоны H^+ і OH^- :



Пры 25 °С ступень дысацыяцыі α вады роўная прыкладна $2 \cdot 10^{-9}$. Гэта азначае, што з мільярда малекул вады толькі дзве малекулы знаходзяцца ў выглядзе іонаў H^+ і OH^- .

Канцэнтрацыя іонаў вадароду $c(\text{H}^+)$ роўная 10^{-7} моль/ дм^3 . Такая ж канцэнтрацыя гідраксільных груп $c(\text{OH}^-)$.

Здабытак канцэнтрацый іонаў H^+ і OH^- у вадзе і водных растворах з'яўляецца велічынёй пастаяннай пры пэўнай тэмпературы. Так, пры 25 °С:

$$c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = 10^{-14} \text{ (моль/дм}^3\text{)}^2.$$

Растворы, у якіх канцэнтрацыя катыёнаў вадароду роўная канцэнтрацыі гідраксід-аніёнаў, называюць нейтральнымі. Калі канцэнтрацыя катыёнаў вадароду ў раствору большая за канцэнтрацыю гідраксід-аніёнаў, гэта значыць $c(\text{H}^+) > c(\text{OH}^-)$, то асяроддзе раствору кіслае. Калі ж у раствору пераважаюць гідраксід-аніёны, гэта значыць $c(\text{OH}^-) > c(\text{H}^+)$, то асяроддзе раствору шчолачнае.

Колькасна кіслотнасць і звязаную з ёй асноўнасць (шчолачнасць) асярод-
дзя раствораў выражаюць з *дапамогай вадароднага паказчыка рН* (чытаецца
«пэ-аш»). *Вадародны паказчык уяўляе сабой дзесятковы лагарыфм канцэн-
трацыі іонаў вадароду ў раствору, узяты са знакам «мінус»:*

$$\text{pH} = -\lg c(\text{H}^+).$$



Вадародны паказчык рН — гэта мера канцэнтрацыі ў раствору катыёнаў
вадароду H^+ , якая колькасна выражае кіслотнасць раствору.

Вадародны паказчык з'яўляецца безразмернай велічынёй.

Напрыклад, пры малярнай канцэнтрацыі катыёнаў H^+ $c(\text{H}^+) = 10^{-5}$ моль/дм³
рН роўны 5, а пры $c(\text{H}^+) = 10^{-3}$ моль/дм³ рН роўны 3.

Прыклад 1. Визначце рН раствору сернай кіслаты, малярная канцэн-
трацыя якой роўная 0,005 моль/дм³.

Дадзена:

$$c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,005 \text{ моль/дм}^3$$

рН — ?

Рашэнне

$$\text{Няхай } V(\text{р-ру}) = 1 \text{ дм}^3.$$

$$\text{Тады } n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,005 \text{ моль/дм}^3 \cdot 1 \text{ дм}^3 = 0,005 \text{ моль.}$$

Визначым колькасць іонаў вадароду па ўраўненні дысацыяцыі
кіслаты:

$$0,005 \text{ моль} \quad x \text{ моль}$$



Малярная канцэнтрацыя іонаў вадароду роўная:

$$c = \frac{n}{V}; \quad c(\text{H}^+) = \frac{0,01 \text{ моль}}{1 \text{ дм}^3} = 0,01 \text{ моль/дм}^3 = 10^{-2} \text{ моль/дм}^3.$$

Разлічым вадародны паказчык: $\text{pH} = -\lg c(\text{H}^+) = -\lg 10^{-2} = 2.$

Адказ: рН = 2.

Разлічым вадародны паказчык у шчолачным раствору.

Прыклад 2. Визначце рН раствору NaOH с малярнай канцэнтрацыяй
0,01 моль/дм³.

Дадзена:

$$c(\text{NaOH}) = 0,01 \text{ моль/дм}^3$$

рН — ?

Рашэнне

Канцэнтрацыя аніёнаў OH^- у такім
раствору роўная 10^{-2} моль/дм³. Разлічым
канцэнтрацыю іонаў вадароду, ведаючы,
што $c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH})^- = 10^{-14}$ (моль/дм³)².

$$c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = c(\text{H}^+) \cdot 10^{-2} \text{ моль/дм}^3 = 10^{-14} (\text{моль/дм}^3)^2, \text{ адкуль}$$

$$c(\text{H}^+) = \frac{10^{-14} (\text{моль/дм}^3)^2}{10^{-2} \text{ моль/дм}^3} = 10^{-12} \text{ моль/дм}^3,$$

значыць, $\text{pH} = -\lg c(\text{H}^+) = -\lg 10^{-12} = 12$ (шчолачнае асяроддзе).

Адказ: $\text{pH} = 12$.

Звярніце ўвагу на тое, што і ў шчолачным асяроддзі катыёны H^+ працягваюць прысутнічаць у водным растворах.

Паколькі ў вадзе пры 20–25 °С канцэнтрацыі іонаў H^+ і OH^- аднолькавыя і роўныя 10^{-7} моль/дм³, то для чыстай вады $\text{pH} = -\lg c(\text{H}^+) = -\lg 10^{-7} = 7$. Такое значэнне pH адпавядае нейтральнаму асяроддзю. Значэнню $\text{pH} < 7$ адпавядае большая кіслотнасць раствору, а $\text{pH} > 7$ адпавядае большая шчолачнасць раствору (мал. 59).



Мал. 59. Шкала значэнняў pH асяроддзя ў водным растворах



Такім чынам, значэнне pH можна разлічыць, а таксама ацаніць з дапамогай асобных індикатараў (лакмусу, фенолфталеіну, метиларанжу), універсальнага індикатара са шкалай pH і прыбораў — pH -метраў (мал. 59, 60).



Мал. 60. pH -метры

Вымярэнне рН неабходнае ў медыцыне, сельскай гаспадарцы, навуцы, на вытворчасці. У арганізме здаровага чалавека рН крыві складае 7,4, страўнікавага соку — 1,7, сліны — 6,9, слёз — 7,3–7,5. Пры кансерваванні дабаўленне воцатнай кіслаты ў марынад да $\text{pH} < 4,5$ падаўляе дзейнасць большасці бактэрый. З аналагічнай мэтай у састаў прахаладжальных напояў уводзяць лімонную кіслату для паніжэння значэння рН да 3. Для нармальнага развіцця раслін часцей за ўсё неабходна памяншаць кіслотнасць глеб вапнаваннем з дапамогай мелу CaCO_3 , даламітавай мукі $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$ ці некаторых угнаенняў да $\text{pH} = 6,0\text{--}6,5$ (табл. 16).

Табліца 16. Класіфікацыя дыяпазонаў рН глебы

Кіслотнасць глебы	Дыяпазон рН
Кіслая	3,5–6,0
Нейтральная і блізкая да нейтральнай	6,1–7,8
Шчолачная	7,9–9,0 і вышэй



Вадародны паказчык рН — гэта мера канцэнтрацыі катыёнаў вадароду H^+ у раствору. Разлічваюць вадародны паказчык па формуле $\text{pH} = -\lg c(\text{H}^+)$.



Пытанні, заданні, задачы

1. Пакажыце кіслотнасць асяроддзя (кіслае, нейтральнае, шчолачнае), а таксама адпаведную афарбоўку ўніверсальнага індыкатару:

а) $\text{pH} = 14$; б) $\text{pH} = 4$; в) $\text{pH} = 6$; г) $\text{pH} = 9$.

2. Больш ці менш за сем будзе рН раствору пасля зліцця роўных аб'ёмаў раствораў гідраксиду калію і сернай кіслаты, якія маюць малярную канцэнтрацыю $0,1 \text{ моль/дм}^3$?

3. Складзіце ўраўненні дысацыяцыі рэчываў, у растворах якіх лакмус набывае чырвоную афарбоўку: LiOH , HCOOH , HNO_3 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, HCl , H_2SO_4 .

4. Дадзены растворы злучэнняў: NaOH , HCl , NaCl , KOH , HNO_3 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, NH_3 , CO_2 , SO_2 , CH_3COOH , HNO_2 , HF . Пры ўмове аднолькавай малярнай канцэнтрацыі якія з раствораў маюць нейтральнае асяроддзе, $\text{pH} > 7$, $\text{pH} < 7$?

5. Разлічыце значэнне рН у раствору: а) бромавадароднай кіслаты з малярнай канцэнтрацыяй $0,0001 \text{ моль/дм}^3$; б) сернай кіслаты з малярнай канцэнтрацыяй $0,05 \text{ моль/дм}^3$.

6. Вызначце рН раствора КОН с малярнай канцэнтрацыяй $0,001 \text{ моль/дм}^3$.
7. Зыходзячы са значэння здабытку $c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = 10^{-14} \text{ (моль/дм}^3)^2$ пры 25°C , знайдзіце значэнне малярнай канцэнтрацыі $c(\text{OH}^-)$ пры рН 2, 5, 8, 12 і 14. Як прыгатаваць растворы з рН = 2 і рН = 14?
8. Чаму роўная малярная канцэнтрацыя (моль/дм^3) іонаў вадароду ў растворы з рН = 4?
9. Якое асяроддзе будзе ў растворы, атрыманым пры змешванні роўных аб'ёмаў раствораў, што ўтрымліваюць 3 моль гідраксиду натрыю і 2 моль сернай кіслаты?
10. У растворы азотнай кіслаты лік малекул, якія не прадыхадзілі, у 2,5 раза большы за лік малекул, якія прадыхадзілі. Пакажыце ступень дысацыяцыі α (у працэнтах) і рН раствору, калі зыходная канцэнтрацыя кіслаты ў ім была роўная $0,0035 \text{ моль/дм}^3$.

Лабараторны дослед 3. Вызначэнне кіслотнага або асноўнага характару раствора з дапамогай індыхатараў

Рэактывы: універсальны індыхатар, дыстыляваная вада, растворы HCl , H_2SO_4 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, NaOH .

Вызначце рН выдадзеных раствораў кіслот і шчолачаў, дыстыляванай вады. Для гэтага нанясіце шклянымі палачкамі па кроплі кожнага раствора, якія выкарыстоўваюцца, на палоску ўніверсальнага індыхатара. Афарбоўку параўнайце са спецыяльнай шкалай рН.

Зрабіце вывад аб кіслотна-асноўным характары кожнага з раствораў.

§ 27. Хімічныя ўласцівасці кіслот, асноў, солей у святле тэорыі электралітычнай дысацыяцыі

Тэорыя электралітычнай дысацыяцыі дае адзіны падыход да разумення працэсаў, якія працякаюць у растворах з удзелам электралітаў — кіслот, асноў, солей. Гэты падыход заснаваны на тым факце, што пасля растварэння электралітаў у вадзе атрымліваецца раствор, які ўтрымлівае катыёны і аніёны. Менавіта яны прымаюць удзел у хімічных рэакцыях.

Хімічныя рэакцыі ў растворах электралітаў — гэта рэакцыі з удзелам іонаў, якія ўтвараюцца ў выніку дысацыяцыі электралітаў.

Рэакцыі паміж іонамі ў растворах без змянення ступеней акіслення атамаў называюць *рэакцыямі іоннага абмену*.

Умовы неабарачальнага працякання рэакцый іоннага абмену ў растворах электралітаў

Пры змешванні раствораў розных солей кальцыю з растворамі фтарыдаў розных металаў атрымліваецца адзін і той ж асадок — фтарыд кальцыю $\text{CaF}_2\downarrow$. Гэта адбываецца таму, што ва ўсіх выпадках іоны кальцыю Ca^{2+} , што знаходзяцца ў растворах, рэагуюць з іонамі фтору F^- з утварэннем цяжкарастваральнага рэчыва:

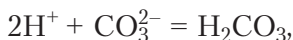


У сувязі з гэтым падумайце, чаму мінеральныя воды, багатыя на растваральныя солі кальцыю, амаль не ўтрымліваюць аніёнаў фтору.

Пры дзеянні салянай, сернай, азотнай кіслот на карбанаты кальцыю, натрыю і іншых металаў вылучаецца вуглякіслы газ:



Пры ўзаемадзеянні карбанат-іонаў CO_3^{2-} і іонаў вадароду H^+ утвараецца слабая кіслата H_2CO_3 :



якая раскладаецца на вуглякіслы газ і ваду. Рэакцыя працякае з інтэнсіўным вылучэннем CO_2 , нягледзячы на вельмі нізкую растваральнасць CaCO_3 . Ніякага ўзаемадзеяння не адбываецца, калі не вылучаецца газ, не выпадае асадок, не ўтвараецца маладысацыіраванае рэчыва. Напрыклад, калі змяшаць растворы сульфату натрыю Na_2SO_4 і нітрату калію KNO_3 , то ў атрыманым растворы будуць знаходзіцца катыёны Na^+ , K^+ , аніёны SO_4^{2-} і NO_3^- .

Прыведзеныя прыклады дазваляюць зрабіць вывад, што *рэакцыі іоннага абмену працякаюць неабарачальна ў выпадку ўтварэння газападобных рэчываў, асадкаў цяжкарастваральных рэчываў або маладысацыіраваных злучэнняў — слабых электралітаў*.

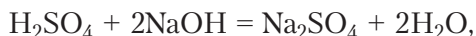
У адпаведнасці з прынцыпам Ле Шатэлье вылучэнне газу, утварэнне асадка выклікае выдаленне прадукту рэакцыі з рэакцыйнай сумесі раствора, што і забяспечвае поўнае працяканне рэакцыі.

Рэакцыі ў растворах апісваюць ураўненнямі ў трох формах: малекулярнай, поўнай іоннай і скарачонай іоннай. Ва ўсіх ураўненнях слабыя электраліты, газы і маластваральныя рэчывы адлюстроўваюць малекулярнымі формуламі, напрыклад H_2O , H_2 , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, незалежна ад іх будовы (малекулярнай або немалекулярнай).



Утварэнне
белага асадка
 CaF_2 пры
ўзаемадзеянні
іонаў Ca^{2+} і F^-

Сутнасць працэсаў, якія працякаюць, найбольш выразна выяўляецца пры запісе ўраўненняў рэакцый электралітаў у іоннай форме. Для гэтага спачатку складаем ураўненне рэакцыі ў малекулярнай форме:



а потым — ураўненне ў поўнай іоннай форме, паказваючы моцныя электраліты ў выглядзе іонаў, якія ўтвараюць газападобныя і маладысацыіраваныя злучэнні, у дадзеным выпадку ваду, у выглядзе малекул:



а нерастваральныя злучэнні немалекулярнай будовы ў выглядзе формульных адзінак.

Для складання ўраўнення ў скарачанай іоннай форме выключаем з абедзвюх частак ураўнення іоны, якія *не ўдзельнічаюць у рэакцыі*:



Ураўненне рэакцыі ў скарачанай іоннай форме цалкам паказвае хімічную сутнасць таго ўзаемадзеяння, якое адбываецца.

Відавочна, што якую б шчолач і моцную кіслату мы ні ўзялі, узаемадзеянне паміж імі з утварэннем растваральнай солі будзе паказана такім жа ўраўненнем: $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$. Ва ўсіх гэтых выпадках будзе працякаць адна і тая ж хімічная рэакцыя — *рэакцыя нейтралізацыі* з вылучэннем каля 57 кДж энергіі на адзін моль утворанай вады.

Ураўненні ў скарачанай іоннай форме не толькі адносяцца да адной канкрэтнай рэакцыі паміж пэўнымі рэчывамі, але і ахопліваюць *групу аналагічных рэакцый*. У гэтым іх асноўная каштоўнасць і абагульняючае значэнне.

Разгледзім хімічныя ўласцівасці кіслот, асноў і солей з пазіцыі тэорыі электралітычнай дысацыяцыі.



Агульныя хімічныя ўласцівасці кіслот

Кіслоты — *гэта электраліты, пры дысацыяцыі якіх у якасці катыёнаў утвараюцца толькі катыёны вадароду*.

Прысутнасць кіслот у растворах вызначаюць з дапамогай індикатараў. Так, у кіслым асяроддзі ($\text{pH} < 7$) лакмус і метыларанж маюць чырвоную афарбоўку (гл. мал. 59). Агульныя хімічныя ўласцівасці моцных кіслот абумоўлены рэакцыямі, у якія ўступаюць толькі катыёны вадароду H^+ . Да іх адносяць утварэнне солей пры ўзаемадзеянні з металамі, асноўнымі і амфатэрнымі аксідамі, асновамі і солямі (табл. 17).

Табліца 17. Хімічныя ўласцівасці кіслот у святле тэоры электралітычнай дысацыяцыі

Рэагент	Ураўненне рэакцыі ў малекулярнай і поўнай іоннай формах	Ураўненне рэакцыі у скарачанай іоннай форме
1. Індыкатар	Як правіла, ураўненне дысацыяцыі: $\text{HBr} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Br}^-$	
2. Метал	$\text{Mg} + 2\text{HCl} = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$ $\text{Mg}^0 + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- = \text{Mg}^{2+} + 2\text{Cl}^- + \text{H}_2\uparrow$	$\text{Mg}^0 + 2\text{H}^+ = \text{Mg}^{2+} + \text{H}_2\uparrow$
3. Акід а) асноўны	$\text{MgO} + 2\text{HNO}_3 = \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{MgO} + 2\text{H}^+ + 2\text{NO}_3^- = \text{Mg}^{2+} + 2\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	$\text{MgO} + 2\text{H}^+ = \text{Mg}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$
б) амфатэрны	$\text{ZnO} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{ZnO} + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- = \text{Zn}^{2+} + 2\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	$\text{ZnO} + 2\text{H}^+ = \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$
4. Аснова а) шчолач	$\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Na}^+ + \text{OH}^- + \text{H}^+ + \text{Cl}^- = \text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	$\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$
б) нерастваральная аснова	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Fe}(\text{OH})_2 = \text{FeSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + \text{Fe}(\text{OH})_2 = \text{Fe}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$	$2\text{H}^+ + \text{Fe}(\text{OH})_2 = \text{Fe}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$
5. Соль	$2\text{HNO}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = 2\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$ $2\text{H}^+ + 2\text{NO}_3^- + 2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} =$ $= 2\text{Na}^+ + 2\text{NO}_3^- + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$	$2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$

Такім чынам, катыён вадароду H^+ у растворах кіслот забяспечвае *працаванне асноўных рэакцый* гэтага класа злучэнняў. Вывад пацвярджаецца адсутнасцю аніёнаў кіслотных астаткаў у *скарачаных іонных ураўненнях усіх рэакцый іоннага абмену з удзелам іонаў вадароду*. Аніёны кіслотных астаткаў адказваюць толькі за *спецыфічныя ўласцівасці* канкрэтных кіслот: акісляльныя, аднаўленчыя, удзел у рэакцыях абмену з выпадзеннем нерастваральных солей гэтых аніёнаў і інш.



Агульныя хімічныя ўласцівасці асноў

Сярод асноў добра растваральныя толькі шчолачы. Присутнасць шчолачаў у растворах вызначаюць з дапамогай індыкатараў, пры гэтым $\text{pH} > 7$.

Шчолачы — гэта электраліты, пры дысацыяцыі якіх у якасці аніёнаў утвараюцца толькі гідраксід-іоны. Іх агульныя рэакцыі прыведзены ў табліцы 18.

Табліца 18. Хімічныя ўласцівасці шчолачаў у святле тэорыі электралітычнай дысацыяцыі

Рэагент	Ураўненне рэакцыі ў малекулярнай форме	Ураўненне рэакцыі ў скарачанай іоннай форме
1. Індыкатар	Як правіла, ураўненне дысацыяцыі: $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$	
2. Кіслата	$2\text{HCl} + \text{Ca(OH)}_2 = \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$
3. Соль а) соль нерастваральнай у вадзе асновы	$\text{Mg(NO}_3)_2 + 2\text{NaOH} = 2\text{NaNO}_3 + \text{Mg(OH)}_2\downarrow$	$\text{Mg}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Mg(OH)}_2\downarrow$
б) соль амонію	$\text{NH}_4\text{Cl} + \text{KOH} = \text{KCl} + \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$	$\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- = \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
в) кіслая соль	$\text{NaHCO}_3 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	$\text{HCO}_3^- + \text{OH}^- = \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
4. Акід а) кіслотны акід	$\text{CO}_2 + \text{KOH} = \text{KHCO}_3$ $\text{CO}_2 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	$\text{CO}_2 + \text{OH}^- = \text{HCO}_3^-$ $\text{CO}_2 + 2\text{OH}^- = \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
б) амфатэрны акід	$\text{ZnO} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Zn(OH)}_4]$	$\text{ZnO} + 2\text{OH}^- + \text{H}_2\text{O} = [\text{Zn(OH)}_4]^{2-}$
5. Амфатэрны гідракід	$\text{Zn(OH)}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2[\text{Zn(OH)}_4]$	$\text{Zn(OH)}_2 + 2\text{OH}^- = [\text{Zn(OH)}_4]^{2-}$



Такім чынам, аніёны OH^- у растворах шчолачаў забяспечваюць *працяканне асноўных рэакцый* гэтага класа злучэнняў. Гэты вывад пацвярджаецца адсутнасцю катыёнаў металаў у *скарачаных іонных ураўненнях усіх рэакцый іоннага абмену з удзелам шчолачаў*. Катыёны металаў адказваюць толькі за *спецыфічныя ўласцівасці* канкрэтных шчолачаў: растваральнасць, удзел у рэакцыях абмену з выпадзеннем нерастваральных солей гэтых катыёнаў і інш.

Агульныя хімічныя ўласцівасці солей

Хімічныя ўласцівасці і рэакцыі солей у растворах абумоўлены галоўным чынам рэакцыямі іх іонаў. У выніку ўзаемадзеяння солей слабых кіслот з моцнымі кіслотамі ўтвараюцца слабыя кіслоты — працякае рэакцыя іоннага абмену, пры якой адбываецца выпяцненне кіслаты з яе солі больш моцнай кіслатой.

Рэакцыі солей са шчолачамі прыводзяць да асаджэння нерастваральных у вадзе асноў, вылучэння аміяку з солей амонію і ўтварэння сярэдніх солей з кіслых солей.

У водных растворах солі ўступаюць у рэакцыю *іоннага абмену* з іншымі солямі, а таксама ў рэакцыі замяшчэння з больш актыўнымі металамі. Тыповыя рэакцыі з удзелам солей у растворах прыведзены ў табліцы 19.

Табліца 19. Хімічныя ўласцівасці солей у святле тэорыі электралітычнай дысацыяцыі

Рэагент	Ураўненне рэакцыі ў малекулярнай форме	Ураўненне рэакцыі ў скарачанай іоннай форме
1. Кіслата	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$	$\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
2. Шчолач	$\text{CuCl}_2 + 2\text{KOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{KCl}$	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$
3. Соль	$\text{BaCl}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{KCl}$	$\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4\downarrow$
4. Метал	$\text{CuSO}_4 + \text{Fe} = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}\downarrow$	$\text{Cu}^{2+} + \text{Fe} = \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}\downarrow$

З пазіцыі тэорыі электралітычнай дысацыяцыі хімічныя ўласцівасці раствораў солей абумоўлены рэакцыямі з удзелам катыёнаў металаў (або амонію) і аніёнаў кіслотных астаткаў.



Хімічныя ўласцівасці раствораў электралітаў (кіслот, асноў, солей) абумоўлены рэакцыямі іонаў, якія ўтвараюцца пры іх дысацыяцыі.

Рэакцыі іоннага абмену працякаюць неабарачальна ў выпадку ўтварэння газападобных рэчываў, асадкаў цяжкарастваральных рэчываў або маладысацыіраваных злучэнняў, — слабых электралітаў.

Пытанні, заданні, задачы



1. Карыстаючыся табліцай растваральнасці, назавіце чатыры аніёны, якія ўтвараюць нерастваральныя солі з катыёнаў Ca^{2+} .

2. С якімі з пералічаных злучэнняў і простых рэчываў рэагуе разбаўленая серная кіслата: HCl , Na_2SO_4 , NaHSO_3 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, NH_3 , LiOH , CO_2 , SO_2 ? Складзіце ўраўненні магчымых хімічных рэакцый у малекулярнай, поўнай і скарачанай іоннай формах.

3. Складзіце ў малекулярнай форме тры ўраўненні рэакцый нейтралізацыі, адпаведных ураўненням: $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$.

4. Складзіце ў малекулярнай і поўнай іоннай формах ураўненні хімічных рэакцый у адпаведнасці з ураўненнямі: а) $\text{Cu}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{CuS}\downarrow$; б) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 6\text{H}^+ = 2\text{Fe}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$; в) $\text{BaCO}_3 + 2\text{H}^+ = \text{Ba}^{2+} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$; г) $\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{HCO}_3^-$.

5. Укажыце рэагенты і індыкатары, з дапамогай якіх можна адрозніць растворы $\text{Ca}(\text{OH})_2$ і H_2SO_4 : лакмус, метыларанж, фенолфталеін, універсальная індыкатарная папера,

CO_2 , BaCl_2 , CuCl_2 , Fe (апілки), NaHCO_3 , KF , FeCl_3 , H_3PO_4 . Назавіце якасныя прыкметы рэакцый, напішыце іх ураўненні ў малекулярнай, поўнай і скарачанай іоннай формах.

6. Вызначце масу медзі, якую можна вылучыць з 1 дм^3 раствора CuCl_2 з канцэнтрацыяй $0,07 \text{ моль/дм}^3$ жалезнымі апілкамі, узятымі ў лішку, калі такім чынам атрымліваюць 95 % металу.

7. Назавіце масу раствора з масавай доляй карбанату натрыю 8,48 %, неабходную для поўнага асаджэння катыёнаў Ca^{2+} з раствора масай 222 г, у якім масавая доля хларыду кальцыю складае 0,10.

8. Вылічыце масу пітной соды NaHCO_3 , якая неабходна для нейтралізацыі 96,0%-най сернай кіслаты аб'ёмам $1,00 \text{ дм}^3$ і $\rho = 1,835 \text{ г/см}^3$.

9. Да раствора ёдыду барыю BaI_2 масай 391 г з масавай доляй солі, роўнай 40 %, дадалі 96%-ны раствор H_2SO_4 з $\rho = 1,835 \text{ г/см}^3$ у колькасці, дастатковай для поўнага асаджэння барыю ў выглядзе BaSO_4 . Разлічыце масу (г) і аб'ём (см^3) дададзенага раствора сернай кіслаты.



10. Выкарыстоўваючы даныя задачы 9, разлічыце масу асадку BaSO_4 , а таксама масу раствора ўтворанага ёдавадароду і масавую долю HI у ім.

Практычная работа 2. Вывучэнне ўласцівасцей кіслот, асноў і солей у святле тэорыі электралітычнай дысацыяцыі

I. Вывучэнне ўласцівасцей кіслот

1. Вызначце рН выдадзенага раствора сяляннай кіслаты.

2. Даследуйце, з якімі з прапанаваных рэчываў будзе рэагаваць сяляная кіслата: магній, медзь, гідраксід калію, карбанат натрыю, сульфат натрыю.

Успомніце, што пры правядзенні рэакцыі нейтралізацыі можна да шчолачы папярэдне дадаць індыкатар (фенолфталеін ці інш.), а потым — кіслату.

Адзначце якасныя прыкметы рэакцый, якія адбываюцца.

Зрабіце вывады пра ўласцівасці кіслот на прыкладзе сяляннай кіслаты.

II. Вывучэнне ўласцівасцей шчолачаў

1. Вызначце рН выдадзенага раствора гідраксиду натрыю.

2. Даследуйце адносіны гідраксиду натрыю да кіслот і солей, напрыклад сернай кіслаты і хларыду жалеза(III).

Адзначце якасныя прыкметы рэакцый, якія адбываюцца.

Зрабіце вывады пра ўласцівасці шчолачаў на прыкладзе гідраксиду натрыю.

III. Вывучэнне ўласцівасцей солей

Асадзіце катыёны металу і аніёны кіслотнага астатку, што змяшчаюцца ў растворы сульфату жалеза(II).

Зрабіце вывад пра ўласцівасці солей на прыкладзе сульфату жалеза(II).

У справаздачы аб выкананай працы ўсе ўраўненні рэакцый пакажыце ў малекулярнай, поўнай іоннай і скарачанай іоннай формах.

РАЗДЗЕЛ VI

НЕМЕТАЛЫ

Вывучыўшы гэты раздзел, вы пашырыце і сістэматызуеце звесткі пра неметалы на падставе ведаў пра будову атамаў, хімічную сувязь і будову рэчыва. Кожны з прадстаўленых неметалаў вы будзеце разглядаць як хімічны элемент і як простае рэчыва, вывучыце асаблівасці найважнейшых злучэнняў неметалаў (аксідаў, гідраксідаў, солей і вадародных злучэнняў).

Характарыстыкі хімічных элементаў дадзены па плане, прапанаваным у раздзеле «Будова атама і перыядычны закон», у які дадаткова ўключаны пытанні распаўсюджанасці элемента ў прыродзе і яго біялагічнай ролі.

У **характарыстыках рэчываў** разгледжаны іх састаў і будова, фізічныя і хімічныя ўласцівасці, спосабы атрымання ў лабараторыі і прамысловасці, сферы практычнага выкарыстання.

Найважнейшыя паняцці тэмы: неметалы, кіслотныя аксіды, кіслоты, солі, аміяк, будаўнічыя матэрыялы, якасныя рэакцыі на іоны NH_4^+ , Cl^- , Br^- , I^- , SO_4^{2-} , CO_3^{2-} .

§ 28. Агульная характарыстыка неметалаў

Становішча ў перыядычнай сістэме

Хімічныя элементы прынята дзяліць на металы і неметалы паводле іх хімічных уласцівасцей. У перыядычнай сістэме неметалы размешчаны ў А-групах: ІА, ІІА–ІІІА. Ад металаў іх аддзяляе ступеньчатая лінія вадарод — бор — аганесон. Неметалы знаходзяцца вышэй ад гэтай лініі, гэта значыць займаюць правы верхні вугал табліцы, утвараючы своеасаблівы трохвугольнік (мал. 61).

Элементы, размешчаныя ў адной групе, падобныя па будове атама, а значыць, шмат у чым і па ўласцівасцях. Таму для некаторых груп неметалаў ужываюць агульныя назвы. Так, неметалы ІІІА-групы называюць высакароднымі газамі. Для элементаў ІІА-групы выкарыстоўваюць назву галагены — якія нараджаюць солі. Неметалы ІА-групы маюць агульную назву халькагены — якія нараджаюць руды.

Нумар перыяду	Нумар групы							
	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1	H $1s^1$				Неметалы			He $1s^2$
2			B $2s^2 2p^1$	C $2s^2 2p^2$	N $2s^2 2p^3$	O $2s^2 2p^4$	F $2s^2 2p^5$	Ne $2s^2 2p^6$
3				Si $3s^2 3p^2$	P $3s^2 3p^3$	S $3s^2 3p^4$	Cl $3s^2 3p^5$	Ar $3s^2 3p^6$
4					As $4s^2 4p^3$	Se $4s^2 4p^4$	Br $4s^2 4p^5$	Kr $4s^2 4p^6$
5		Металы				Te $5s^2 5p^4$	I $5s^2 5p^5$	Xe $5s^2 5p^6$
6							At $6s^2 6p^5$	Rn $6s^2 6p^6$
7								Og $7s^2 7p^6$

Мал. 61. Неметалы і электронная канфігурацыя іх знешняга энергетычнага ўзроўню



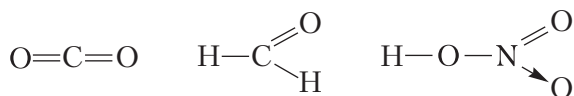
Паводле электрафізічных уласцівасцей, у адрозненне ад хімічных, простыя рэчывы, што складаюцца з атамаў тых ці іншых элементаў, падзяляюць на тры групы: металы, паўправаднікі і дыэлектрыкі. Адрозніць гэтыя рэчывы можна не толькі па велічыні электраправоднасці, але і па характары яе залежнасці ад тэмпературы. З ростам тэмпературы электраправоднасць металаў падае, а паўправаднікоў і дыэлектрыкаў расце. Тыповыя паўправаднікі — крэмій і германій.

Будова электронных абалонак атамаў неметалаў

Знешні электронны слой атама шмат у чым вызначае ўласцівасці элемента. Лік электронаў знешняга ўзроўню атамаў *неметалаў* адпавядае нумару А-групы, у якой размешчаны элемент. У большасці з іх ён блізкі да завяршэння або завершаны, змяшчае чатыры і больш электронаў. Меншы лік электронаў утрымліваюць атамы толькі трох элементаў: вадарод мае адзін электрон (да завяршэння не хапае аднаго электрона), гелій — два электроны (знешні ўзровень завершаны), бор — тры электроны. Неметалы з'яўляюцца прадстаўнікамі *p*-элементаў, за выключэннем вадароду і гелію, якія належаць да *s*-элементаў.

Атамы неметалаў, у адрозненне ад атамаў металаў, здольныя праяўляць як дадатныя ступені акіслення, так і адмоўныя. Выключэнні — фтор і высакародныя газы. У злучэннях з іншымі элементамі для фтору характэрна толькі адмоўная ступень акіслення, роўная -1 (напрыклад, $\overset{-1}{\text{KF}}$, $\overset{-1}{\text{OF}_2}$, $\overset{+4}{\text{CF}_4}$). Найбольш лёгкія высакародныя газы — гелій, неон і аргон — устойлівых злучэнняў не ўтвараюць, а для ксенону, крыпталу і радону атрыманы злучэнні толькі з дадатнымі ступенямі акіслення (напрыклад, $\overset{+2}{\text{RnF}_2}$, $\overset{+8}{\text{XeO}_4}$).

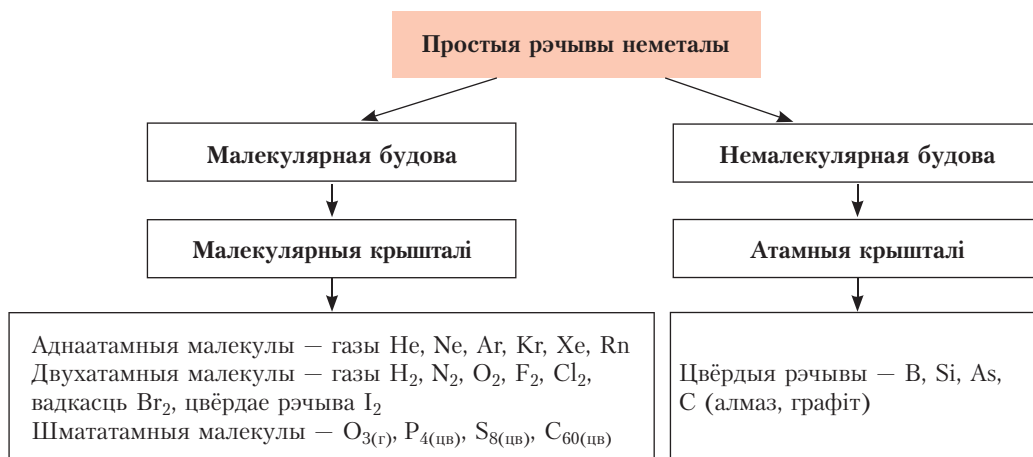
У цэлым значэнні ступеняў акіслення неметалаў ляжаць у інтэрвале ад -4 да $+8$, а валентнасці — ад I да VIII. Варта ўспомніць, што валентнасць атамаў элементаў другога перыяду не бывае большай за чатыры:



Простыя рэчывы

У класіфікацыі элементаў, што гістарычна складалася, прыналежнасць да неметалаў вызначалі па фізічных уласцівасцях простых рэчываў: цвёрды, газападобны або вадкі стан пры нармальных умовах. У цвёрдым стане ў неметалаў, як правіла, адсутнічае металічны блыск. Іх электра- і цеплаправоднасць звычайна невялікія, рэчывы з'яўляюцца крохкімі.

Неметалы ўтвараюць два тыпы крышталёў — малекулярныя і атамныя (мал. 62).



Мал. 62. Састаў і будова простых рэчываў неметалаў

Рэчывы малекулярнай будовы адрозніваюцца нізкімі тэмпературамі плаўлення (гелій $-272\text{ }^{\circ}\text{C}$, кісларод $-223\text{ }^{\circ}\text{C}$) і кіпення (гелій $-269\text{ }^{\circ}\text{C}$, кісларод $-183\text{ }^{\circ}\text{C}$). Неметалы немалекулярнай будовы, наадварот, маюць надзвычай высокія тэмпературы кіпення і плаўлення (графіт: $T_{\text{пл.}} = 3850\text{ }^{\circ}\text{C}$, $T_{\text{кіп.}} = 4200\text{ }^{\circ}\text{C}$).

Для неметалаў характэрна з'ява алатропіі. Прыкладамі могуць служыць чырвоны і белы фосфар, алмаз і графіт, кісларод і азон.

Неметалы могуць уступаць у рэакцыі з рэчывамі ўсіх класаў (металамі, іншымі неметаламі, аксідамі, шчолачамі, кіслотамі, солямі) і праяўляць як *акісляльныя*, так і *аднаўленчыя ўласцівасці* (табл. 20).

Табліца 20. Агульныя ўласцівасці неметалаў як простых рэчываў

Неметалы як акісляльнікі ўступаюць у рэакцыі	Неметалы як адноўнікі ўступаюць у рэакцыі
З металамі: $\overset{0}{\text{C}} + 2\overset{0}{\text{Mg}} \overset{t}{=} \overset{+2}{\text{Mg}}_2\overset{-4}{\text{C}}, \overset{0}{\text{C}} - \text{акісляльнік}$	З некаторымі аксідамі: $3\overset{0}{\text{C}} + 2\overset{+3}{\text{Fe}}_2\overset{t}{\text{O}}_3 \overset{+4}{=} 3\overset{0}{\text{C}}\text{O}_2 + 4\overset{0}{\text{Fe}},$ $\overset{0}{\text{C}} - \text{адноўнік}$
З іншымі неметаламі: $2\overset{0}{\text{P}} + 3\overset{0}{\text{S}} \overset{t}{=} \overset{+3}{\text{P}}_2\overset{-2}{\text{S}}_3, \overset{0}{\text{S}} - \text{акісляльнік}$	З іншымі неметаламі: $\overset{0}{\text{S}} + \text{O}_2 \overset{+4}{=} \overset{0}{\text{S}}\text{O}_2, \overset{0}{\text{S}} - \text{адноўнік}$
З кіслотамі: $\overset{0}{\text{Cl}}_2 + \text{H}_2\overset{-2}{\text{S}} (\text{раствор}) = \overset{0}{\text{S}}\downarrow + 2\text{H}\overset{-1}{\text{Cl}} (\text{раствор}),$ $\overset{0}{\text{Cl}} - \text{акісляльнік}$	З арганічнымі рэчывамі: $\text{CH}\equiv\text{CH} + 2\overset{0}{\text{H}}_2 \overset{t, \text{Ni}}{\rightarrow} \overset{+1}{\text{C}}\text{H}_3 - \overset{+1}{\text{C}}\text{H}_3,$ $\overset{0}{\text{H}} - \text{адноўнік}$
З солямі: $\overset{0}{\text{Br}}_2 + 2\text{KI} = \overset{0}{\text{I}}_2\downarrow + 2\text{K}\overset{-1}{\text{Br}}, \overset{0}{\text{Br}} - \text{акісляльнік}$	

Акісляльныя здольнасці атамаў неметалаў можна параўноўваць па становішчы ў перыядычнай сістэме: з ростам атамнага нумара яны павялічваюцца ў перыядах і памяншаюцца, як правіла, у групях. Гэтыя ж уласцівасці можна таксама ацэньваць, супастаўляючы электраадмоўнасць неметалаў, якая ўзрастае ў радзе:

Si	B	As	P	H	C	I	S	Br	Cl	N	O	F
1,9	2,0	2,1	2,2	2,2	2,5	2,5	2,6	2,8	3,0	3,0	3,5	4,0

Акісляльная здольнасць неметалаў з павелічэннем электраадмоўнасці ўзмацняецца.

Распаўсюджанасць неметалаў у прыродзе

У прыродзе неметалы існуюць не толькі ў выглядзе злучэнняў (арганічныя рэчывы, аксіды H_2O , SiO_2 , CO_2 , солі бескіслародных кіслот NaCl , As_2S_3 , солі кіслародзмяшчальных кіслот CaCO_3 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$), але і ў свабодным выглядзе, напрыклад азот, кісларод, высакародныя газы, вуглярод (у форме графіту і алмазу), сера. Існаванне неметалаў у выглядзе простых рэчываў у прыродзе звязана з нізкай актыўнасцю пералічаных неметалаў пры нармальных умовах: атомы высакародных газаў маюць завершаны знешні электронны ўзровень, кісларод і азот — даволі трывалыя кавалентныя сувязі ў двухатамных малекулах, вуглярод утварае трывалыя атамныя крышталі. На Зямлі самымі распаўсюджанымі неметаламі з'яўляюцца кісларод і крэмній (па масе каля 49 % і 26 % адпаведна), у Сусвеце — вадарод.

Прымяненне неметалаў

Сферы прымянення простых рэчываў неметалаў шырокія. Прыкладамі могуць службыць: вытворчасць паўправадніковых матэрыялаў (крэмній, селен), металургічныя працэсы атрымання металаў (вуглярод, вадарод) і сплаваў (бор, крэмній), інтэнсіфікацыя працэсаў гарэння (кісларод), стварэнне інертнай атмасферы (азот, высакародныя газы), арганічны сінтэз (хлор, бром), паветраплаванне (гелій, вадарод), святлатэхніка (высакародныя газы).

Неметалы з'яўляюцца прадстаўнікамі *s*- і *p*-элементаў.

Ступені акіслення неметалаў змяняюцца ад -4 да $+8$.

У хімічных рэакцыях неметалы праяўляюць як акісляльныя, так і аднаўленчыя ўласцівасці.

Пытанні, заданні, задачы

1. Апішыце становішча неметалаў у перыядычнай сістэме. Пакажыце для элементаў неметалаў трэцяга перыяду магчымыя значэнні ступені акіслення і валентнасці.

2. Запішыце сімвалы элементаў і агульную формулу электроннай канфігурацыі: а) высакародных газаў; б) галагенаў; в) халькагенаў.

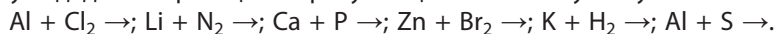
3. Вызначце ступені акіслення атамаў у злучэннях:

а) HCl , HClO , HClO_3 , HClO_4 ; б) H_2S , SO_2 , H_2SO_3 , H_2SO_4 .

4. Укажыце сцвярдженні, якія характарызуюць кісларод як хімічны элемент: а) аб'ёмная доля кіслароду ў паветры складае 21 %; б) атам кіслароду змяшчае шэсць электронаў на знешнім энергетычным узроўні; в) масавая доля кіслароду ў зямной кары

роўная 49 %; г) пры выплаўленні чыгуну выкарыстоўваюць паветра, узбагачанае кіслародам; д) электраадмоўнасць кіслароду меншая, чым фтору; е) кісларод у злучэннях праяўляе ступені акіслення ад -2 да $+2$.

5. Складзіце ўраўненні рэакцый з удзелам неметалаў, улічваючы, што атамы неметалаў у зададзеных рэакцыях праяўляюць найніжэйшую ступень акіслення:

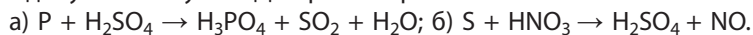


6. Вызначце масу вугляроду, неабходнага для аднаўлення жалеза з аксиду жалеза(III) масай 1 т. Вуглярод акісляецца да найвышэйшай ступені акіслення.

7. Азот мае вельмі нізкія тэмпературы плаўлення і кіпення -210°C і -196°C , а бор высокія — $\approx 2075^\circ\text{C}$ і $\approx 3800^\circ\text{C}$ адпаведна. Дайце тлумачэнне такому адрозненню.

8. Дакажыце, што фосфар выконвае функцыю адноўніку ў першай рэакцыі і акісляльніку — у другой: 1) $\text{P} + \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5$; 2) $\text{P} + \text{Ca} \rightarrow \text{Ca}_3\text{P}_2$.

9. Расстаўце каэфіцыенты метадам электроннага балансу і пакажыце, акісляльнікам або адноўнікам з'яўляюцца простыя рэчывы:



10. Узор газападобнага простага рэчыва неметалу аб'ёмам 1 дм^3 (н. у.) мае масу 3,17 г. Вызначце хімічную формулу рэчыва.



§ 29. Вадарод

Вадарод як хімічны элемент

1	Н	1
1	вадарод	
1s ¹		1,00794

Маючы самую малую масу атама, атам вадароду ^1_1H мае і самую простую будову: ядро, што ўяўляе з сябе пратон, і адзін электрон, які размяшчаецца на $1s$ -арбіталі. Электронная канфігурацыя $^1_1\text{H } 1s^1$, электронна-графічная схема: $^1_1\text{H} \begin{array}{|c|} \hline 1s \\ \hline \uparrow \\ \hline \end{array}$.

Электраадмоўнасць вадароду роўная 2,2. Гэта вышэй, чым у металаў, крэмнію, фосфару, але менш за электраадмоўнасць кіслароду і іншых халькагенаў, галагенаў. Таму для вадароду характэрныя ступені акіслення -1 , 0 і $+1$, напрыклад LiH^{-1} (гідрыд літыю), SiH_4^{-1} (сілан), CH_4^{+1} (метан), H_2O^{+1} (аксід вадароду, вада).

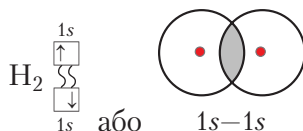
Як вы ўжо ведаеце, прыродны вадарод складаецца з двух стабільных ізатопаў — ^1_1H (протый — 99,98 % ад агульнага ліку атамаў), ^2_1H (дэйтэрыў D — 0,015 %) і радыеактыўнага ^3_1H (трытый T — следавыя колькасці) (§ 7, мал. 12).

Вадарод з'яўляецца самым распаўсюджаным элементам у Сусвеце. На Зямлі на долю вадароду па масе, лічачы ваду і паветра, прыпадае каля 1 %, а пры пераліку ад агульнага ліку атамаў — каля 17 %. Вадарод пераважна знаходзіцца ў звязаным стане. Ён уваходзіць у састаў вады, нафты, прыроднага газу, жывых арганізмаў. У выглядзе простага рэчыва вадарод амаль не

сустракаецца. Следавыя колькасці яго выяўлены ў верхніх сляях атмасферы, вулканічных газах і прадуктах раскладання бактэрыямі арганічных рэчываў ва ўмовах недахопу паветра.

Вадарод як простае рэчыва

Вадарод як простае рэчыва складаецца з двухатамных малекул H_2 , у якіх атамы звязаны кавалентнай адзінарнай σ -сувяззю, што ўтвараецца пры перакрыванні $1s$ -арбітальных:



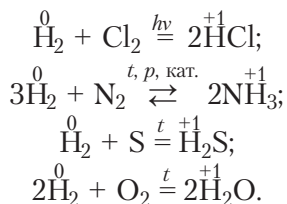
Электронная і графічная формулы малекулы маюць выгляд: $\text{H}:\text{H}$ і $\text{H}-\text{H}$.

Фізічныя ўласцівасці. Вадарод пры нармальных умовах — гэта газ без колеру, паху і смаку, шчыльнасцю $0,089 \text{ г/дм}^3$. Мае вельмі нізкія тэмпературы кіпення ($-252,6 \text{ }^\circ\text{C}$) і плаўлення ($-259,2 \text{ }^\circ\text{C}$). Растваральнасць вадароду ў вадзе як палярным растваральніку малая, таму яго можна збіраць у посуд металам выпяцнення вады. Вадарод добра раствараецца ў многіх металах (Ni , Pt , Pd і інш.).

Хімічныя ўласцівасці. Хімічная актыўнасць вадароду пры пакаёвай тэмпературы невялікая, бо высокая трываласць кавалентнай сувязі ў малекуле. У хімічных рэакцыях вадарод можа быць як адноўнікам (што больш характэрна), так і акісляльнікам.

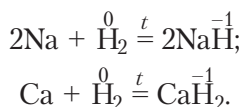
1. Рэакцыі з простымі рэчывамі:

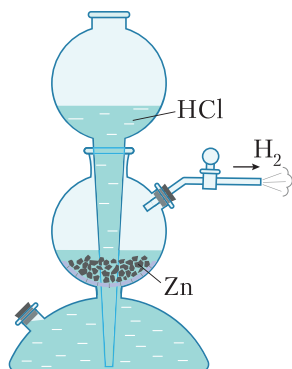
а) рэагуе як *адноўнік* з неметаламі, атамы якіх маюць у параўнанні з вадародам больш высокую электраадмоўнасць — галагенамі, азотам, серай, кіслародам:



Варта адзначыць, што вадарод не ўзаемадзейнічае з фосфарам і крэмніем;

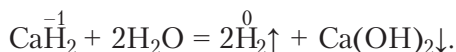
б) рэагуе як *акісляльнік* са шчолачнымі і шчолачназямельнымі металамі, утвараючы гідрыды:





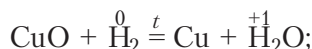
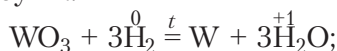
Мал. 63. Апарат Кіпа.
Атрыманне вадароду
ў лабараторыі

Гідрыды лёгка раскладаюцца вадой з вылучэннем вадароду:

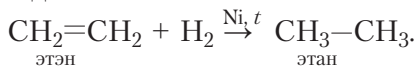


2. Рэакцыі са складанымі рэчывамі:

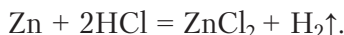
а) узаемадзейнічае з некаторымі аксідамі металаў В-груп як адноўнік:



б) рэагуе з арганічнымі рэчывамі, якія ўтрымліваюць кратныя сувязі (рэакцыя гідрыравання) — алкенамі, алкінамі, дыенамі, арэнамі, а таксама альдэгідамі. Напрыклад:



Атрыманне. Для атрымання вадароду ў лабараторыі ўжываюць металы сярэдняй актыўнасці (цынк, алюміній, жалеза) і кіслоты (хлоравадародную або серную):

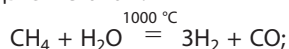


Пры гэтым часта выкарыстоўваюць апарат Кіпа — прыладу, якая дазваляе атрымліваць газападобныя рэчывы і рэгуляваць іх ток (мал. 63).

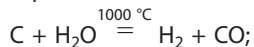


Найважнейшыя спосабы атрымання вадароду ў *прамысловасці* з'яўляюцца:

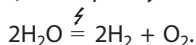
1) узаемадзеянне пароў вады з метанам:



2) узаемадзеянне пароў вады з распаленым коксам:



3) электrolіз вады (у прысутнасці электраліту):



Прымяненне. Адна з найважнейшых фізічных уласцівасцей вадароду — малая шчыльнасць, таму яго выкарыстоўваюць для напаўнення зондаў, якія даследуюць верхнія слаі атмасферы.

У хімічнай прамысловасці вадарод выкарыстоўваюць для атрымання аміяку NH_3 , хлоравадароду HCl , метанолу ($\text{CO} + 2\text{H}_2 = \text{CH}_3\text{OH}$), многіх металаў з іх аксідаў, напрыклад тугаплаўкіх малібдэну і вальфраму. Ужо цяпер

працуюць заводы, на якіх для аднаўлення аксідаў жалеза да металу замест вугляроду (коксу) выкарыстоўваюць вадарод. Вадарод знаходзіць прымяненне ў вытворчасці маргарыну з раслінных алеяў.

Рэакцыя гарэння вадароду ў кіслародзе ($2\text{H}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} + 484 \text{ кДж}$) выкарыстоўваецца ў ракетных рухавіках, што выводзяць у космас лятальныя апараты (мал. 64). Напрыклад, магутная касмічная ракета «Энергія» спажывала больш за 2000 тон паліва, большую частку якога складалі вадкія вадарод і кісларод. У цяперашні час пачата вытворчасць аўтамабіляў, палівам у якіх служыць вадарод (мал. 65).

Гэтую ж рэакцыю ўжываюць і для зварачных работ (мал. 66). Пры выкарыстанні спецыяльных гарэлак дасягаюць тэмпературы полымя каля 4000°C , што дазваляе праводзіць зварачныя работы з самымі тугаплаўкімі матэрыяламі.

Вучоныя розных краін вядуць пошукі шляхоў замены на вадарод нафты, газу і вугалю як паліва. Пры згаранні апошніх утвараюцца рэчывы, якія забруджваюць і разбураюць навакольнае асяроддзе (CO_2 , CO , SO_2 і інш.), у той час як прадуктам згарання вадароду з'яўляецца экалагічна чыстае рэчыва — вада.

Лятучыя вадародныя злучэнні

Лятучыя вадародныя злучэнні — рэчывы малекулярнай будовы, якія пры нармальных умовах уяўляюць сабой газы (HCl , NH_3 , H_2S) або вадкасці (H_2O , HF) (мал. 67).



Мал. 65. Аўтазапраўка вадародам

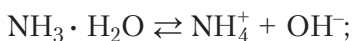


Мал. 66. Зварка ювелірных вырабаў кіслародна-вадародным полымем

Нумар перыяду	Нумар групы			
	IVA	VA	VIA	VIIA
2	CH ₄ Метан	NH ₃ Аміяк	H ₂ O Вада	HF Фторавадарод
3	SiH ₄ Сілан	PH ₃ Фасфін	H ₂ S Серавадарод	HCl Хлоравадарод
4		AsH ₃ Арсін	H ₂ Se Селенавадарод	HBr Бромавадарод
5			H ₂ Te Тэлуравадарод	HI Ёдавадарод
Агульная формула	RH ₄	RH ₃	H ₂ R	HR

Мал. 67. Лятучыя вадародныя злучэнні неметалаў

Кіслотна-асноўныя ўласцівасці водных раствораў лятучых вадародных злучэнняў змяняюцца ў залежнасці ад становішча элемента ў перыядычнай сістэме. Вядома, што CH₄ не раствараецца ў вадзе, NH₃ утварае слабую аснову NH₃ · H₂O, раствор HF — слабая, а раствор HCl — моцная кіслата:



Значыць, кіслотныя ўласцівасці вадародных злучэнняў неметалаў *у перыядзе і ў групе* ўзмацняюцца.

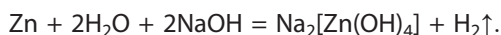
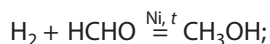
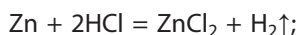
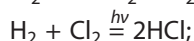
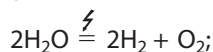
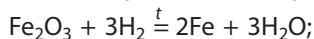
Для атама вадароду характэрны ступені акіслення –1, 0, +1. Простае рэчыва вадарод можа быць як акісляльнікам, так і адноўнікам.

Водныя растворы лятучых вадародных злучэнняў могуць праяўляць уласцівасці кіслот, асноў.

Пытанні, заданні, задачы

1. Назавіце: а) ізатопы вадароду; б) магчымыя ступені акіслення атама вадароду; в) групы рэчываў, з якімі можа рэагаваць вадарод; г) рэагенты для атрымання вадароду ў лабараторыі.

2. З прапанаванага пераліку ўраўненняў рэакцый выпішыце тыя, якія характарызуюць: а) уласцівасці вадароду; б) спосабы атрымання вадароду:



3. Запоўніце табліцу «Прымяненне вадароду».

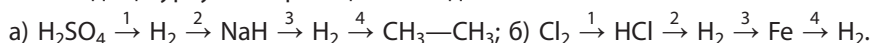
Уласцівасці вадароду	Сферы прымянення	Ураўненне рэакцыі
Рэакцыя з кіслародам		
Узаемадзеянне з азотам		
Узаемадзеянне з хлорам		
Узаемадзеянне з аксідамі тугаплаўкіх металаў		
Гідрыраванне бензолу		

4. Складзіце ўраўненні рэакцый утварэння вадароду (металы волава Sn і нікель Ni акісляюцца да ступені акіслення +2): а) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; $\text{Sn} + \text{HCl} \rightarrow$; $\text{HCl} + \text{Zn} \rightarrow$; б) $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; $\text{Ni} + \text{HCl} \rightarrow$.

5. Вызначце максімальны аб'ём вадароду (н. у.), які можа быць атрыманы ў апарате Кіпа пры загрузцы цынку масай 0,39 кг.

6. Параўнайце: а) састаў ядраў протыю, дэйтэрыю, трытыю; б) кіслотна-асноўныя ўласцівасці водных раствораў серавадароду і хлоравадароду.

7. Складзіце ўраўненні рэакцый паводле схемы:



8. Вызначце колькасць цеплаты, якая вылучылася пры згаранні вадароду аб'ёмам 1 м³ (н. у.), калі тэрмахімічнае ўраўненне рэакцыі мае выгляд: $2\text{H}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} + 484 \text{ кДж}$.

9. Да гідрыду невядомага двухвалентнага металу масай 1,05 г дадалі ваду ў лішку. Пры гэтым вылучыўся вадарод аб'ёмам 1,12 дм³ (н. у.). Вызначце метал.

10. У сістэме ўсталявалася раўнавага: $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$. Вядома, што да гэтага моманту прарэагавала 35 % вадароду і ўтварылася 7 моль аміяку. Вызначце зыходную масу вадароду.

*Падрыхтуйце паведамленне «Вадарод — паліва будучыні».



§ 29.1



§ 29.2

Лабараторны дослед 4. Выпрабаванне індыкатарам раствораў вадародных злучэнняў неметалаў

У трох пранумараваных прабірках знаходзяцца водныя растворы растваральных у вадзе лятучых вадародных злучэнняў азоту і хлору, а таксама дыстыляваная вада. З дапамогай індыкатара вызначце змесціва кожнай з прабірак, патлумачце адпаведнымі ўраўненнямі дысацыяцыі рэчываў.

§ 30. Галагены

Галагены як хімічныя элементы

9	F	фтор
7	2	$1s^2 2s^2 2p^5$ 18,9984
17	Cl	хлор
7	8	2
		$[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ 35,4527
35	Br	бром
7	18	8
		2
		$[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^5$ 79,904
53	I	ёд
7	18	18
		8
		2
		$[\text{Kr}] 4s^2 3d^{10} 4p^5$ 126,90447

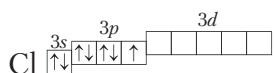
Да галагенаў адносяць пяць элементаў VIIA-групы перыядычнай сістэмы: фтор F, хлор Cl, бром Br, ёд I і астат At.

Атамы галагенаў утрымліваюць па 7 электронаў на знешнім электронным слоі, агульная электронная канфігурацыя якога $ns^2 np^5$, гэта значыць галагены з'яўляюцца p -элементамі (Дадатак 1). Электронна-графічныя схемы знешняга электроннага слоя атамаў фтору і хлору выглядаюць наступным чынам:

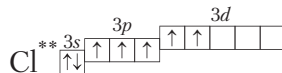


Пры гэтым на знешнім электронным слоі ў атама фтору чатыры арбіталі, а атамы астатніх галагенаў змяшчаюць яшчэ пяць незапоўненых d -арбіталей.

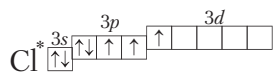
Фтор як самы электраадмоўны элемент у злучэннях праяўляе толькі адмоўную ступень акіслення -1 . Характэрныя для іншых элементаў ступені акіслення (-1 , $+1$, $+3$, $+5$, $+7$) можна растлумачыць магчымасцю распарвання электронаў знешняга электроннага слоя. У выпадку атамаў хлору гэта выглядае так:



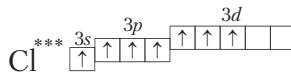
Ступені акіслення $+1$, -1 , 0



Ступень акіслення $+5$



Ступень акіслення $+3$



Ступень акіслення $+7$

Прыкладамі злучэнняў з рознымі ступенямі акіслення хлору могуць служыць вядомыя вам рэчывы: $\text{Na}\bar{\text{Cl}}^1$ (галіт), $\text{K}\bar{\text{Cl}}^{\text{+5}}\text{O}_3$ (берталетава соль), $\text{H}\bar{\text{Cl}}^{\text{+7}}\text{O}_4$ (хлорная кіслата).

У прыродзе галагены існуюць у выглядзе злучэнняў з іншымі элементамі (табл. 21, мал. 68). Фтор і хлор належаць да дваццаці самых распаўсюджаных элементаў у зямной кары.

Табліца 21. Хімічныя элементы галагены

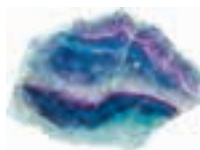
Элемент	Радыус атама, нм	χ	Ступені акіслення	Прыродныя злучэнні
Фтор ${}_{9}\text{F}$	0,071	4,0	-1, 0	CaF_2 (флюарыт, плавіковы шпат); $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ (крыяліт); $\text{Ca}_5[\text{PO}_4]_3\text{F}$ (фторапатыт)
Хлор ${}_{17}\text{Cl}$	0,099	3,0	-1, 0, +1, +3, +5, +7	NaCl (каменная соль, галіт); KCl (сільвін); Сумесь NaCl і KCl (сільвініт); $\text{KMgCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (карналіт)
Бром ${}_{35}\text{Br}$	0,114	2,8	-1, 0, +1, +3, +5, +7	NaBr , KBr , MgBr_2 — у адкладах хларыдаў; у марской вадзе ў выглядзе брамід-іонаў
Ёд ${}_{53}\text{I}$	0,133	2,5	-1, 0, +1, +3, +5, +7	KIO_3 (ёдат калію) — у адкладах чылійскай салетры, у падземных буравых водах, у марскіх водарасцях



Сільвініт
(сумесь NaCl і KCl)



Карналіт
 $\text{KMgCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$



Флюарыт
(плавіковы шпат)
 CaF_2



Крыяліт
 $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$

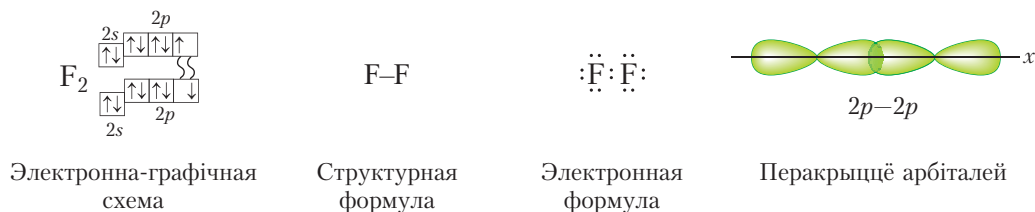


Галіт
 NaCl

Мал. 68. Найважнейшыя прыродныя злучэнні галагенаў

Галагены як простыя рэчывы

Будова простых рэчываў. Простыя рэчывы галагены складаюцца з двух-атамных малекул, атомы ў якіх звязаны кавалентнай непалярнай σ -сувяззю (мал. 69).



Мал. 69. Малекула фтору

У радзе галагенаў $F_2 - Cl_2 - Br_2 - I_2$ з павелічэннем памераў малекул павялічваюцца сілы міжмалекулярнага ўзаемадзеяння, таму ў групе з павелічэннем атамнага нумара элемента павышаюцца тэмпературы плаўлення і кіпення простых рэчываў галагенаў. Так, пры пакаёвай тэмпературы фтор і хлор — газы, бром — вадкасць, ёд — цвёрдае рэчыва (табл. 22).

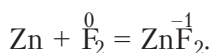
Табліца 22. Фізічныя ўласцівасці галагенаў

Рэчыва	Фтор F_2	Хлор Cl_2	Бром Br_2	Ёд I_2
Маштабныя мадэлі малекул				
$T_{пл.}, ^\circ C$	-220	-101	-7	+113,5
$T_{кп.}, ^\circ C$	-188	-34	+58	+184
Агрэгатны стан пры пакаёвай тэмпературы	Газ	Газ	Вадкасць	Цвёрдае рэчыва
Колер	Светла-жоўты	Жоўта- зялёны	Чырвона- буры	Цёмна-шэры
Пах	Рэзкі, раздражняльны	Рэзкі, задушлівы	Рэзкі, смуродны	Рэзкі

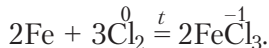
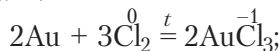
Растваральнасць у вадзе хлору, броду і ёду ўмераная. Іх водныя растворы, якія выкарыстоўваюцца ў лабараторнай практыцы, называюць хлорнай, бромавай і ёднай вадой. Растваральнасць галагенаў значна вышэйшая ў непалярных і малапалярных арганічных растваральніках — бензоле C_6H_6 , тэтрахлорметане CCl_4 , этаноле C_2H_5OH .

Хімічныя ўласцівасці

1. **Рэакцыі з металамі.** Найбольш актыўны з галагенаў фтор. Ужо пры пакаёвай тэмпературы ён рэагуе з большасцю металаў:



Хлор пры награванні рэагуе з серабром, золатам, плацінай і іншымі металамі:



Узаемадзеянне
алюмінію
з ёдам

Для дасягнення заўважнай скорасці рэакцыі іншых галагенаў з металамі звычайна таксама патрабуецца папярэдняе награванне металу.



Звернем увагу на тое, што простыя рэчывы хлор і бром з-за высокай акісляльнай здольнасці ўтвараюць з жалезам злучэнні $Fe\overset{+3}{Cl}_3$, $Fe\overset{+3}{Br}_3$, у той час як дзеянне салянай кіслаты на жалеза прыводзіць да ўтварэння $Fe\overset{+2}{Cl}_2$.

2. Рэакцыі з вадародам:

а) фтор узаемадзейнічае пры пакаёвай тэмпературы: $H_2 + \overset{0}{F_2} = 2H\overset{-1}{F}$;

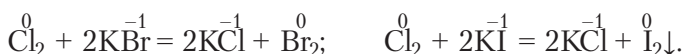
б) хлор рэагуе пры падпальванні або ўздзеянні ультрафіялетавага выпраменьвання: $H_2 + \overset{0}{Cl}_2 \xrightarrow{h\nu} 2H\overset{-1}{Cl}$;

в) бром рэагуе пры награванні: $H_2 + \overset{0}{Br}_2 \xrightleftharpoons{t} 2H\overset{-1}{Br}$, рэакцыя абарачальная;

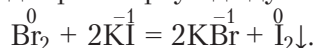
г) ёд уступае ў рэакцыю павольна нават пры награванні, рэакцыя абарачальная: $H_2 + \overset{0}{I}_2 \xrightleftharpoons{t} 2H\overset{-1}{I}$.

Такім чынам, рэакцыйная здольнасць у адносінах да вадароду зніжаецца ў радзе галагенаў $F_2 - Cl_2 - Br_2 - I_2$.

3. **Рэакцыі з растворамі солей галагенавадародных кіслот.** У водных растворах галагенавадародных кіслот, а таксама іх солей больш электраадмоўны галаген выпяцняе менш электраадмоўны. Так, хлор выпяцняе бром і ёд, напрыклад:



Бром выцяснэе толькі ёд з раствораў ёдыду:

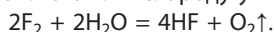


Здольнасць больш актыўных галагенаў выцяснэе менш актыўныя з іх злучэнняў выкарыстоўваецца на практыцы. Напрыклад, бром і ёд атрымліваюць пры дзеянні хлору на іх злучэнні.

Фтору рэакцыя выцяснення з раствораў менш актыўных галагенаў не ўласцівая, бо фтор уступае ў рэакцыю з вадой.



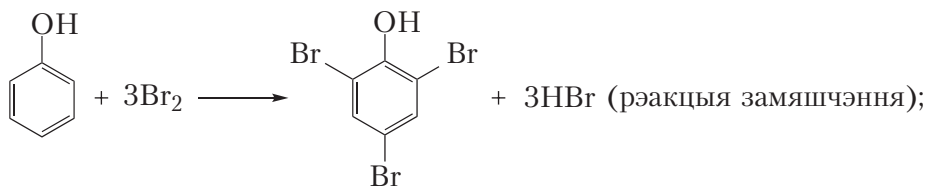
Фтор з вадой рэагуе, акісляючы атамы кіслароду ў малекулах вады:



Пры растварэнні хлору ў вадзе працякае абарачальная рэакцыя: $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCl} + \text{HOCl}$. Утвораны раствор называюць хлорнай вадой. Аналагічна адбываецца растварэнне ў вадзе броду і ёду, але раўнаважкія канцэнтрацыі прадуктаў памяншаюцца ў радзе $\text{Cl}_2 — \text{Br}_2 — \text{I}_2$.

4. Рэакцыі з арганічнымі рэчывамі. Галагенаванне арганічных злучэнняў адбываецца часцей за ўсё ў рэакцыях замяшчэння (насычаных і араматычных вуглеводароды) або далучэння (ненасычаных і араматычных вуглеводароды). Напрыклад:

- хлраванне метану: $\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{h\nu} \text{CH}_3\text{Cl} + \text{HCl}$ (рэакцыя замяшчэння);
- брамаванне бензолу: $\text{C}_6\text{H}_6 + \text{Br}_2 \xrightarrow{\text{FeCl}_3} \text{C}_6\text{H}_5\text{Br} + \text{HBr}$ (рэакцыя замяшчэння);
- узаемадзеянне бромавай вады з фенолам:



- хлраванне этылену: $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_2\text{Cl}-\text{CH}_2\text{Cl}$ (рэакцыя далучэння).

З курсаў біялогіі і арганічнай хіміі вам таксама вядома, што ёд узаемадзейнічае з растворам крухмалу, утвараючы злучэнне сіняга колеру, а бромавую ваду выкарыстоўваюць як рэагент на алкены, фенол, анілін.



Біялагічнае значэнне галагенаў і іх злучэнняў

Злучэнні галагенаў выконваюць значную ролю ў жыццядзейнасці арганізмаў чалавека і жывёл.

Фтор удзельнічае ў будове касцявога шкілета і зубной эмалі, у працэсах абмену рэчываў у мышцах, залозах, нервовай тканцы. Пры недастатковым утрыманні фтору ў прадуктах харчавання і пітной вадзе адбываецца пашкоджанне зубной эмалі. Лішак фтору таксама дрэнна ўздзейнічае: прыводзіць да разбурэння зубной эмалі і шкілета.

Хлор уваходзіць у састаў салянай кіслаты як кампанента страўнікавага соку і забяспечвае страваванне ежы, удзельнічае ў абмене рэчываў. Пастаянная канцэнтрацыя кіслаты ў страўніку падтрымліваецца за кошт кухоннай солі, якая паступае ў арганізм з прадуктамі харчавання.

Бром рэгулюе працэсы ўзбуджэння і тармажэння цэнтральнай нервовай сістэмы. Менавіта таму пры лячэнні нервовых хвароб (бяссонніцы, істэрыі, неўрастаніі ды інш.) выкарыстоўваюць бромзмяшчальныя прэпараты.

Ёд адыгрывае значную ролю ў працы шчытападобнай залозы. Найважнейшай функцыяй выпрацаваных у ёй гармонаў з'яўляецца рэгуляцыя працы мозгу і сэрца, мускульнага ўзбуджэння. Недахоп ёду прыводзіць да павелічэння шчытападобнай залозы, запаволення разумовага і фізічнага развіцця.

Вельмі важна з прадуктамі харчавання атрымліваць дастатковую колькасць кожнага мікраэлемента, бо іх недахоп можа стаць пагрозай здароўю.



Фтор, бром, ёд утрымліваюцца ў наступных прадуктах харчавання.

F	Лісце салаты, шпінат, яблыкі, грэйпфруты, збожжавыя, рыс, бульба, арэхі, цыбуля, чай; прадукты жывёльнага паходжання: марская рыба і морапрадукты, курыца, яйкі, малако, мяса і субпрадукты
Br	Бабовыя: фасоль, гарох, сачавіца; арэхі, збожжавыя, марскія водарасці
I	Морапрадукты: марская капуста, рыба; малочныя прадукты: малако, сыр, тварог; гародніна: бульба, морква, буракі, цыбуля, памідоры, шпінат, бабовыя; садавіна і ягады: яблыкі, слівы, вінаград, вішні, суніцы; крупы: проса, грэчка



Для атамаў фтору характэрны ступені акіслення 0, –1; для хлору, брома і ёду: –1, 0, +1, +3, +5, +7.

Галагены з'яўляюцца акісляльнікамі ў рэакцыях з металамі і неметаламі, атамы якіх маюць меншую электраадмоўнасць.

У VIIA-групе акісляльныя ўласцівасці простых рэчываў галагенаў слабеюць пры пераходзе ад фтору да ёду.

Пры галагенаванні арганічных злучэнняў працякаюць, як правіла, рэакцыі замяшчэння або далучэння.

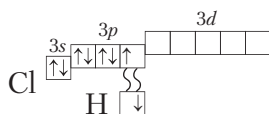
Пытанні, заданні, задачы

1. Укажыце: а) сімвалы элементаў галагенаў; б) формулы простых рэчываў галагенаў; в) біялагічную ролю кожнага з галагенаў; г) па тры прадукты харчавання, якія ўтрымліваюць у значнай колькасці фтор, бром, ёд.
2. Для рада рэчываў $F_2 — Cl_2 — Br_2 — I_2$ пакажыце заканамернасць змены: а) тэмпературы плаўлення; б) тэмпературы кіпення; в) актыўнасці ў рэакцыі з вадародам; г) актыўнасці ў рэакцыі з металамі. Дайце тлумачэнні.
3. Разлічыце адносную шчыльнасць хлору па паветры.
4. Балон змяшчае 15 кг вадкага хлору. Разлічыце яго колькасць.
5. Складзіце формулы электронных канфігурацый атамаў фтору і хлору. Пакажыце падабенства і адрозненне ў электроннай будове гэтых атамаў.
6. Бром масай 4 г растварылі ў вадзе аб'ёмам 250 см^3 . Разлічыце масавую долю броду ў бромавай вадзе.
7. Складзіце ўраўненні рэакцый: а) хлору з жалезам, натрыем, ёдыдам натрыю, этанам; б) броду з жалезам, алюмініем, ёдыдам натрыю, бензолам; в) бромавай вады з ёдыдам алюмінію, этыленам, фенолам, анілінам.
8. У балоне змяшчаецца звадкаваны хлор масай 50 кг. Вызначце, які аб'ём зойме хлор пры н. у.
9. Вызначце хімічную формулу солі, у якой масавая доля калію складае 31,836 %, хлору — 28,980 %, кіслароду — 39,184 %. Вызначце ступені акіслення атамаў.
10. У пранумараваных прабёрках знаходзяцца растворы фенолу, ёдыду натрыю, хларыду калію. Прапануйце план распазнання рэчываў з дапамогай аднаго рэактыву. Складзіце ўраўненні адпаведных рэакцый.



§ 31. Злучэнні галагенаў

Да найважнейшых злучэнняў галагенаў адносяць галагенавадароды саставу HX (X — элемент галаген) і іх водныя растворы — галагенавадародныя кіслоты, а таксама ўтвораныя імі солі. Атамы ў малекулах галагенавадародаў звязаны кавалентнай палярнай адзінарнай σ -сувяззю. На малюнку 70 паказана ўтварэнне хімічнай сувязі ў малекуле HCl .



Электронна-графічная схема ўтварэння сувязі



Электронная і структурная формулы

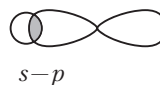


Схема перакрыцця арбітaley вадароду (1s) і хлору (3p)



Маштабная мадэль малекулы

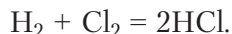
Мал. 70. Мадэлі ўтварэння хімічнай сувязі ў малекуле хлоравадароду

Хлоравадародная кіслата

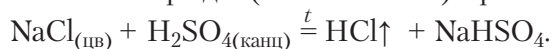
Хлоравадародная (саяная) кіслата HCl — буйнатанажны прадукт хімічнай прамысловасці. Яна з'яўляецца водным растворам хлоравадароду, які ўяўляе сабой бясколерны газ з рэзкім пахам. Растваральнасць HCl пры $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ складае каля 450 аб'ёмаў на 1 аб'ём вады.

Канцэнтраваная саяная кіслата, якая ўтрымлівае 36–38 % хлоравадароду і мае шчыльнасць $1,19\text{ г/см}^3$, дыміць на паветры, бо з яе вылучаецца газападобны хлоравадарод. Разбаўленыя растворы HCl не дымяць.

У прамысловасці саяную кіслату атрымліваюць растварэннем у вадзе хлоравадароду. Пры гэтым хлоравадарод сінтэзуюць з простых рэчываў:



У лабараторных умовах хлоравадарод атрымліваюць уздзеяннем канцэнтраванай сернай кіслаты на хларыды (NaCl або KCl) пры награванні (мал. 71):

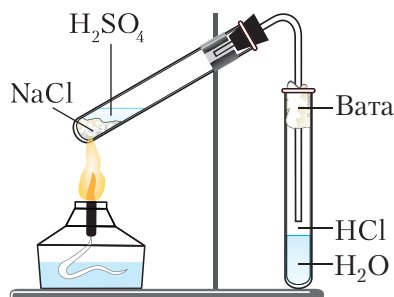


Хімічныя ўласцівасці. З'яўляючыся моцным электралітам, хлоравадародная кіслата дысацыіруе з утварэннем іонаў вадароду і хларыд-іонаў:



і валодае ўсімі агульнымі ўласцівасцямі кіслот: дзейнічае на індыкатары і ўтварае солі (хларыды) пры ўзаемадзеянні з металамі (1), асноўнымі і амфатэрнымі аксідамі (2), гідраксідамі металаў (3), солямі (4):

1	$\text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$ метал	$\text{Fe}^0 + 2\text{H}^+ = \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2\uparrow$
2	$\text{MgO} + 2\text{HCl} = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ аксід асноўны	$\text{MgO} + 2\text{H}^+ = \text{Mg}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$
	$\text{ZnO} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ аксід амфатэрны	$\text{ZnO} + 2\text{H}^+ = \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$
3	$\text{KOH} + \text{HCl} = \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ аснова (шчолач)	$\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$
	$\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} = \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ амфатэрны гідраксід	$3\text{H}^+ + \text{Al}(\text{OH})_3 = \text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$
4	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$ соль	$2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$



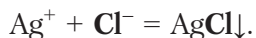
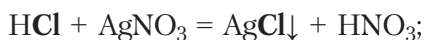
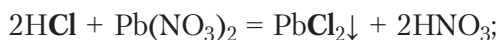
Мал. 71. Атрыманне саянай кіслаты ў лабараторыі

Да *спецыфічных* уласцівасцей салянай кіслаты варта аднесці рэакцыі, абу-
моўленыя наяўнасцю аніёна Cl^- . Вылучым два найважнейшыя.

1. Рэакцыі акіслення хларыд-іонаў. Іон хлору ў складзе хлоравадарод-
най кіслаты мае найніжэйшую ступень акіслення -1 і здольны яе павышаць
пры страце электронаў. Значыць, за кошт іонаў хлору кіслата з'яўляецца ад-
ноўнікай. Напрыклад, для атрымання хлору ў лабараторыі выкарыстоўваюць
рэакцыю канцэнтраванай салянай кіслаты з моцнымі акісляльнікамі (MnO_2 ,
 KMnO_4 , KClO_3):



2. Рэакцыі звязвання аніёна Cl^- з катыёнамі некаторых металаў, на-
прыклад свінцу Pb^{2+} , серабра Ag^+ у растворы. Гэта ілюструюць ураўненні
рэакцый:



Дзеянне нітрату серабра(I) прыводзіць да ўтварэння белага тварожыста-
га асадку AgCl , што выкарыстоўваюць як тэст (якая рэакцыя) на хларыд-
іоны (Дадатак 3).

Супастаўленне ўласцівасцей галагенавадародных кіслот і іх солей

Фторавадарод HF з'яўляецца вадкасцю пры тэмпературах, ніжэйшых за
 19°C , а HCl , HBr , HI — газападобныя рэчывы пры н. у. (табл. 23). Рэзкае адроз-
ненне HF па агрэгатным стане можна растлумачыць утварэннем вадародных
сувязей паміж палярнымі малекуламі рэчыва: $\text{H}-\text{F} \cdots \text{H}-\text{F} \cdots \text{H}-\text{F} \cdots \text{H}-\text{F}$.

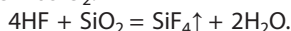
Табліца 23. Галагенавадароды

Галагенавадароды	HF	HCl	HBr	HI
Даўжыня сувязі, нм	0,092	0,128	0,141	0,161
Энергія сувязі, кДж/моль	565	431	364	297
Тэмпература плаўлення, $^\circ\text{C}$	-83	-114	-87	-51
Тэмпература кіпення, $^\circ\text{C}$	19,5	-85	-67	-35
Агрэгатны стан (пры н. у.)	Вадкасць	Газ	Газ	Газ

Асацыяты малекул фторавадароду настолькі трывалыя, што не разбураюцца (прысутнічаюць) нават у газавай фазе да 90 °С. Фторавадарод валодае неабмежаванай растваральнасцю ў вадзе. Яго раствор з'яўляецца слабай кіслотой (фторавадародная кіслата): $\text{HF} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{F}^-$. Нізкая сіла кіслаты HF абумоўлена высокай трываласцю (энергіяй) сувязі ў малекуле.



Плавіковая (фторавадародная) кіслата здольная раствараць («плавіць») шкло $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$:



Якаснае
вызначэнне
хларыд-, брамід-
і ёдыд-іонаў

Астатнія галагенавадароды добра растваральныя ў вадзе і ўяўляюць сабой моцныя кіслоты: $\text{HBr} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Br}^-$; $\text{HI} \rightarrow \text{H}^+ + \text{I}^-$.

Большасць солей, якія ўтвараюцца гэтымі кіслотамі, добра растваральныя ў вадзе. Для якаснага вызначэння ў растворах хларыд-, брамід- і ёдыд-іонаў выкарыстоўваюць рэакцыю з растворам нітрату серабра(I) AgNO_3 . Пры гэтым хларыды ўтвараюць белы тварожысты асадак AgCl , браміды — светла-жоўты AgBr , ёдыды — жоўты AgI (табл. 24, Дадатак 3):



Гэтыя асадкі не раствараюцца ў азотнай кіслаце.

Нітрат серабра(I) не ўтварае асадку з растваральнымі фтарыдамі, таму фтарыд-іоны вызначаюць з дапамогай раствору CaCl_2 (Дадатак 3):



Табліца 24. Якасныя рэакцыі на аніёны галагенавадародных кіслот

Назва кіслаты і яе хімічная формула		Солі	Якасныя рэакцыі на аніёны		
			Іон	Рэактыў	Прыкмета рэакцыі
Фторавадародная (плавіковая)	HF	Фтарыды	F^- фтарыд	CaCl_2	Белы асадак CaF_2 $\downarrow \bigcirc$
Хлоравадародная (саляная)	HCl	Хларыды	Cl^- хларыд	AgNO_3	Белы тварожысты асадак AgCl $\downarrow \bigcirc$
Бромавадародная	HBr	Браміды	Br^- брамід	AgNO_3	Светла-жоўты асадак AgBr $\downarrow \bigcirc$
Ёдавадародная	HI	Ёдыды	I^- ёдыд	AgNO_3	Жоўты асадак AgI $\downarrow \bigcirc$

Прымяненне галагенаў і іх злучэнняў

Галагены знаходзяць вельмі шырокае прымяненне і як простыя рэчывы, і ў выглядзе злучэнняў. Гэта ілюструюць даныя табліцы 25.

Табліца 25. Ужыванне галагенаў і некаторых іх злучэнняў

Галаген	Злучэнне	Найважнейшыя сферы ўжывання
Фтор	$\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ (крыяліт)	Вытворчасць алюмінію
	NaF (фтарыд натрыю)	Дадатак да зубных пастаў. Медыцынскі прэпарат
	HF (плавіковая кіслата)	Шкляная прамысловасць. Вытворчасць алюмінію
	$-(\text{CF}_2-\text{CF}_2)_n$ (тэфлон)	Тэрмастойкі палімер. Антыпрыгарнае пакрыццё для патэльнаў, прасаў
Хлор	Cl_2 (хлор)	Абездзаражванне пітной вады. Адбелванне лляных і баваўняных тканін. Арганічны сінтэз. Атрыманне каляровых металаў з руды. Атрыманне сялянй кіслаты
	NaClO (гіпахларыт натрыю)	Кампанент адбелвальных сродкаў
	HCl (сяляная кіслата)	Хімічная прамысловасць
	NaCl (галіт)	Харчовая дабаўка. Сыравіна для вытворчасці хлору, натрыю, гідраксиду натрыю
Бром	Br_2 (бром)	Арганічны сінтэз: вытворчасць антыпірэнаў (інгібітары гарэння), каўчуку, сродкаў аховы раслін. Вытворчасць медыцынскіх прэпаратаў
Ёд	I_2 (ёд)	Медыцына — спіртавы раствор (5–10 %). Фармацэўтычная прамысловасць



Хлор утрымліваецца ў вельмі небяспечным для жыцця і здароўя рэчыве — дыаксіне, які можа ўтварыцца ў выніку рэакцый арганічных рэчываў і хлору пры высокіх тэмпературах. Арганічныя злучэнні хлору і фтору (напрыклад, фрэону) вучоныя лічаць адной з прычын разбурэння аэравага слоя Зямлі.

Растворы галагенавадародаў з'яўляюцца кіслотамі.

Хлоравадарод атрымліваюць сінтэзам з простых рэчываў або дзеяннем канцэнтраванай сернай кіслаты на цвёрды хларыд натрыю.

Саляная кіслата з'яўляецца акісляльнікам за кошт вадароду і адноўнікам за кошт хлору.

Выявіць хларыд-, бромід- і ёдыд-іоны можна з дапамогай раствору нітрату серабра(I). Нерастваральныя галагеніды серабра адрозніваюцца колерам: AgCl — белы, AgBr — светла-жоўты, AgI — жоўты.

Пытанні, заданні, задачы

1. Запішыце хімічныя формулы і назавіце агрэгатны стан галагенавадародаў пры нармальных умовах.

2. З пераліку Mg(OH)_2 , FeCl_2 , FeCl_3 , $\text{Fe(NO}_3)_3$, HBr , HCl , MgCl_2 , ZnSO_4 выпішыце формулы і назавіце рэчывы, якія пры дзеянні раствору AgNO_3 утвараюць белы тварожысты асадок.

3. Вызначце ступені акіслення атамаў у злучэннях: KClO_3 , HClO_4 , Cl_2 , KCl . У якім з іх атамы хлору могуць выступаць толькі ў ролі адноўніку?

4. Вызначце масу хлоравадароду ў порцыі салянай кіслаты масай 50 г з масавай доляй рэчыва 12 %.

5. Разлічыце аб'ём хлоравадароду (н. у.), які можа вылучыцца пры дзеянні канцэнтраванай сернай кіслаты на хларыд натрыю масай 100 г.

6. Запішыце хімічныя формулы рэчываў, якія рэагуюць з салянай кіслотой: медзь, аксід медзі(II), аксід кальцыю, аксід вугляроду(IV), жалеза, гідраксід цынку, сульфат натрыю, карбанат натрыю. Растлумачце свой выбар. Складзіце ўраўненні адпаведных рэакцый.

7. Прапануйце план эксперыментальнага вызначэння раствораў ёдыду калію, броміду натрыю і фтарыду натрыю, якія знаходзяцца ў пранумараваных прабірках, выкарыстоўваючы: а) рэакцыі замяшчэння; б) рэакцыі абмену. Запішыце ўраўненні адпаведных рэакцый у малекулярнай і іоннай формах.

8. Растлумачце прычыны парушэння паслядоўнай змены тэмператур кіпення галагенавадародаў на малюнку 44 у § 17.

9. Вызначце масавую долю рэчыва ў растворы, атрыманым пры растварэнні хлоравадароду аб'ёмам 40 дм^3 (н. у.) у вадзе аб'ёмам 120 см^3 .

10. Для атрымання броду газападобны хлор прапусцілі праз раствор масай 2 кг з масавай доляй броміду калію 0,12 %. Разлічыце масу атрыманага броду.



§ 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.

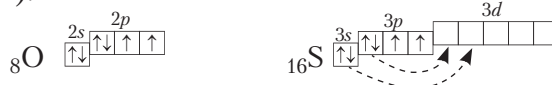
Сера — шаснаццаты па распаўсюджанасці элемент, сустракаецца як у выглядзе злучэнняў, так і ў самародным стане (табл. 26).

8	
6	O
2	кісларод
$1s^2 2s^2 2p^4$	
15,9994	
16	
6	S
8	сера
2	
[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 меддзю, 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 -падузровень. 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 трупай жывёл, можна растлумачыць вылучэннем злучэнняў серы (меркаптанаў і серавадароду), якія ўтвараюцца пры раскладанні бялкоў.

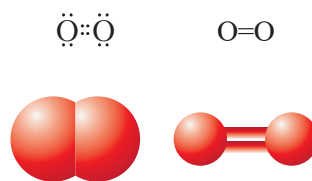
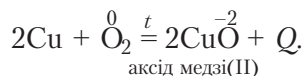
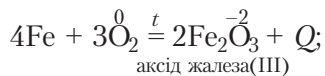
Кісларод як простае рэчыва

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, злёгку блакітнаватая вадкасць, якая кіпіць пры тэмпературы $-183\text{ }^\circ\text{C}$. Цвёрды кісларод уяўляе сабой сінія крышталі, што плаваюцца 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.

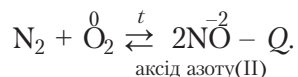
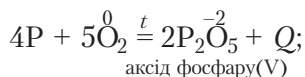
1. Кісларод узаемадзеінічае з *металамі*:



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

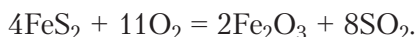
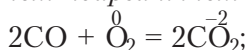
Ён акісляе практычна ўсе металы, акрамя серабра, золата і плаціны. З актыўнымі металамі кісларод можа ўтвараць не толькі аксіды, але і пераксіды (Na_2O_2), надпераксіды (KO_2) або іншыя бінарныя злучэнні.

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

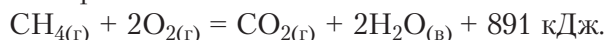


З хлорам, бромам і ёдам кісларод не рэагуе.

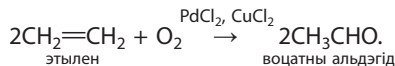
3. Кісларод акісляе *складаныя неарганічныя і арганічныя рэчывы*:



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

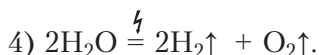
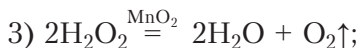
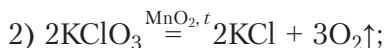


У арганічным сінтэзе кісларод шырока ўжываецца ў рэакцыях *каталітычнага акіслення*:



Атрыманне кіслароду

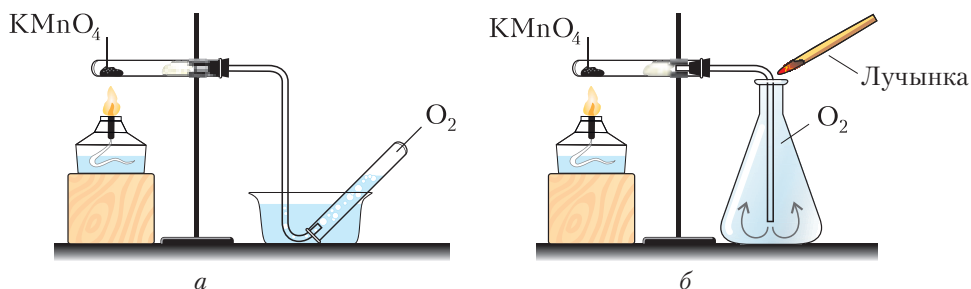
У прамысловасці кісларод атрымліваюць раздзяленнем вадкага паветра, невялікія порцыі захоўваюць у балонах блакітнага колеру, а ў лабараторыях — у газаметрах (мал. 73). Найважнейшым лабараторным спосабам яго атрымання служыць раскладанне некаторых кісларод-змяшчальных рэчываў — перманганату калію, берталетавай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



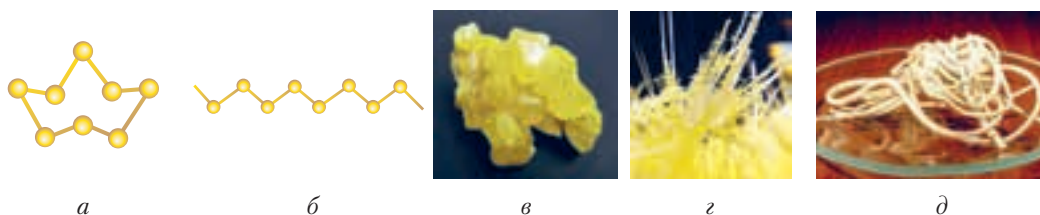
Азон утвараецца пры працы лазерных прынтараў, крыніц рэнтгенаўскага і ультрафіялетавага выпраменьвання. Памежна дапушчальная канцэнтрацыя (ПДК) аэрозолю ў паветры працоўнай зоны складае 0,1 мг/м³. Характэрны пах аэрозолю адчуваецца ўжо пры канцэнтрацыях 0,004–0,010 мг/м³, гэта значыць у шмат разоў ніжэйшых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

Ваду абеззаражваюць хлараваннем або аэраваннем. Аэраванне 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,
 г — 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
$\overset{0}{\text{S}} + \text{O}_2 \xrightarrow{t, +4} \text{SO}_2 + Q$ (аксід серы(IV))	$\overset{0}{\text{S}} + \text{H}_2 \xrightarrow{t, -2} \text{H}_2\text{S}$ (серавадарод); $\text{Zn} + \overset{0}{\text{S}} \xrightarrow{t, -2} \text{ZnS}$ (сульфід цынку); $2\text{Al} + 3\overset{0}{\text{S}} \xrightarrow{t, -2} \text{Al}_2\text{S}_3$ (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

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

Электронная канфігурацыя валентна-га слоя халькагенаў ns^2np^4 . Найніжэйшая ступень іх акіслення –2.

Кісларод 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 , H_2 , O_2 . 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 м^3 (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) $CH_4 \xrightarrow{1} H_2O \xrightarrow{2} H_2 \xrightarrow{3} H_2S \xrightarrow{4} SO_2$; б) $KClO_3 \xrightarrow{1} O_2 \xrightarrow{2} H_2O \xrightarrow{3} H_2 \xrightarrow{4} CH_3-CH_3$.

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



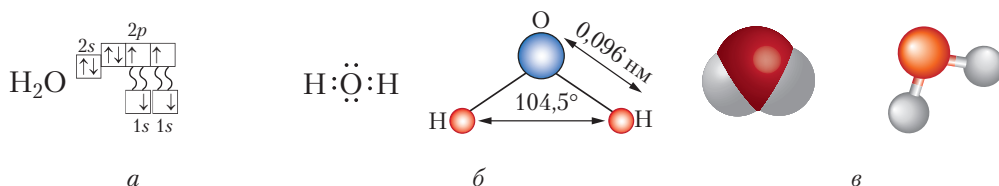
§ 33. Вадародныя злучэнні кіслароду і серы

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).



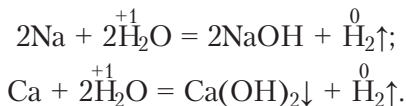
Мал. 77. Будова малекулы вады: а — электронна-графічная схема ўтварэння сувязей, б — электронная формула і вуглавая будова, в — маштабная і шарастрыжнёвая мадэль

Асаблівасці фізічных уласцівасцей. Вада не мае колеру, смаку, паху, валодае высокай цеплаёмістасцю. Вада існуе ў прыродзе ў трох аграгатных 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:*

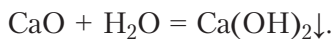


Большасць металаў, размешчаных у радзе актыўнасці паміж алюмініем і вадародам, уступаюць у рэакцыю з парамі вады з утварэннем вадароду і аксідаў металаў. Металы, размешчаныя пасля вадароду, ні пры якіх умовах з вадой не рэагуюць. Больш дэтальна вы вывучыце рэакцыі ўзаемадзеяння металаў з вадой у раздзеле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

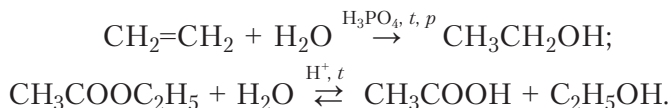
2. Узаемадзеянне вады з *кіслотнымі аксідамі* прыводзіць да ўтварэння кіслот:



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:

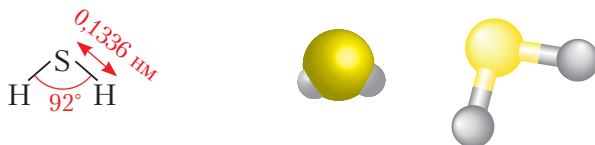


Гідроліз бялкоў, ды- і поліцукрыдаў, тлушчаў — гэта першы этап засваення (стрававання) ежы.



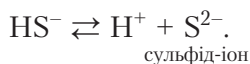
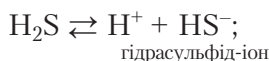
Серавадарод

Будова малекулы. Будову малекулы серавадароду 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, масштабная 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 становіліся 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 пацягнення карцін старых майстроў з'яўляецца выкарыстанне імі свінцовых бялілаў. Узаемадзеяннічаючы 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 нецеплага выпраменьвання — люмінафоры (CdS , ZnS), змазачныя матэрыялы (MoS_2), паўправаднікі (CuS , CdS , PbS і іншыя).

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

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 вадкі 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) вадкі; б) серавадароду. Якое фізіялагічнае ўздзеянне серавадароду на арганізм?
- Апішыце прасторавую будову: а) малекулы вадкі; 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 вадкі; б) малекуламі вадкі 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) анамальна 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°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 растворе, калі вядома, што аб'ём раствору роўны $2,5 \text{ дм}^3$.

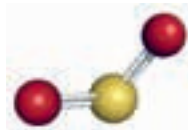
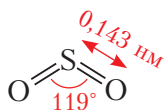
10. Серавадарод аб'ёмам $1,12 \text{ дм}^3$ (н. у.) прапусцілі праз раствор масай 125 г з масавай доляй сульфату медзі(II), роўнай 10% . Разлічыце масавую долю солі ва ўтвораным растворе.



§ 34. Кіслародныя злучэнні серы

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

Аксід серы(IV)



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

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

Фізічныя ўласцівасці. Аксід серы(IV) пры нармальных умовах уяўляе сабой бясколёрны газ з характэрным рэзкім пахам — пахам запалкі, якая загараецца. Газ таксічны. У адным аб'ёме вады раствараецца каля 40 аб'ёмаў газу пры 20°C , што значна ніжэй, чым у выпадку хлоравадароду і аміяку. Тэмпература яго кіпення нашмат вышэйшая, чым у кіслароду, і роўная -10°C . Газ лёгка звяд-

коўваецца 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.

Пры павышэнні ступені акіслення атамы серы «губляюць» электроны. Гэта азначае, што аксід праяўляе ўласцівасці адноўніку — рэагуе з акісляльнікамі, напрыклад з кіслародам, хлорам. Паніжаючы ступень акіслення, атамы серы далучаюць электроны, а сярністы газ выступае ў ролі акісляльніка. Гэта адбываецца пры ўзаемадзеянні з моцнымі адноўнікам, напрыклад CO , PH_3 .

Пракаментуем сказанае і растлумачым ураўненнямі хімічных рэакцый.

I. *Рэакцыі без змены ступені акіслення.*

1. *Рэакцыя з вадой.* Пры прапусканні сярністага газу праз вадку, у якую дададзены лакмус, афарбоўка мяняецца ад фіялетавай да чырвонай — утвараецца сярністая кіслата:

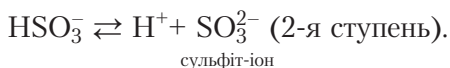


Структурная формула сярністай кіслаты паказана на малюнку 81.

Сярністая кіслата з'яўляецца слабай. Як двухасноўная кіслата яна дысацыіруе ступеньчата:



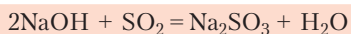
гідрасульфит-іон



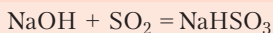
сульфит-іон

Гэта таксама азначае, што сярністая кіслата ўтварае два рады солей — сярэднія (сульфіты) і кіслыя (гідрасульфіды).

2. *Рэакцыя з растворамі шчолачай* прыводзіць да ўтварэння солей. Састаў прадуктаў залежыць ад мольных суадносін рэагентаў:

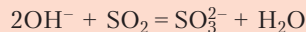


2 : 1 або лішак шчолачы



1 : 1 або лішак кіслотнага аксиду

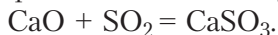
(сульфит натрыю)



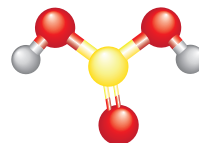
(гідрасульфит натрыю)



3. *З асноўнымі аксідамі* сярністы газ таксама ўтварае солі:



Мал. 80.
Захоўванне
звадкаванага
сярністага
газу
(сярністага
ангідрыду)



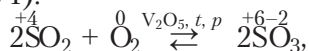
Мал. 81. Структурная формула
і шарастрыжнёвая мадэль
малекулы сярністай кіслаты



Рэакцыя
сярністага газу
з вадой

II. Рэакцыі са змяненнем ступені акіслення.

Рэакцыі з акісляльнікамі. Узаемадзеянне з кіслародам прыводзіць да ўтварэння аксиду серы(VI):

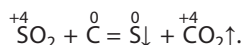


што сведчыць аб аднаўленчых уласцівасцях аксиду серы(IV).

Рэакцыя абарачальная, працякае са значнай скорасцю толькі пры павышанай тэмпературы (больш за 440 °C) у прысутнасці каталізатараў (напрыклад, V₂O₅).



Рэакцыі з адноўнікамі. Прыкладам такой рэакцыі можа служыць утылізацыя сярністага газу вугляродам. Так атрымваюць серу з адыходзячых газаў у металургічнай прамысловасці:

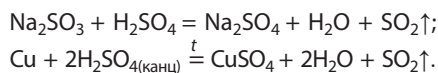


Ужыванне аксиду серы(IV). Сярністы газ у прамысловых маштабах з'яўляецца прамежковым прадуктам пры атрыманні сернай кіслаты. Як харчовая дабаўка (E220) ён выкарыстоўваецца ў харчовай прамысловасці ў якасці кансерванту. Ён абкурваюць сховішчы гародніны, пладоў і садавіны для абеззаражвання. Яго ўжываюць для адбелвання шоўку і воўны, бо хлор у дадзеным выпадку выкарыстоўваць нельга.



Сярністы газ утвараецца пры спальванні серы і абпале сульфідаў металаў (напрыклад, пірыту, сульфиду цынку).

Аксід серы(IV) у лабараторыі атрымліваюць дзеяннем сернай кіслаты на сульфіды або медзь:



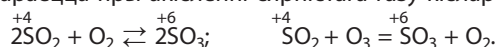
Варта адзначыць, што сярністы газ — адзін з забруджвальнікаў атмасферы. Яго крыніцай з'яўляюцца прадпрыемствы чорнай і каляровай металургіі, цеплаэлектрастанцыі.

Аксід серы(VI)

Аксід серы(VI) $\overset{+6}{\text{SO}}_3$ — найвышэйшы аксід серы (мал. 82).

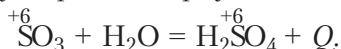


Аксід серы(VI) утвараецца пры акісленні сярністага газу кіслародам або азомам:

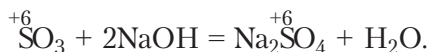


Фізічныя ўласцівасці. Акід серы(VI) з'яўляецца бясколернай вадкасю ў вузкім інтэрвале тэмператур: ад 16,9 °C да 44,9 °C. Валодае задушлівым пахам. Пры кантакце са скурай выклікае цяжкія апёкі.

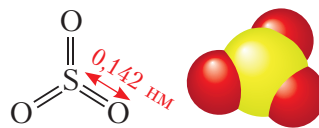
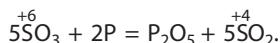
Хімічныя ўласцівасці. SO_3 — тыповы кіслотны акід і моцны акісляльнік. Як *кіслотны* акід рэагуе з вадой, утвараючы серную кіслату:



У рэакцыях са шчолачамі і асноўнымі акідамі ўтварае солі:



Як *акісляльнік* SO_3 рэагуе з адноўнікам. Атамы серы ў саставе акіду маюць найвышэйшую ступень акіслення +6 і могуць яе толькі паніжаць, прымаючы электроны ад адноўнікаў. Прыкладам акісляльных уласцівасцей акіду серы(VI) можа служыць рэакцыя з фосфарам як адноўнікам:



Мал. 82. Структурная формула і маштабная мадэль малекулы акіду серы(VI)



Найважнейшымі кіслароднымі злучэннямі серы з'яўляюцца два кіслотныя акіды — акід серы(IV), або сярністы газ SO_2 , і акід серы(VI) SO_3 . Як кіслотныя акіды яны ўтвараюць кіслоты пры ўзаемадзеянні з вадой і солі ў рэакцыях са шчолачамі і асноўнымі акідамі.

Акід серы(IV) SO_2 праяўляе і акісляльныя, і аднаўленчыя ўласцівасці, а акід серы(VI) SO_3 — толькі акісляльныя.

Пытанні, заданні, задачы

- Запішыце формулы акідаў серы і адпаведных ім кіслот, пакажыце іх назвы.
- Назавіце сферы прымянення сярністага газу.
- У колбу з дыстыляванай вадой непрацяглы час прапускалі сярністы газ, а потым дадалі некалькі кропель індыкатару. Назавіце афарбоўку змесціва колбы, калі гэтым індыкатарам быў: а) лакмус; б) метыларанж; в) фенолфталеін.
- Для сярністага газу разлічыце: а) шчыльнасць пры н. у. па формуле $\rho = \frac{M}{V_m}$ (г/дм³); б) адносную шчыльнасць па вадародзе; в) адносную шчыльнасць па паветры.

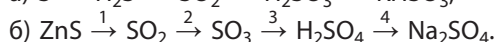
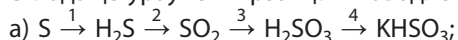
5. Запоўніце табліцу «Хімічныя ўласцівасці аксідаў серы» адпаведнымі ўраўненнямі рэакцый для рэагентаў H_2O , KOH , CaO , O_2 .

Рэагенты	Аксід серы(IV)	Аксід серы(VI)

Зрабіце выснову пра падабенства і адрозненне хімічных уласцівасцей названых аксідаў серы.

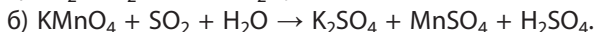
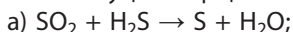
6. Разлічыце, чаму роўны аб'ём (н. у.) аксіду серы(IV), які прарэагаваў з раствором гідраксіду натрыю, калі пры гэтым утварылася сярэдняя соль масай 37,8 г.

7. Складзіце ўраўненні рэакцый паводле схемы, назаўважце кожнае з зыходных рэчываў:



8. Разлічыце мінімальны аб'ём (н. у.) сярністага газу, які трэба прапусціць праз раствор масай 200 г з масавай доляй гідраксіду натрыю 2 %, каб атрымаць толькі кіслую соль.

9. Расстаўце каэфіцыенты метадам электроннага балансу:

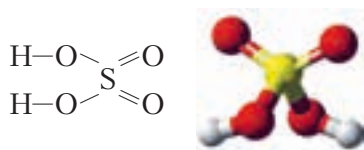


Пакажыце, акісляльнікам або адноўнікам з'яўляецца SO_2 .

10. Разлічыце масавую долю серы ў сумесі, якая змяшчае сульфід натрыю колькасцю 0,5 моль і гідрасульфід натрыю колькасцю 0,2 моль.



§ 35. Серная кіслата

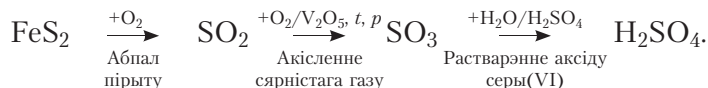


Мал. 83. Структурная формула і шарастрыжнёвая мадэль малекулы сернай кіслаты

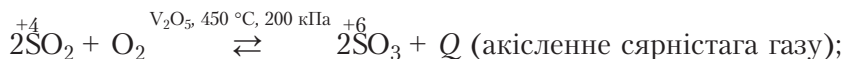
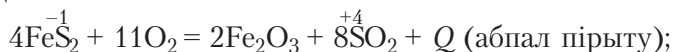
Серная кіслата H_2SO_4 — найважнейшая з мінеральных кіслот.

Гэта рэчыва малекулярнай будовы. Са структурнай формулы відаць, што серная кіслата з'яўляецца гідраксідам і адносіцца да двухасноўных кіслот (мал. 83).

Прамысловае атрыманне сернай кіслаты — многастадыйны працэс, сыравіна для яго — гэта пірыт (жалезны або серны калчадан) FeS_2 і іншыя сульфідныя руды, сера S , серавадарод H_2S (з нафты), адкіды металургічнай вытворчасці. Схема атрымання кіслаты з пірыту выглядае так:



Як відаць, працэс уключае тры стадыі, якія паказваюцца наступнымі ўраўненнямі рэакцый:



На трэцяй стадыі аксід серы(VI) SO_3 у паглынальнай вежы арашаецца канцэнтраванай сернай кіслатой з масавай доляй кіслаты 96–98 % (гэта значыць утрыманне вады ўсяго 2–4 %). Пры гэтым атрымліваюць раствор аксід у серы(VI) у сернай кіслаце (олеум). Ваду для паглынання SO_3 не выкарыстоўваюць, бо з-за вылучэння вялікай колькасці цеплаты ўтвараецца «сернакіслотны туман», які цяжка скандэнсаваць.

Сусветная вытворчасць сернай кіслаты — каля 200 млн тон за год. Самы буйны спажывец сернай кіслаты — вытворчасць мінеральных угнаенняў. Акрамя таго, яна выкарыстоўваецца для атрымання розных мінеральных кіслот і солей, хімічных валокнаў, фарбавальнікаў, выбуховых рэчываў, у прамысловым арганічным сінтэзе, у нафтавай, металаапрацоўчай, тэкстыльнай, гарбарнай, харчовай і іншых галінах прамысловасці (мал. 84), як электраліт у свінцовых акумулятар (мал. 85).

Фізічныя ўласцівасці

Серная кіслата — цяжкая бясколерная алеістая вадкасць, з тэмпературай плаўлення $10,4^\circ\text{C}$, шчыльнасцю $1,84 \text{ г/см}^3$. Яна змешваецца з вадой у любых суадносінах. Пры растварэнні кіслаты ў вадзе вылучаецца значная колькасць цеплаты, што з'яўляецца сведчаннем утварэння трывалых гідратаў. З гэтай прычыны серная кіслата — моцны водаадымальны сродак, яе выкарыстоўваюць для асушэння розных рэчываў, у тым ліку і газаў (мал. 86).



Мал. 84. Сферы выкарыстання сернай кіслаты



Мал. 85. Свінцова-кіслотны акумулятар



Рэчывы,
якія асушаюцца

Канцэнтраваная
серная кіслата

Мал. 86. Эскіатары для захоўвання і сушэння гіграскапічных рэчываў

Важна памятаць: пры разбаўленні кіслату павольна льюць у ваду, каб цяжкія струменьчыкі кіслаты апускаліся на дно пасудзіны. Гэта неабходна для прадукцыйнага распаўсюджвання вадкасці ў выніку моцнага павышэння тэмпературы.

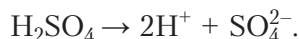
Пры кантакце са скурай серная кіслата выклікае цяжкія апёкі, яе пары шкодзяць слізістым абалонкам і лёгкім.

Хімічныя ўласцівасці

Уласцівасці разбаўленай і канцэнтраванай сернай кіслот істотна адрозніваюцца.

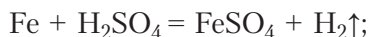
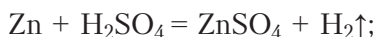
Хімічныя ўласцівасці разбаўленай сернай кіслаты. Разбаўленая серная кіслата — моцны электраліт, яна праяўляе агульныя ўласцівасці кіслот: змяненне колер індыкатараў і ўтварае солі ў рэакцыях з металамі, асноўнымі і амфатэрнымі аксідамі, гідраксідамі металаў, іншымі солямі. Разгледзім канкрэтныя прыклады.

1. *Індыкатары* лакмус і метыларанж афарбоўваюць раствор сернай кіслаты ў чырвоны колер. У разбаўленых растворах серная кіслата дысацыіруе паводле схемы:

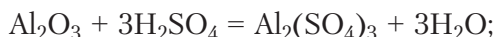
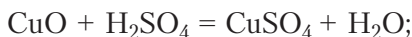


2. *Утварэнне солей:*

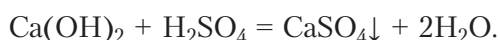
а) *металы*, размешчаныя ў радзе актыўнасці да вадароду, выцясняюць яго з разбаўленых раствораў сернай кіслаты:



б) рэакцыі сернай кіслаты з *асноўнымі* і *амфатэрнымі аксідамі*, як правіла, патрабуюць невялікага нагрэвання для павелічэння скорасці:

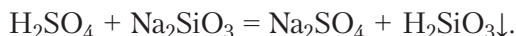


в) у рэакцыях са *шчолачамі* і *нерастваральнымі асновамі* ўтвараюцца солі і вада (нейтралізацыя):



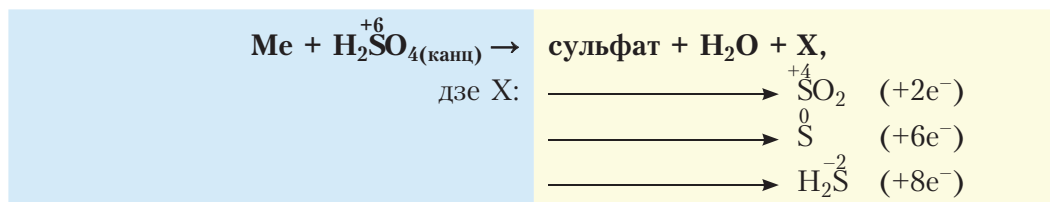
Адзначым, што пры мольных суадносінах шчолачы NaOH і кіслаты H_2SO_4 2 : 1 або лішку NaOH утвараецца сярэдняя соль (сульфат), а пры іх суадносінах 1 : 1 — кіслая соль (гідрасульфат). Такім чынам, лішак шматасноўнай (двухасноўнай) кіслаты H_2SO_4 прыводзіць да ўтварэння кіслых солей;

г) рэакцыі раствораў сернай кіслаты з *солямі* працякаюць у поўнай адпаведнасці з умовамі рэакцый іоннага абмену:



Хімічныя ўласцівасці канцэнтраванай сернай кіслаты. У моцна канцэнтраваных растворах дысацыяцыя сернай кіслаты працякае толькі па першай ступені: $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HSO}_4^-$. Канцэнтраваная серная кіслата — больш моцны акісляльнік, чым разбаўленая. Яе акісляльныя ўласцівасці выяўляюцца перш за ўсё ў рэакцыях з металамі. Адзначым некалькі важных момантаў.

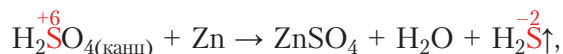
Па-першае, адбываецца аднаўленне не вадароду, а атамаў серы. Прадуктамі аднаўлення з'яўляюцца SO_2 , S і H_2S . Састаў пераважна ўтвораных прадуктаў залежыць як ад канцэнтрацыі кіслаты, так і ад актыўнасці металу як адноўніку. Чым меншая канцэнтрацыя кіслаты і вышэйшая актыўнасць металу, тым мацней аднаўляюцца атамы серы. У агульным выглядзе ўзаемадзеянне канцэнтраванай сернай кіслаты з металамі можна паказаць схемай:

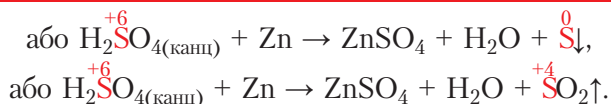


Так, у рэакцыі з металамі, якія знаходзяцца ў радзе актыўнасці *пасля* вадароду (акрамя золата і плаціны), утвараецца аксід серы(IV) SO_2 , напрыклад:



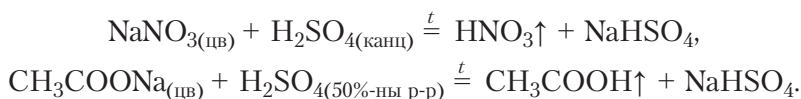
У рэакцыях з металамі, размешчанымі ў радзе актыўнасці да вадароду, могуць утварацца і SO_2 , і S, і H_2S . Напрыклад, схемы рэакцый, якія праходзяць пры ўзаемадзеянні цынку з сернай кіслатай з павелічэннем яе канцэнтрацыі, выглядаюць так:





Па-другое, некаторыя параўнальна актыўныя металы (напрыклад, жалеза, алюміній, хром) канцэнтраванай сернай кіслотой пры пакаёвай тэмпературы пасівіруюцца: на паверхні металу ўтвараецца шчыльная аксідная плёнка. Дзякуючы пасівацыі жалеза магчыма перавозка кіслаты ў сталёвых цыстэрнах.

Сярод іншых асаблівасцей канцэнтраванай сернай кіслаты можна адзначыць наступныя. Яна здольна выпяняць менш моцныя ці больш лятучыя кіслоты (HCl, HNO₃, H₃PO₄, CH₃COOH) з іх солей:

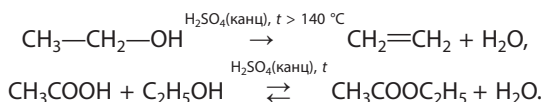


Канцэнтраваная кіслата акісляе *складаныя арганічныя рэчывы*: апальвае паперу, драўніну, скуру, таму з ёй трэба абыходзіцца вельмі асцярожна.

З-за асаблівасці канцэнтраванай сернай кіслаты ўтвараць гідраты H₂SO₄ · nH₂O яе шырока выкарыстоўваюць як моцны водаадымальны сродак, а таксама як каталізатар у *арганічным сінтэзе*.



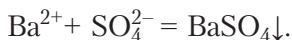
Прымяненне канцэнтраванай сернай кіслаты як водаадымальнага сродку і каталізатару ў арганічным сінтэзе дэманструюць ураўненні рэакцый:



Сульфаты: фізічныя і хімічныя ўласцівасці, прымяненне

Серная кіслата, як было адзначана вышэй, утварае два рады солей — гідрасульфаты (кіслыя) і сульфаты (сярэдня), большасць з якіх добра растваральныя. У цвёрдым выглядзе з кіслых солей вылучаны солі толькі актыўных металаў (KHSO₄, NaHSO₄ і інш.). Сярэдня солі часта ўтвараюць крышталагідраты (Na₂SO₄ · 10H₂O, CuSO₄ · 5H₂O і інш.), таму бязводныя солі (сульфат натрыю, сульфат магнію) выкарыстоўваюць у лабараторнай практыцы ў якасці асушальнікаў. Сульфаты шчолачных металаў маюць дастаткова высокую тэрмічную ўстойлівасць.

Для ідэнтыфікацыі (якаснага выяўлення) сульфат-іонаў часцей за ўсё выкарыстоўваюць растваральныя солі барыю (BaCl_2 або $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$). Пры гэтым утвараецца белы асадок сульфату барыю (Дадатак 3):



Многія сульфаты з'яўляюцца рэчывамі буйнатарнажнай вытворчасці (табл. 28).

Табліца 28. Прымяненне сульфатаў

Хімічная формула і назва	Сферы выкарыстання	
$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ глаўберава соль (мірабіліт) 		Вытворчасць сінтэтычных мыльных сродкаў, цэлюлозы, шкляная вытворчасць, тэкстыльная прамысловасць
$\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ горкая (англійская) соль 		Медыцына — для паніжэння ціску пры ўнутрыценным увядзенні; слабительны сродак. Мікраўгнаенне. Сушэнне растваральнікаў у лабараторнай практыцы бязводным сульфатам магнію
$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ медны купарвас 		Медыцына і раслінаводства — антысептык. У саставе бардоскай сумесі як фунгіцыд
$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ жалезны купарвас 		Сельская гаспадарка — фунгіцыд, дрэваапрацоўчая прамысловасць — антысептык для насычэння драўніны. Вытворчасць мінеральных фарбаў



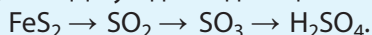
Разбаўленая серная кіслата — моцны электраліт, праяўляе агульныя ўласцівасці кіслот. Канцэнтраваная серная кіслата — моцны акісляльнік.

Серная кіслата як двухасноўная ўтварае два рады соляў — гідрасульфаты (кіслыя) і сульфаты (сярэдня).

Пры ўзаемадзеянні разбаўленай сернай кіслаты з металамі ўтвараюцца соль і вадарод, а канцэнтраванай — соль, вада і прадукты аднаўлення серы — SO_2 , S і H_2S .

Для якаснага выяўлення сульфат-іонаў выкарыстоўваюць растворы хларыду або нітрату барыю.

У аснове прамысловага атрымання сернай кіслаты з пірыту ляжаць рэакцыі, якія ажыццяўляюцца ў адпаведнасці са схемай:



Пытанні, заданні, задачы

1. Запішыце малекулярную і структурную формулы сернай кіслаты. Назавіце сферы яе прымянення.

2. З тэксту параграфа выпішыце формулы: а) кіслых солей; б) крышталегідратаў. Назавіце іх.

3. Складзіце формулы рэчываў: а) сульфат барыю, гідрасульфат літыю, сульфат жалеза(II), сульфат жалеза(III); б) сульфат магнію, сульфат алюмінію, гідрасульфат барыю, сульфат серабра(I).

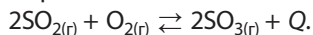
4. З пераліку Mg , Zn , Al , Ag , Fe , Cr , Sn , Cu , Au , Pt выпішыце сімвалы металаў, якія: а) не выцясцяць вадарод з раствору сернай кіслаты; б) пасівіруюцца канцэнтраванай сернай кіслотой.

5. Складзіце ўраўненні рэакцый утварэння кіслых і сярэдніх солей пры ўзаемадзеянні гідраксідаў натрыю і кальцыю: а) з сернай кіслотой; б) сярністай кіслотой; в) аксідам серы(IV). Назавіце ўтвораныя солі.

6. Акід серы(VI) масай 8 г растварылі ў вадзе масай 132 г. Вызначце масавую долю кіслаты ў раствору.

7. Расстаўце каэфіцыенты метадам электроннага балансу ва ўраўненнях рэакцый, якія праходзяць пры ўзаемадзеянні цынку з канцэнтраванай сернай кіслотой рознай канцэнтрацыі, згодна са схемамі на с. 193, 194.

8. Другая стадыя вытворчасці сернай кіслаты з пірыту — акісленне аксіду серы(IV) у акід серы(VI) — заснавана на абарачальнай каталітычнай рэакцыі:



Ва ўмовах вытворчасці SO_3 з'яўляецца газам. Пакажыце ўмовы зрушвання раўнавагі ў бок прадукту рэакцыі.

9. Вызначце масу раствору сернай кіслаты з масавай доляй 20 %, які можна атрымаць пры разбаўленні раствору аб'ёмам 1 дм^3 (шчыльнасць 1,835 г/см^3) з масавай доляй сернай кіслаты 96 %.

10. Ёсць 500 г раствору аксиду серы(VI) у сернай кіслаце. Масавыя долі H_2SO_4 і SO_3 складаюць 92 % і 8 % адпаведна. Колькі грамаў вады трэба дадаць для атрымання 100%-най сернай кіслаты?



Лабараторны дослед 5. Даследаванне хімічных уласцівасцей разбаўленага раствору сернай кіслаты

Рэактывы: цынк; аксід медзі(II); растворы сернай кіслаты, гідраксиду натрыю, карбанату натрыю; індыкатары — фенолфталеін, лакмус.

1. У прабірку наліце 1 см^3 раствору сернай кіслаты і выпрабуйце яго індыкатарам — лакмусам.

2. У чатыры прабіркі змясціце: цынк (2 гранулы), аксід медзі(II) (на кончыку шпаталя), раствор гідраксиду натрыю (1 см^3) з адной кропляй фенолфталеіну, раствор карбанату натрыю (1 см^3).

3. У кожную з прабірак дадайце невялікую колькасць раствору сернай кіслаты. Адзначце прыкметы рэакцый.

Прабірку з аксідам медзі(II) можна злёгка падагрэць ці пачакаць з'яўлення прыкмет рэакцыі праз некалькі хвілін.

Зрабіце вывад пра ўласцівасці разбаўленай сернай кіслаты.

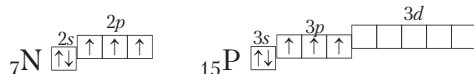
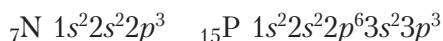
§ 36. Элементы VA-группы. Азот і фосфар

Азот і фосфар як хімічныя элементы

7	N	7
5	азот	
2		
$1s^2 2s^2 2p^3$		14,00674

15	P	15
5	фосфар	
8		
2		
$[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$		30,9738

Элементы VA-группы азот ${}^7\text{N}$ і фосфар ${}^{15}\text{P}$ утвараюць простыя рэчывы, якія адносяцца да неметалаў. Да гэтай самай групы перыядычнай сістэмы адносяць мыш'як ${}^{33}\text{As}$, сурму ${}^{51}\text{Sb}$ і вісмут ${}^{83}\text{Bi}$. На знешнім электронным слоі, агульная канфігурацыя якога $ns^2 np^3$, іх атамы маюць па 5 электронаў, з якіх тры няспараныя на p -падузроўні:



Найніжэйшая ступень іх акіслення роўная -3 , найвышэйшая $+5$, пры гэтым фосфар часцей за ўсё выяўляе дадатныя ступені акіслення $+3$ і $+5$, а азот утварае даволі ўстойлівыя злучэнні са ступенямі акіслення $+1$, $+2$, $+3$, $+4$ і $+5$. Азот — трэці паводле электраадмоўнасці элемент пасля кіслароду і фтору, а фосфар нязначна саступае вадароду (гл. § 11, табл. 7, с. 60).

Распаўсюджанасць азоту і фосфару ў прыродзе

Сярод элементаў VA-групы на Зямлі найбольш распаўсюджаны фосфар, яго масавая доля — 0,1 %. Азоту значна менш, але ён пераважае ў атмасферы — аб'ёмная доля 78 %, масавая — 75,5 %. З нешматлікіх мінералаў азоту найбольш значныя *салетры*: NaNO_3 — натрыевая салетра і KNO_3 — калійная салетра.

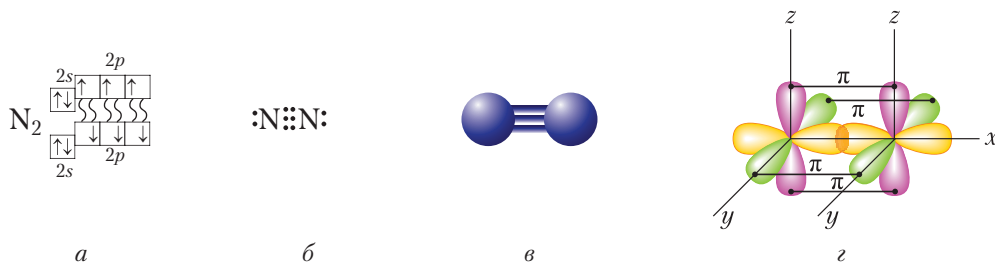
Фосфар на Зямлі сустракаецца выключна ў выглядзе злучэнняў і ўваходзіць у састаў фасфарытаў і апатытаў (іх асноўны кампанент — фасфат кальцыю $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$), а таксама фторапатытаў $\text{Ca}_5[\text{PO}_4]_3\text{F}$.

Злучэнні азоту і фосфару важныя для жывых арганізмаў: азот як складовая частка амінакіслот і бялкоў, фосфар — нуклеінавых кіслот, АТФ (адэназітрыфосфарнай кіслаты), ферментаў, касцявой сістэмы. Для чалавека дзённая патрэба ў фосфары досыць высокая — ад 1 г да 3,8 г у залежнасці ад узросту і фізіялагічнага стану арганізма. Пры нагрузках патрэба ўзрастае ў 1,5–2 разы. Найбольш багатыя на фосфар ядры насення гарбуза, сланечніку, а таксама какава, пячонка, рыба, цвёрдыя сыры і іншыя малочныя прадукты. Недахоп азоту і фосфару часта адчуваюць расліны. Для культур, якія вырошчваюцца, гэтая праблема вырашаецца ўнясеннем угнаенняў.

Азот як простае рэчыва

Азот як простае рэчыва складаецца з двухатамных малекул N_2 , графічная формула малекулы азоту $\text{N}\equiv\text{N}$. Атамы азоту звязаныя паміж сабой трыма кавалентнымі непалярнымі сувязямі, прычым адна з іх — σ -связь і дзве π -связі (мал. 87).

Энергія сувязі ў малекуле азоту вельмі высокая і складае 945 кДж/моль (для параўнання: O_2 — 494 кДж/моль, Cl_2 — 243 кДж/моль), што сведчыць



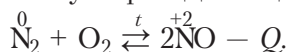
Мал. 87. Будова малекулы азоту: *a* — электронна-графічная схема, *б* — электронная формула, *в* — шарастрыжнёвая мадэль, *г* — схема перакрыцця электронных воблакаў

пра трываласць сувязей, а значыць, і вялікую хімічную інертнасць рэчыва. Сапраўды, у пераважнай большасці рэакцыі з удзелам азоту працякаюць у «жорсткіх умовах» (пры вельмі высокіх тэмпературах і цісках).

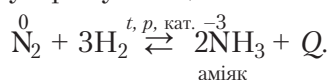
Фізічныя ўласцівасці. Невялікае значэнне адноснай малекулярнай масы ($M_r(N_2) = 28$) і адсутнасць палярнасці ў малекул азоту вызначаюць нізкія тэмпературы кіпення і плаўлення $-196\text{ }^{\circ}\text{C}$ і $-210\text{ }^{\circ}\text{C}$. Азот — газ (н. у.) без колеру і паху, амаль не раствараецца ў вадзе.

Хімічныя ўласцівасці. Азот у рэакцыях з кіслародам і фторам праяўляе ўласцівасці адноўніку, а з металамі і вадародам — акісляльніку.

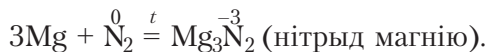
1. **Азот як адноўнік.** Рэакцыя азоту з *кіслародам* працякае пры тэмпературах каля $3000\text{ }^{\circ}\text{C}$ — у электрычнай дузе або разрадзе маланкі. Рэакцыя з'яўляецца *эндатэрмічнай*. Пры гэтым утвараецца аксід азоту(II):



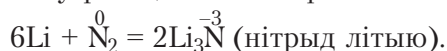
2. **Азот як акісляльнік.** Рэакцыя азоту з *вадародам* працякае пры высокай тэмпературы і ціску нават у прысутнасці каталізатараў:



Рэагуючы з *металамі* (пры павышанай тэмпературы), азот утварае бінарныя злучэнні нітрыды:



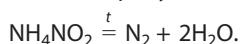
З літыем азот уступае ў рэакцыю без награвання:



Нітрыды лёгка раскладаюцца вадой, утвараючы аміяк і гідраксіды металаў:



Азот атрымліваюць у прамысловых маштабах са звадкаванага паветра, у лабараторыі ў невялікіх колькасцях — раскладаннем нітрыту амонію:

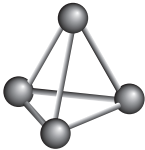


Выкарыстанне. Асноўная сфера прымянення азоту — вытворчасць аміяку. Яго выкарыстоўваюць таксама для стварэння інертнага асяроддзя пры захоўванні харчовых прадуктаў, твораў мастацтва і рукапісаў, у пажаратушэнні, лазерным рэзанні металаў. Пашыраецца спектр яго выкарыстання ў медыцыне і касметалогіі, напрыклад крыякансервацыя клетак, крыятэрапія (выдаленне папілом і гемангіём).

Фосфар як прастае рэчыва

Фосфар, з'яўляючыся элементам VA-групы, як і азот, здольны ўтвараць малекулу саставу P_2 . Аднак, у адрозненне ад малекулы азоту, двухатамная малекула фосфару няўстойлівая. Таму фосфар існуе ў выглядзе некалькіх алатропных мадыфікацый, у якіх рэалізуюцца толькі адзінарныя сувязі $P-P$: фосфар белы, чырвоны, чорны і іншыя (табл. 29).

Табліца 29. Будова і фізічныя ўласцівасці алатропных мадыфікацый фосфару

Алатропныя мадыфікацыі фосфару	Будова	Тэмпература плаўлення	Тэмпература кіпення
P_4 фосфар белы 	 Шарастрыжнёвая мадэль малекулы P_4	44 °C	281 °C
P фосфар чырвоны 	 Фрагмент структуры чырвонага фосфару	260 °C	— Узганяецца пры тэмпературы каля 400 °C

Фізічныя ўласцівасці. Белы фосфар P_4 уяўляе сабой воскападобнае рэчыва з часночным пахам, атрутны. На паветры ў цемры свеціцца зяленавата-жоўтым колерам у выніку павольнай хімічнай рэакцыі акіслення (хемілюмінесцэнцыя (мал. 88)).

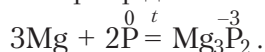
Чырвоны фосфар — аморфнае рэчыва палімернай будовы, не мае паху, яго таксічнасць невысокая.

Паміж алатропнымі мадыфікацыямі фосфару магчымыя ўзаемаператварэнні, якія праходзяць пры пэўных тэмпературах і цісках.

Мал. 88. Фрагмент карціны «Алхімік, які адкрывае фосфар» англійскага мастака Джозэфа Райта

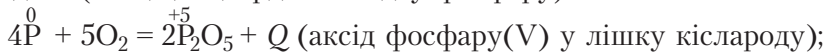


Хімічныя ўласцівасці. Як акісляльнік фосфар пры награванні ўступае ў рэакцыі з металамі, утвараючы фасфіды:



З вадародам фосфар не рэагуе.

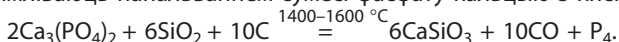
Як адноўнік фосфар рэагуе з кіслародам і іншымі моцнымі акісляльнікамі. У чыстым кіслародзе і на паветры фосфар асляпляльна гарыць, утвараючы белы дым (часціцы цвёрдых аксідаў фосфару):



Белы фосфар можа самазагарацца на паветры, а чырвоны загараецца толькі пры падпальванні, што тлумачыцца рознай трываласцю хімічных сувязей паміж атамамі фосфару ў алатропных мадыфікацыях.



Фосфар атрымліваюць напальваннем сумесі фасфату кальцыю з пяском і вугалем:



Не рэагуючы з вадародам непасрэдна, фосфар, тым не менш, утварае вадародныя злучэнні. Так, фасфін можна атрымаць ускосна, напрыклад, з фасфідаў, якія разбураюцца як вадой, так і кіслотамі: $\text{Mg}_3\text{P}_2 + 6\text{H}_2\text{O} = 3\text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{PH}_3\uparrow$.

Фасфін PH_3 — газ з часночным пахам.

У прыродзе вадародныя злучэнні фосфару сустракаюцца там, дзе адбываецца інтэнсіўнае раскладанне бялковых рэчываў.

Прымяненне. Белы фосфар выкарыстоўваюць для вытворчасці фосфарных кіслот і іх вытворных, у металургіі як кампанент некаторых гарачатрывалых сплаваў. Чырвоны фосфар выкарыстоўваюць у вытворчасці запалак, у арганічным сінтэзе (лекавыя прэпараты, ядахімікаты). Узоры фосфару, якія ўтрымліваюць нуклід ^{32}P («значаны атам») з перыядам паўраспаду 14,22 дзён, выкарыстоўваюць у даследчых працах.

Найніжэйшая ступень акіслення азоту і фосфару –3, найвышэйшая +5. Інертнасць простага рэчыва азот абумоўлена наяўнасцю трайнай сувязі ў малекуле N_2 .

Фосфар існуе ў выглядзе некалькіх алатропных мадыфікацый: белы, чырвоны і іншыя.

Азот і фосфар выяўляюць як аднаўленчыя, так і акісляльныя ўласцівасці. Фосфар не рэагуе з вадародам.

Пытанні, заданні, задачы

1. Назавіце: а) формулу простага рэчыва азот; б) формулу белага фосфару; в) найніжэйшую ступень акіслення азоту; г) найвышэйшую ступень акіслення фосфару; в) асаблівасці паху белага фосфару; е) алатропныя мадыфікацыі фосфару, які выкарыстоўваецца ў вытворчасці запалак; ё) прыродныя злучэнні фосфару; ж) хімічныя формулы каліевай салетры, натрыевай салетры; з) утрыманне азоту ў паветры.

2. Запішыце сімвалы элементаў VA-групы і агульную формулу іх электроннай канфігурацыі.

3. Ахарактарызуйце электронную будову атама азоту і фосфару.

4. Апішыце фізічныя ўласцівасці азоту і алатропных мадыфікацый фосфару.

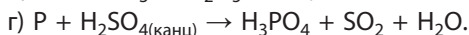
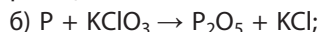
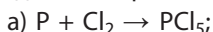
5. Запоўніце табліцу для рэагентаў кісларод, вадарод, літый, магній (запішыце ў сваім шшытку адпаведныя ўраўненні магчымых рэакцый).

Рэагент	N ₂	P

Зрабіце высновы пра падабенства і адрозненне ўласцівасцей азоту і фосфару.

6. Пры ўзаемадзеянні кальцыю масай 0,9 г з азотам атрымана злучэнне масай 1,11 г. Вызначце хімічную формулу злучэння.

7. Фосфар акісляецца хлорам, азотнай і сернай кіслотамі. Расстаўце каэфіцыенты метадам электроннага балансу ў схемах гэтых рэакцый:



8. Разлічыце масу белага фосфару, які можна атрымаць пры напальванні з пяском і вугалем фасфарыту, які ўтрымлівае фасфат кальцыю масай 6,2 т, калі выхад прадукту складае 92 %. Рэакцыя працякае паводле ўраўнення на с. 201.

9. Як паўплывае павышэнне тэмпературы і ціску на зрушванне раўнавагі ў рэакцыях: а) $N_{2(r)} + O_{2(r)} \rightleftharpoons 2NO_{(r)} - Q$; б) $N_{2(r)} + 3H_{2(r)} \rightleftharpoons 2NH_{3(r)} + Q$?

10. У закрытую пасудзіну змясцілі вадарод хімічнай колькасцю 6 моль і азот колькасцю 4 моль і нагрэлі да 450 °С у прысутнасці каталізатару. Вызначце аб'ёмную долю аміяку ў канчатковай сумесі, калі доля азоту, які ўступіў у рэакцыю, роўная 15 %.

**§ 37. Аміяк**

Вадароднае злучэнне азоту аміяк — рэчыва малекулярнай будовы. Яго структурная формула $\begin{array}{c} \text{H} - \text{N} - \text{H} \\ | \\ \text{H} \end{array}$. У малекуле аміяку, як паказана ў § 13, тры

адзінарныя кавалентныя палярныя сувязі, утвораныя па абменным механізме. Электронная шчыльнасць зрушана да атама азоту, у якога ёсць непадзеленая

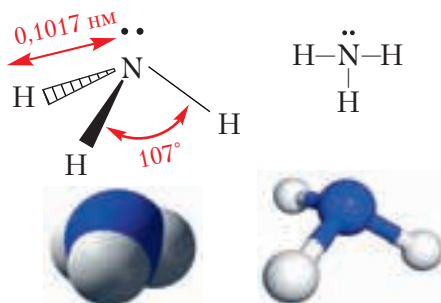
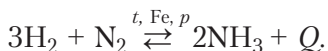
пара s-электронаў. Таму малекула аміяку палярная і мае канфігурацыю трыганальнай піраміды (мал. 89).

Узаемнае адштурхоўванне атамаў вадароду прыводзіць да павелічэння валентнасці вугла паміж напрамкамі кавалентных сувязей N—H ад 90° да 107° .

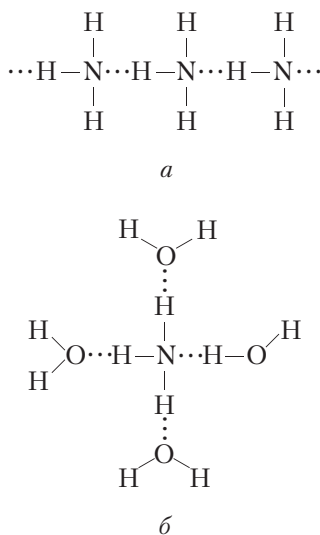
Фізічныя ўласцівасці. Аміяк — бясколерны газ (н. у.) з характэрным рэзкім пахам (пах нашатырнага спірту). Ён добра раствараецца ў вадзе: пры 20°C у адным аб'ёме вады раствараецца каля 700 аб'ёмаў аміяку (параўнаем: O_2 — 0,03, SO_2 — 40, HCl — 400 аб'ёмаў). Тэмпература кіпення аміяку даволі высокая і складае -33°C . Пры невялікім ціску гэты газ лёгка звадкоўваецца. Тэмпература плаўлення — -78°C , ніжэй за яе аміяк існуе ў выглядзе бясколерных крышталёў. Высокая тэмпература кіпення і растваральнасць у вадзе абумоўлены наяўнасцю значнага міжмалекулярнага ўзаемадзеяння, гэта значыць утварэннем вадародных сувязей як паміж самімі малекуламі аміяку (у цвёрдым і вадкім станах), так і паміж малекуламі вады і аміяку (у водным растворе) (мал. 90).

Атрыманне аміяку. Аміяк з'яўляецца адным з ключавых прадуктаў хімічнай прамысловасці. Яго сусветная вытворчасць расце разам з глабальным попытам на ўгнаенні і ў цяперашні час перавышае 220 млн тон за год. У Рэспубліцы Беларусь яго вырабляе ААТ «Гродна Азот» — больш за 1 млн тон за год.

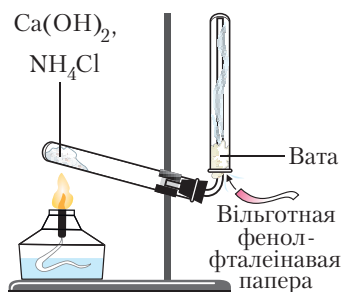
У *прамысловасці* аміяк сінтэзуюць з азоту і вадароду. Рэакцыя экзатэрмічная і абарачальная, каталізатарам служыць жалеза, аптымальная тэмпература сінтэзу — $420\text{--}450^\circ\text{C}$, ціск — $30\text{--}100$ МПа:



Мал. 89. Прасторавая і структурная формулы, маштабная і шарастрыжнёвая мадэлі малекулы аміяку

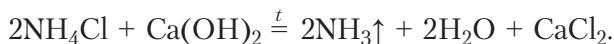


Мал. 90. Вадародныя сувязі:
а — у вадкім аміяку,
б — у водным растворе аміяку



Мал. 91. Атрыманне аміяку ў лабараторыі

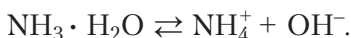
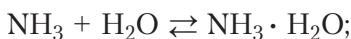
Для атрымання аміяку ў лабараторыі награвуюць сумесь двух цвёрдых рэчываў — хларыду амонію NH_4Cl і гідраксиду кальцыю $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (мал. 91):



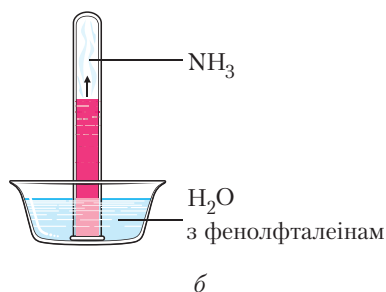
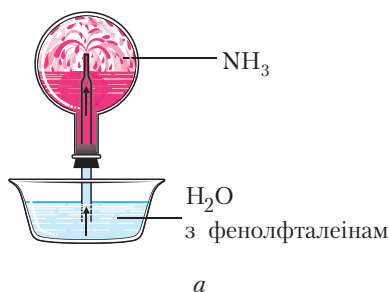
Хімічныя ўласцівасці. Для аміяку характэрны рэакцыі, якія праходзяць як без змены ступені акіслення азоту, так і акісляльна-аднаўленчыя. У першым выпадку асноўную ролю адыгрывае непадзеленая электронная пара атама азоту. За кошт яе ўтвараюцца новыя кавалентныя сувязі па донорна-акцептарным механізме. З іншага боку, наяўнасць атама азоту ў найніжэйшай ступені акіслення -3 абумоўлівае рэакцыі толькі з павышэннем ступені акіслення. Гэта азначае, што аміяк праяўляе ўласцівасці адноўніку.

I. Рэакцыі без змянення ступені акіслення працякаюць, калі аміяк узаемадзейнічае з вадой і кіслотамі. Пры гэтым аміяк праяўляе асноўныя ўласцівасці.

Растварэнне аміяку ў вадзе прыводзіць да ўтварэння гідрату аміяку $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ — слабой асновы (мал. 92).

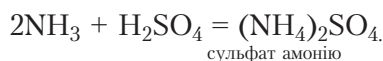
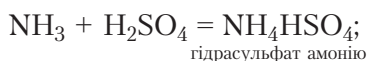
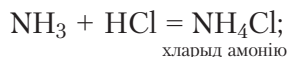


Водныя растворы аміяку маюць шчолачнае асяроддзе ($\text{pH} > 7$) і афарбоўваюцца фенолфталейнам у малінавы колер.

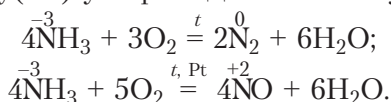


Мал. 92. Растварэнне аміяку ў вадзе: а — праз капіляр — «фонтан», б — у пробіркцы

Узаемадзеянне аміяку з кіслотамі:



II. Рэакцыі са змяненнем ступені акіслення атама азоту. Гэта рэакцыі аміяку як адноўніку. Аднаўленчыя ўласцівасці аміяк праяўляе ў рэакцыях з кіслародам. Састаў прадуктаў залежыць ад умоў правядзення рэакцыі. У чыстым кіслародзе і на паветры ён згарае пры награванні (у сумесях — выбухае) з утварэннем *азоту* і вады, а ў прысутнасці каталізатараў плаціны, аксідаў жалеза(III) і хрому(III) утвараюцца *аксід азоту(II)* і вада:

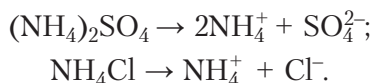


Рэакцыя каталітычнага акіслення аміяку важная як этап яго перапрацоўкі ў азотную кіслату.

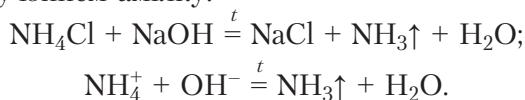
Солі амонію

Рэакцыі аміяку з кіслотамі дазваляюць атрымаць разнастайныя солі амонію.

Солі амонію ўяўляюць сабой цвёрдыя крышталічныя рэчывы, добра растваральныя ў вадзе. Іх растворы з'яўляюцца моцнымі электралітамі, што дысацыруюць з утварэннем катыёна амонію і аніёна кіслотнага астатку:

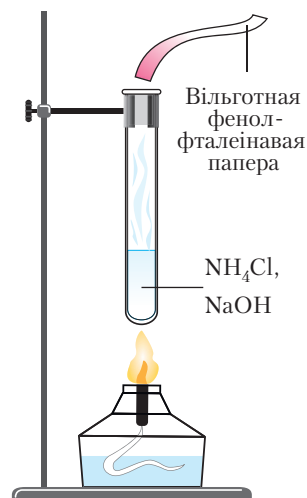


Найважнейшая асаблівасць солей амонію — узаемадзеянне са шчолачамі з вылучэннем аміяку:



Узаемадзеянне солей амонію са шчолачамі пры награванні выкарыстоўваюць для выяўлення іонаў амонію (*якасная рэакцыя на іон NH_4^+*). Для гэтага да награванай сумесі падносяць вільготную індыкатарную паперку. У прысутнасці аміяку фенолфталеінавая папера становіцца малінавай, лакмусавая — сіняй (мал. 93, Дадатак 3).

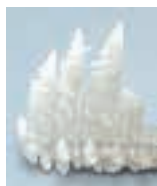
Прымяненне аміяку і солей амонію. Асноўная частка вырабленага аміяку ідзе на вытворчасць угнаенняў (аміячная салетра NH_4NO_3 , сульфат амонію $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, мачавіна $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ і інш.) і азотнай кіслаты. Аміяк запатрабаваны ў вытворчасці соды, фарбавальнікаў, палімераў. Яго выкарыстоўваюць у жывёлагадоўлі для павышэння



Мал. 93. Вызначэнне іона амонію



а



б

Мал. 94. Нашатыр NH_4Cl :

а — парашок, б — крышталі

ўтрымання азоту ў кармах. Аміячную ваду (18–25%-ны водны раствор) ужываюць як вадкае ўгнаенне. Нашатырны спірт (водны раствор аміяку з масавай доляй 3–10 %) выкарыстоўваюць у медыцыне. У побыце нашатырны спірт ужываюць для вывядзення плям з адзежы, пры чыстцы посуду, сантэхнікі, ювелірных упрыгажэнняў, для мыцця шкла і крышталю.



Не варта блытаць нашатырны спірт ($\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$) з нашатыром — соллю і мінералам складу NH_4Cl .

Нашатыр ужываюць у якасці ўгнаення на нейтральных і шчолачных глебах, выкарыстоўваюць як флюс для выдалення аксіднай плёнкі пры пайцы металаў, у гальванічных элементах як кампанент электраліту (мал. 94), карбанат і гідракарбанат амонію выкарыстоўваюць у якасці разрыхляльнікаў для цеста пры выпечцы.

Аміяк NH_3 праяўляе ўласцівасці адноўніку ў рэакцыях з кіслародам і іншымі акісляльнікамі. Водны раствор аміяку з'яўляецца слабай асновай.

Аміяк атрымліваюць у прамысловасці сінтэзам з вадароду і азоту, у лабараторыі — з хларыду амонію і гашанай вапны.

Найважнейшыя галіны выкарыстання аміяку — вытворчасць угнаенняў і азотнай кіслаты.

Солі амонію выяўляюць па вылучэнні аміяку пры награванні іх са шчолаччу.

Пытанні, заданні, задачы

1. З прыведзенага рада выпішыце формулы: а) вадародных злучэнняў элементаў ВА-групы; б) нелетучых вадародных злучэнняў: NH_3 , NaNH_2 , CH_4 , LiH , PH_3 , AsH_3 , CaH_2 .

2. Пакажыце аграгатны стан аміяку пры ціску 101,325 кПа ў наступных тэмпературных інтэрвалах:

а) ад -33°C да -80°C ; б) ад -5°C да $+80^\circ\text{C}$; в) ад -50°C да -70°C ; г) ад -25°C да $+25^\circ\text{C}$.

3. Вызначце адносную шчыльнасць аміяку па вадародзе і паветры. У адносінах да якога з названых газаў аміяк лягчэйшы?

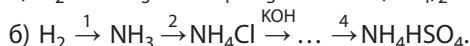
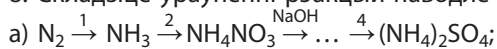
4. Намалуйце схемы ўтварэння вадародных сувязей: а) у вадкім аміяку; б) паміж малекуламі вады; в) у растворы аміяку ў вадзе. Чаму аміяк нельга збіраць метадам выцяснення вады?

5. Пералічыце ўмовы сінтэзу аміяку ў прамысловасці. Запішыце ўраўненне гэтай рэакцыі. Чаму сінтэз вядуць пры высокім ціску?

6. Разлічыце аб'ём (н. у.) аміяку, які вылучыўся ў рэакцыі хларыду амонію масай 5,35 г з дастатковай колькасцю гідраксиду кальцыю.

7. Вызначце хімічную формулу злучэння, у якім масавыя долі азоту, вадароду, серы і кіслароду адпаведна роўныя 12,17 %, 4,35 %, 27,83 %, 55,65 %.

8. Складзіце ўраўненні рэакцый паводле схемы:



9. У чатыры прабіркі з растворамі солей дадалі раствор гідраксиду натрыю. У першай прабірцы выпаў белы асадок, у трэцяй — блакітны. У другой і чацвёртай бачных змен не назіралі, таму іх падагрэлі і да адтулін паднеслі вільготную фенолфталеінавую паперу. Пры гэтым папера стала малінавай над чацвёртай прабіркай. Назавіце змесціва кожнай прабіркі, калі для вызначэння былі прапанаваны солі: а) нітрат натрыю, нітрат амонію, нітрат медзі(II), нітрат магнію; б) хларыд амонію, хларыд калію, сульфат медзі(II), хларыд кальцыю. Напішыце ўраўненні адпаведных рэакцый.

10. Малярная маса газавай сумесі, якая складаецца з аміяку і вадароду, роўная 14 г/моль. Вызначце аб'ёмную долю аміяку ў сумесі.



Лабараторны дослед 6. Выяўленне іонаў амонію ў раствору

Рэактывы: растворы хларыду (ці сульфату) амонію, гідраксиду натрыю, індыкатарная папера.

У замацаваную ў штатыве прабірку з растворам хларыду (сульфату) амонію дадайце раствор гідраксиду натрыю аб'ёмам 1–2 см³. Прагрэйце сумесь на працягу некалькіх секунд, паднёсшы да адтуліны прабіркі (не дакранаючыся да сценак!) вільготную індыкатарную паперу. Адзначце змяненне колеру.

Зрабіце вывад, як можна выявіць іоны амонію ў раствору.



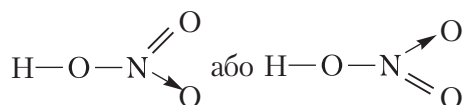
§ 37.1

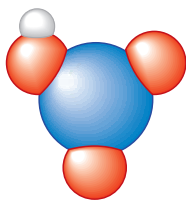
§ 38. Азотная кіслата

Азот утварае некалькі кіслот, найважнейшай з якіх з'яўляецца азотная кіслата HNO₃. Ёй адпавядае аксід з атамамі азоту ў ступені акіслення +5: ⁺⁵N₂O₅.

У малекуле кіслаты атам азоту ўтварае чатыры кавалентныя сувязі: тры з іх — па абменным механізме, а адну — па донарна-акцэптарным (гл. с. 86).

У адпаведнасці з гэтым структурная формула малекулы азотнай кіслаты мае выгляд:



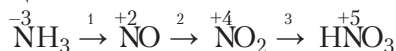


Мал. 95. Маштабная мадэль малекулы азотнай кіслаты

Пры гэтым атам азоту мае валентнасць IV, а ступень акіслення +5. Маштабная мадэль малекулы паказана на малюнку 95.

Атрыманне

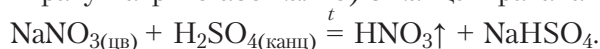
У аснове *прамысловага* атрымання азотнай кіслаты ляжаць рэакцыі паслядоўнага акіслення аміяку, якія можна паказаць схемай:



і адлюстравачь ураўненнямі рэакцый:

- 1) каталітычнае акісленне аміяку: $4\overset{-3}{\text{N}}\text{H}_3 + 5\text{O}_2 \xrightarrow{\text{Pt, t}} 4\overset{+2}{\text{N}}\text{O} + 6\text{H}_2\text{O}$;
- 2) самаадвольнае акісленне аксідку азоту(II): $2\overset{+2}{\text{N}}\text{O} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\overset{+4}{\text{N}}\text{O}_2$;
- 3) паглыннанне аксідку азоту(IV) вадой у прысутнасці кіслароду: $4\overset{+4}{\text{N}}\text{O}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 4\overset{+5}{\text{N}}\text{HNO}_3$, а таксама $3\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HNO}_3 + \text{NO}\uparrow$.

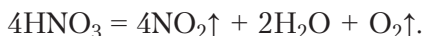
У *лабараторыі* азотную кіслату можна атрымаць узаемадзеяннем цвёрдай солі (салетры — нітрату натрыю або калію) з канцэнтраванай сернай кіслатой:



Гэты спосаб прапанаваў яшчэ ў XVII стагоддзі нямецкі хімік і аптэкар Рудольф Глаўбер, а атрыманую кіслату назваў «спірытус нітры» — «дух салетры».

Фізічныя ўласцівасці

Азотная кіслата ў інтэрвале тэмператур ад $-41,6$ да $82,6$ °C з'яўляецца вадкасцю. Пах рэзкі, задушлівы. Шчыльнасць — $1,51$ г/см³ (меншая, чым у сернай, але вышэйшая, чым у салянай кіслаты). Змешваецца з вадой у любых суадносінах (неабмежаваная растваральнасць). Пры захоўванні можа быць злёгку афарбаваная ў буры колер з прычыны раскладання з утварэннем бурага газу NO₂:



Хімічныя ўласцівасці

HNO₃ — моцная аднаасноўная кіслата, праяўляе агульныя ўласцівасці кіслот, абумоўленыя іонам вадароду, а акісляльныя ўласцівасці — за кошт атама азоту ў досыць высокай ступені акіслення +5.

I. *Агульныя хімічныя ўласцівасці.* Да агульных хімічных уласцівасцей азотнай кіслаты адносяцца яе дзеянне на індикатары і ўтварэнне солей. Змена афарбоўкі індикатараў адбываецца за кошт іонаў вадароду H⁺, што ўтвараюцца пры дысацыяцыі кіслаты:

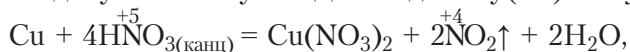


Солі (нітраты) утвараюцца пры ўзаемадзеянні з асноўнымі і амфатэрнымі аксідамі (1), гідраксідамі металаў (2), іншымі солямі (3):

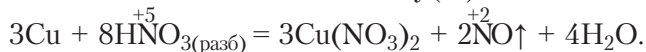
1	$\text{MgO} + 2\text{HNO}_3 = \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$ аксід асноўны	$\text{MgO} + 2\text{H}^+ = \text{Mg}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$
	$\text{ZnO} + 2\text{HNO}_3 = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$ аксід амфатэрны	$\text{ZnO} + 2\text{H}^+ = \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$
2	$\text{KOH} + \text{HNO}_3 = \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ аснова (шчолач)	$\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$
	$\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HNO}_3 = \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ гідраксід амфатэрны	$\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ = \text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$
3	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HNO}_3 = 2\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$ соль	$2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$

II. Акісляльныя ўласцівасці азотнай кіслаты. Гэтыя ўласцівасці HNO_3 пра-яўляе ў рэакцыях з металамі, неметаламі, арганічнымі рэчывамі.

Яна акісляе металы, размешчаныя ў радзе актыўнасці як да вадароду, так і пасля вадароду, акрамя золата і плаціны. Так, пры ўзаемадзеянні *канцэнтраванай азотнай кіслаты з меддзю* і іншымі малаактыўнымі металамі (Ag, Hg і інш.) прадуктам аднаўлення з'яўляецца аксід азоту(IV) — буры газ:

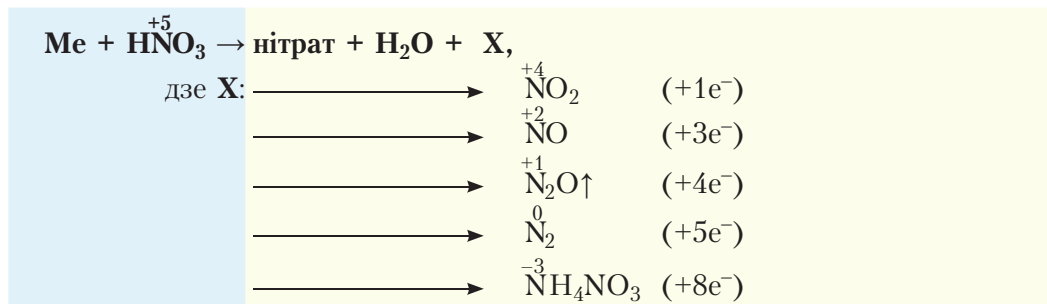


а ў разбаўленай азотнай кіслаце — аксід азоту(II):



Састаў утвораных прадуктаў залежыць як ад канцэнтрацыі азотнай кіслаты, так і ад актыўнасці металу. Пры гэтым чым ніжэйшая канцэнтрацыя азотнай кіслаты і вышэйшая актыўнасць металу, тым мацней аднаўляецца азот.

З больш актыўнымі металамі прадуктамі аднаўлення могуць быць N_2O , NO, NO_2 , N_2 , NH_4NO_3 . У агульным выглядзе ўзаемадзеянне азотнай кіслаты з металамі можна паказаць схемай:

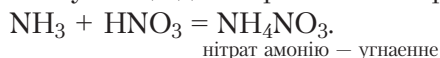


Як правіла, у рэакцыі ўтвараецца сумесь прадуктаў аднаўлення з перавагай асобных з іх.

Успомнім таксама (9-ы кл.), што канцэнтраваная азотная кіслата пры нізкіх тэмпературах не ўзаемадзейнічае з жалезам, хромам, алюмініем, свінцом, кобальтам — пасівіруе іх. Акрамя металаў, азотная кіслата акісляе многія неметалы (C, S, P). Арганічныя рэчывы ў канцэнтраванай кісласце могуць запальвацца (аміны, шкіпінар).

Прымяненне азотнай кіслаты

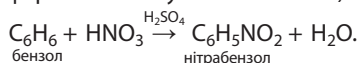
Азотную кіслату выкарыстоўваюць для атрымання нітратаў, напрыклад:



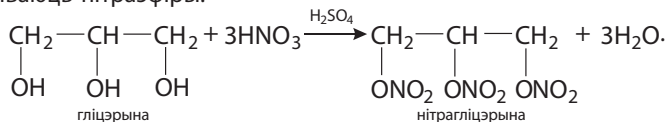
Яе шырока ўжываюць у арганічным сінтэзе.



Нітраваннем вугледадародаў атрымліваюць нітразлучэнні (нітрабензол — зыходнае рэчыва для сінтэзу аніліну і фарбавальнікаў на яго аснове):



Пры ўзаемадзеянні з арганічнымі рэчывамі, якія змяшчаюць OH-групы (гліцэрына, цэлюлоза), атрымліваюць нітраэфіры:



Нітрагліцэрыну (нітраэфір) выкарыстоўваюць у медыцыне і для атрымання шэрага гатункаў бяздымнага пораху.

Нітраты

Солі азотнай кіслаты ўсе без выключэння добра растваральныя ў вадзе. Найважнейшая **хімічная ўласцівасць нітратаў** — іх здольнасць *раскладацца пры награванні з утварэннем кіслароду*. Састаў утвораных прадуктаў залежыць ад актыўнасці металу.

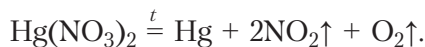
1. Нітраты шчолачных і шчолачназемельных металаў утвараюць *нітрыт* і кісларод:



2. Нітраты металаў, размешчаных у радзе актыўнасці ад магнію да медзі, раскладаюцца з утварэннем *аксиду металу*, аксиду азоту(IV) і кіслароду:



3. Нітраты металаў, размешчаных у радзе актыўнасці пасля медзі, пры раскладанні ўтвараюць *метал*, аксід азоту(IV) і кісларод:



Тэрмічнае раскладанне нітратаў можна паказаць схемай:

Нітрат	награванне	да Mg	нітрыт $\text{Me}(\text{NO}_2)_x + \text{O}_2\uparrow$
		[Mg — Cu]	аксід металу $\text{Me}_x\text{O}_y + \text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$ буры газ
		пасля Cu	метал + $\text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$ буры газ

Вылучэнне кіслароду пры раскладанні дазваляе выявіць нітрат па «ўспышцы цвёрдай солі на распаленых вугольчыках» (Дадатак 3).

Варта адзначыць, што нітрат амонію, раскладаючыся пры тэмпературы не вышэйшай за 200 °С, кіслароду не ўтварае:



Выкарыстанне нітратаў. Нітраты натрыю, калію, кальцыю, амонію (NaNO_3 , KNO_3 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, NH_4NO_3) называюць салетрамі і выкарыстоўваюць у якасці ўгнаенняў. Яшчэ адзін важны напрамак выкарыстання нітратаў — піратэхніка: нітраты раскладаюцца пры награванні з вылучэннем кіслароду, які з'яўляецца моцным акісляльнікам, асабліва ў момант вылучэння. Кісларод пры гэтым служыць акісляльнікам іншых кампанентаў пораху.

Раскладанне нітрату натрыю можна выкарыстоўваць у лабараторыі для атрымання кіслароду:



(прадукты — кісларод і нітрыт натрыю — соль слабай азоцістай кіслаты).

Нітрат серабра(I) — складовую частку ляпісу — выкарыстоўваюць у *медыцынскіх мэтах*. У харчовай прамысловасці выкарыстоўваюць нітрат і нітрыт натрыю як кансерванты (E251, E250) для сыроў і каўбасных вырабаў. Мясным вырабам гэтыя солі надаюць яркі ружова-чырвоны колер. Гэтымі солямі карысталіся яшчэ старажытныя грэкі і егіпцяне.

Азотную кіслату ў прамысловасці атрымліваюць з аміяку. Яна акісляе ўсе металы, за выключэннем золата і плаціны. Пры ўзаемадзеянні медзі з канцэнтраванай азотнай кіслатой утвараецца, акрамя солі і вады, аксід азоту(IV) NO_2 , а з разбаўленай — аксід азоту(II).

Нітраты ўжываюць у якасці азотных угнаенняў. Выкарыстанне шматлікіх нітратаў у піратэхніцы заснавана на іх здольнасці раскладацца з вылучэннем кіслароду.

Пытанні, заданні, задачы

1. Выпішыце з тэксту параграфа восем формул нітратаў.
2. Пералічыце найважнейшыя фізічныя ўласцівасці азотнай кіслаты.
3. Укажыце афарбоўку раствору азотнай кіслаты пры дадаванні: а) лакмусу; б) метыл-аранжу.
4. Складзіце формулы нітратаў магнію, літыю, жалеза(III), барыю.
5. Прааналізуйце магчымасць працякання рэакцый у растворы паміж азотнай кіслатой і солямі: хларыд калію, карбанат калію, сульфід натрыю, сульфат натрыю.
6. Складзіце ўраўненні рэакцый у малекулярнай і іоннай формах паміж азотнай кіслатой і рэчывамі, формулы якіх: Fe_2O_3 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, MgCO_3 .
7. Разлічыце масу солі, якую можна атрымаць у выніку ўзаемадзеяння медзі і раствору масай 50 г з масавай доляй азотнай кіслаты 60 % (кіслата канцэнтраваная).
8. Метадам электроннага балансу расставіце каэфіцыенты ва ўраўненнях рэакцый з удзелам азотнай кіслаты:
 $\text{S} + \text{HNO}_3(\text{канц.}) = \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O};$
 $\text{Mg} + \text{HNO}_3(\text{канц.}) = \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}.$
9. Запішыце ўраўненні рэакцый згодна са схемай:
 а) $\text{NO}_2 \xrightarrow{1} \text{HNO}_3 \xrightarrow{2} \text{NH}_4\text{NO}_3 \xrightarrow{\text{KOH}} \text{X} \xrightarrow{\text{O}_2/\text{Pt}} \dots;$ б) $\text{Cu} \xrightarrow{1} \text{NO}_2 \xrightarrow{2} \text{HNO}_3 \xrightarrow{\text{CaCO}_3} \text{X} \xrightarrow{\text{KOH}} \dots$
10. Які мінімальны аб'ём раствору азотнай кіслаты з масавай доляй 80 % і шчыльнасцю 1,45 г/см³ неабходны для растварэння серабра масай 4,32 г? Рэакцыя працякае паводле схемы: $\text{Ag} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{AgNO}_3 + \text{NO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}.$

**§ 39. Кіслародзмяшчальныя злучэнні фосфару**

Да найбольш значных кіслародзмяшчальных злучэнняў фосфару адносяць аксід фосфару(V), фосфарную кіслату і яе солі.

Аксіды фосфару

Узаемадзеянне кіслароду з фосфарам прыводзіць да ўтварэння аксідаў, састаў якіх залежыць ад умоў правядзення рэакцыі.

Пры спальванні фосфару ў чыстым кіслародзе, як паказана на с. 201, атрымліваецца аксід фосфару(V) P_2O_5 , а пры недахопе кіслароду — аксід фосфару(III) P_2O_3 .



Белы фосфар — адно з першых дыматворных рэчываў, пры спальванні якога падчас ваенных дзеянняў утваралася дымавая заслона з часціц P_2O_5 . Дым — дысперсная сістэма, што складаецца з цвёрдых узважаных часціц у газавым асяроддзі.

Аксід фосфару(V) лічаць самым эфектыўным асушальнікам. Прычым асушальнікам з'яўляецца і ўтвораная пры гэтым кіслата. Абыходзіцца з P_2O_5 варта вельмі асцярожна, бо пры кантакце са скурай аксід выклікае моцныя апёкі, адна з прычын — абязводжванне тканак.

Аксід фосфару(V) P_2O_5 — найвышэйшы аксід фосфару, і яму адпавядае гідравісід H_3PO_4 — фосфарная (або *арта*фосфарная) кіслата.

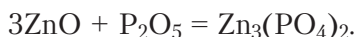
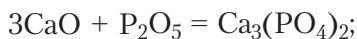
P_2O_5 — белае цвёрдае рэчыва ($T_{\text{пл.}} = 420\text{ }^{\circ}\text{C}$). З'яўляецца тыповым кіслотным аксідам: рэагуе з вадой (1), асноўнымі аксідамі (2) і шчолачамі (3), шырока выкарыстоўваецца ў арганічным сінтэзе. Разгледзім асаблівасці гэтых рэакцый:

1. Канчатковым прадуктам рэакцыі аксіду фосфару(V) з вадой з'яўляецца фосфарная кіслата H_3PO_4 :

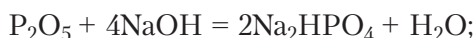
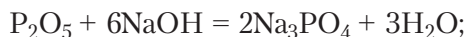


Аксід фосфару(V) не толькі раствараецца ў вадзе, але і «прагна» паглынае пары вады з паветра, гэта значыць ён гіграскапічны, выкарыстоўваецца ў якасці асушальніку.

2. Узаемадзеянне з асноўнымі і амфатэрнымі аксідамі прыводзіць да ўтварэння солей:

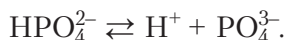


3. Пры растварэнні P_2O_5 у шчолачах могуць утварацца як сярэднія, так і кіслыя солі (у залежнасці ад суадносін рэагентаў). Напрыклад, пры ўзаемадзеянні з гідравісідам натрыю могуць утварацца Na_3PO_4 , Na_2HPO_4 або NaH_2PO_4 :

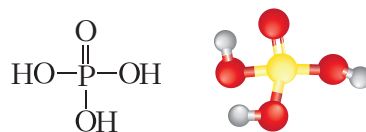


Фосфарная кіслата

Хімічныя і фізічныя ўласцівасці. Фосфар утварае некалькі кіслот, аднак самая ўстойлівая фосфарная кіслата H_3PO_4 (мал. 96). Са структурнай формулы яе малекулы відаць, што кіслата трохасноўная. H_3PO_4 — рэчыва, тэмпература плаўлення якога $42,35\text{ }^{\circ}\text{C}$. Гэта азначае, што пры пакаёвай тэмпературы фосфарная кіслата — цвёрдае рэчыва. Фосфарная кіслата добра растваральная ў вадзе. У водным растворе дысацыіруе ступеньчата:



Фосфарная кіслата — слабы электраліт, дысацыіруе пераважна па першай ступені.

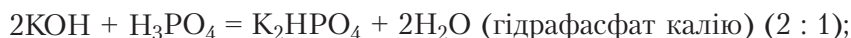


Мал. 96. Структурная формула і шарастрыжнёвая мадэль малекулы фосфарнай кіслаты

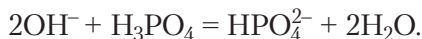
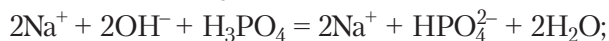
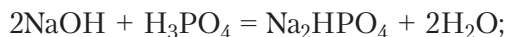
У растворах яна праяўляе *агульныя* ўласцівасці кіслот: змяняе колер індыкатараў і ўтварае солі ў рэакцыях з металамі, якія знаходзяцца ў радзе актыўнасці да вадароду (1), асноўнымі і амфатэрнымі аксідамі (2), гідраксідамі металаў і аміякам (3), іншымі солямі (4); яна не з'яўляецца акісляльнікам за кошт аніёна:

1	$3\text{Mg} + 2\text{H}_3\text{PO}_4 = \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow + 3\text{H}_2\uparrow$ метал
2	$3\text{CaO} + 2\text{H}_3\text{PO}_4 = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow + 3\text{H}_2\text{O}$ аксід асноўны $3\text{ZnO} + 2\text{H}_3\text{PO}_4 = \text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow + 3\text{H}_2\text{O}$ аксід амфатэрны
3	$3\text{NaOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 = \text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O};$ аснова (шчолач) $2\text{NH}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 = (\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ аміяк
4	$3\text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{H}_3\text{PO}_4 = 2\text{K}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O} + 3\text{CO}_2\uparrow$ соль

Адзначым, што фосфарная кіслата ўтварае як сярэднія солі (фасфаты), так і кіслыя (гідрафасфаты і дыгідрафасфаты), у залежнасці ад суадносін зыходных рэчываў. Напрыклад:



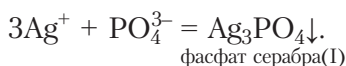
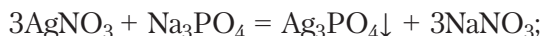
Пры складанні *ўраўненняў рэакцый у іоннай форме* фосфарную кіслату прадстаўляюць у выглядзе малекул як пераважных часціц у яе растворы. Напрыклад:



Прымяненне і атрыманне. Фосфарную кіслату выкарыстоўваюць у вытворчасці ўгнаенняў і кармавых сродкаў, для фарміравання антыкаразійных пакрыццяў на металах, а таксама ў харчовай прамысловасці для надання кіслага смаку безалкагольным напоям, для асвятлення цукру.

Атрымліваюць H_3PO_4 узаемадзеяннем прыродных фасфатаў з сернай кіслотой пры 60–80 °С з наступным адфільтраваннем асадку CaSO_4 . Пры гэтым фосфарная кіслата ўтвараецца ў выглядзе сіропападобнага раствору з масавай доляй рэчыва 85 %. Другі спосаб — спальванне фосфару, атрыманага напальваннем прыроднага фасфату з пяском і вугалем, і наступнае растварэнне аксіду ў вадзе: $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$.

Солі фосфарнай кіслаты. Фасфаты, як правіла, нерастваральныя, за выключэннем солей натрыю, калію і амонію. Кіслыя солі больш растваральныя, чым сярэднія, а дыгідрафасфаты маюць большую растваральнасць, чым гідрафасфаты. Напрыклад, фасфат $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ нерастваральны, гідрафасфат CaHPO_4 — маларастваральны, а дыгідрафасфат $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ добра раствараецца ў вадзе. Большасць фасфатаў валодае высокай тэрмічнай устойлівасцю — не разбураецца пры награванні да тэмпературы плаўлення. Характэрная асаблівасць фасфатаў (сярэдніх солей) — утварэнне асадку жоўтага колеру пры дзеянні раствору нітрату серабра(I) (Дадатак 3):



У адрозненне ад светла-жоўтага асадку браміды серабра(I) і жоўтага асадку ёдыду серабра(I), фасфат серабра(I) раствараецца пры дадаванні азотнай кіслаты.

Прымяненне солей фосфарнай кіслаты. Многія сярэднія і кіслыя солі фосфарнай кіслаты ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$, $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$) выкарыстоўваюцца ў якасці ўгнаенняў. Фасфаты знаходзяць прымяненне ў вытворчасці каўчуку, пластмас, у металургіі. Фасфат натрыю памяншае жорсткасць вады і паляпшае мыйнае дзеянне пральных парашкоў. Тым не менш у многіх дзяржавах у цяперашні час уведзены абмежаванні выкарыстання фасфатаў у якасці пральных сродкаў. Справа ў тым, што пасля мыцця фасфаты трапляюць у сцёкавыя вады, а потым у вадаёмы, спрыяючы бурнаму развіццю планктону і водарасцяў — вадаёмы «старэюць». Паводле некаторых звестак, 1 г фасфату стымулюе рост 5–10 кг водарасцяў.

Акід фосфару(V) — кіслотны акід.

Фосфарная кіслата, у адрозненне ад азотнай, з'яўляецца пры н. у. цвёрдым рэчывам, адносіцца да слабых кіслот і акісляльныя ўласцівасці выяўляе толькі за кошт атамаў вадароду.

Солі фосфарнай кіслаты — фасфаты, гідрафасфаты і дыгідрафасфаты — знаходзяць шырокае ўжыванне ў якасці ўгнаенняў.

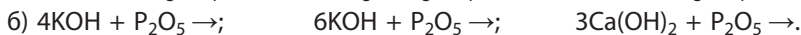
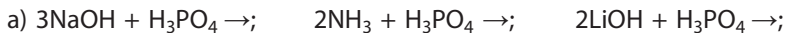
Пытанні, заданні, задачы

1. Назавіце класы рэчываў, з якімі ўзаемадзейнічае: а) акід фосфару(V); б) фосфарная кіслата.
2. Складзіце формулы: а) дыгідрафасфату калію; дыгідрафасфату кальцыю; гідрафасфату магнію; фасфату жалеза(III); б) дыгідрафасфату магнію; гідрафасфату жалеза(III); гідра-

фасфату цынку; фасфату натрыю. Запішыце ўраўненні іх электралітычнай дысацыяцыі, улічваючы адшчапленне толькі іонаў металу.

3. Запішыце тры ўраўненні паслядоўных рэакцый, якія адбываюцца пры дадаванні раствору: а) гідраксиду калію да раствору фосфарнай кіслаты; б) фосфарнай кіслаты да раствору гідраксиду натрыю. Назавіце ўтвораныя солі.

4. Складзіце ўраўненні рэакцый з улікам названых каэфіцыентаў:



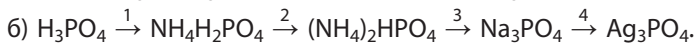
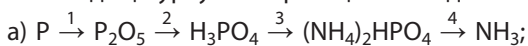
5. Вызначце колькасць цеплаты, якая вылучаецца пры згаранні фосфару масай 1 кг паводле тэрмахімічнага ўраўнення рэакцыі:



6. Ці можна ў якасці асушальніку газападобнага аміяку ўжываць P_2O_5 ? Адказ аргументуйце.

7. У трох пранумараваных прабірках знаходзяцца растворы нітрату калію, фасфату калію, хларыду натрыю. Прапануйце план распазнання рэчываў. Патлумачце ўраўненні рэакцый у малекулярнай і іоннай формах.

8. Складзіце ўраўненні рэакцый паводле схемы:



9. Неабходна прыгатаваць раствор фосфарнай кіслаты масай 500 г з масавай доляй рэчыва 5 %. Разлічыце масы неабходных для гэтага мэты аксиду фосфару(V) і вады.

10. Разлічыце аб'ём паветра (н. у.), неабходны для спальвання фосфару масай 1 кг. Чаму роўная маса фосфарнай кіслаты, якая ўтвараецца пры растварэнні атрыманага аксиду фосфару(V)?

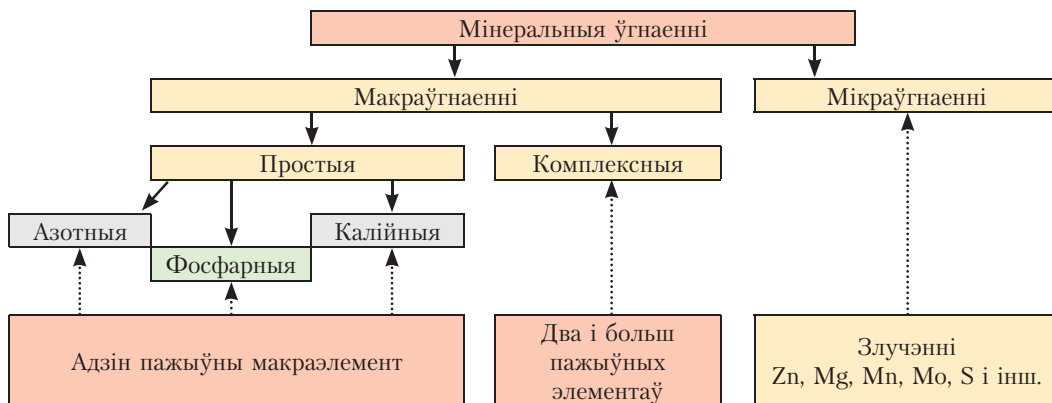


§ 40. Найважнейшыя мінеральныя ўгнаенні

Угнаенні — рэчывы, што ўносяцца ў глебу ці іншае пажыўнае асяроддзе для вырошчвання раслін. Яны забяспечваюць паўнавартаснае жыццё раслін, а значыць, паляпшаюць іх рост, развіццё, плоданашэнне і павялічваюць ураджайнасць сельскагаспадарчых культур.

Угнаенні ўтрымліваюць хімічныя элементы, якія неабходны для жыцця раслін, але прысутнічаюць у асяроддзі іх пражывання ў недастатковых колькасцях. Часцей за ўсё расліны адчуваюць недахоп такіх біялагічна значных элементаў, як азот, калій і фосфар. Па колькасці пажыўных элементаў сярод угнаенняў вылучаюць простыя і комплексныя. Простыя ўгнаенні — *азотныя, фосфарныя, калійныя* — утрымліваюць адзін пажыўны элемент. У саставе комплексных угнаенняў іх некалькі, напрыклад калійная салетра KNO_3 утрымлівае і азот, і калій.

Назіранні паказваюць, што нават пры аптымальнай колькасці і суадносінах азоту, фосфару і калію не заўсёды забяспечваецца нармальнае развіццё раслін. Высвятляецца, што важная таксама наяўнасць у дастатковай меры рэчываў, якія ўтрымліваюць магній, марганец, жалеза, малібдэн, медзь, бор, серу, селен і іншыя. Іх недахоп папаўняецца ўнясеннем *мікраўгнаенняў*, якія змяшчаюць пералічаныя элементы (мал. 97).



Мал. 97. Тыпы мінеральных угнаенняў

Урадлівасць глеб павялічваюць не толькі пералічаныя вышэй «прамыя» ўгнаенні. Так, урадлівасць кіслых глеб ($\text{pH} < 5,5$) павышаюць, зніжаючы кіслотнасць унясеннем вапны $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (вапнаваннем), мелу CaCO_3 або даламітавай мукі $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$. Паспрабуйце растлумачыць, чаму пры гэтым кіслотнасць памяншаецца.

У працэсе вывучэння элементаў VA-групы мы пастаянна звярталі ўвагу на ўжыванне многіх іх злучэнняў у якасці ўгнаенняў. Сістэматызуем звесткі пра ўгнаенні і дапоўнім кароткімі звесткамі з курсу біялогіі.

Азотныя ўгнаенні

Першая прыкмета дэфіцыту азоту — колер лісця ад бледна-зялёнага да жоўтага, што тлумачыцца недахопам хларафілу. Расліны моцна адстаюць у росце і развіцці.

Да азотных угнаенняў адносяцца: *аміячная вада*, *нітрат амонію* (аміячная салетра) NH_4NO_3 , *нітрат калію* (калійная салетра) KNO_3 , *нітрат натрыю* (натрыевая, або чылійская, салетра) NaNO_3 , *нітрат кальцыю* (кальцыевая салетра) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, *сульфат амонію* $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, *мачавіна* (карбамід) $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$.

Таксама шырока выкарыстоўваюцца *арганічныя азотныя* ўгнаенні: гной, птушыны памёт, кампост, торф, якія ўтрымліваюць акрамя азоту мноства іншых важных для раслін кампанентаў.

Азотныя ўгнаенні ўносяць у першай палове вегетацыйнага перыяду.



Расліны здольныя назапашваць нітраты. Іх празмернае назапашванне правакуецца не толькі лішкам унесены азотных угнаенняў, але і незбалансаванасцю з фосфарам і каліем.

Лішак нітратаў у прадуктах харчавання адмоўна адбіваецца на здароўі: нітраты як у прадуктах харчавання, так і ў арганізме чалавека ператвараюцца ў таксічныя нітрыты і нітразаміны.

Вытворцам азотных угнаенняў у Рэспубліцы Беларусь з'яўляецца ААТ «Гродна Азот». У якасці ўгнаенняў аб'яднанне выпускае мачавіну, сульфат амонію і вадкія азотныя ўгнаенні. Большасць цвёрдых азотных угнаенняў выпускаецца ў грануляваным выглядзе, што перашкаджае злежвальнасці дзякуючы памяншэнню паверхні, якая паглынае атмасферную вільгаць.

Фасфарныя ўгнаенні

Пры недахопе фосфару лісце становіцца цёмным, з сіне-фіялетавым адценнем, запавольваецца цвіццenne і развіццё пладоў. Расліны могуць засвойваць пажыўныя элементы толькі ў растваральнай форме. Менавіта таму прыродныя мінералы, якія ўтрымліваюць фасфат кальцыю, перапрацоўваюць у больш растваральную кіслую соль — дыгідрафасфат кальцыю. Ён з'яўляецца асновай простага і двайнога суперфасфатаў.

Тым не менш і сярэдняя соль — фасфат кальцыю ў саставе фасфарытнай мукі ўсё ж знаходзіць прымяненне ў якасці ўгнаення. Яе ўносяць на кіслых глебах, або «пад зіму», або ранняй вясной да пасеву. Фасфарытная мукa не гіграскапічная, не злежваецца, добра ўтрымліваецца ў глебе, і таму яе можна ўносіць раз на некалькі гадоў. Прывабным бокам з'яўляецца таксама адносна невысокі кошт, бо ў вытворчасці не выкарыстоўваюцца хімічныя ператварэнні. Здабыты ў кар'ерах мінерал толькі ўзбагачаюць (выдаляюць частку прымесей) і тонка здрабняюць.

Да найважнейшых фосфарных угнаенняў адносяцца: *фасфарытная мукa* — асноўны кампанент $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, *двайны суперфасфат* $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$, *просты суперфасфат* $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + 2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, *прэцыпітат* $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

Комплексныя ўгнаенні, якія ўтрымліваюць фосфар, — гэта *амафос* — сумесь дзвюх солей $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ і $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$, якая змяшчае азот і фосфар;

амафоска — сумесь амафосу з хларыдам калію — $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$, $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$, KCl , якая ўтрымлівае азот, фосфар і калій.

Фосфарныя ўгнаенні ў Рэспубліцы Беларусь вырабляе ААТ «Гомельскі хімічны завод» на аснове імпартаваных фасфатаў.

Калійныя ўгнаенні

Пры недахопе калію лісце цмянае і блакітна-зялёнае, на кончыках і краях становіцца бурым і адмірае («краёвы апёк лісця»).

Калій стымулюе працэсы фотасінтэзу, узмацняе адток вугляводаў з лісця ў іншыя часткі расліны, напрыклад спрыяе назапашванню крухмалу ў клубнях бульбы, цукрозы ў караняплодах буракоў. Усе калійныя ўгнаенні добра растваральныя. Падкормка калійнымі ўгнаеннямі важная ў перыяд фарміравання завязяў і караняплодаў. Найважнейшыя калійныя ўгнаенні: *хларыд калію* KCl , *сульфат калію* K_2SO_4 , *попел раслін (у выглядзе карбанату калію — паташ* K_2CO_3).

Нітрат калію (калійная селетра) KNO_3 — комплекснае ўгнаенне, паколькі змяшчае два пажыўныя элементы — калій і азот.

Беларусь — найбуйнейшы вытворца калійных угнаенняў.

Кожная шостая тона калійных угнаенняў у свеце выпускаецца РУП ВА «Беларуськалій», што працуе на базе Старобінскага радовішча сільвініту, радовішча калійнай і каменнай солей.

Пажыўная каштоўнасць мінеральных угнаенняў

На таварных упакоўках фасаваных угнаенняў у абавязковым парадку ўказваецца пажыўная каштоўнасць угнаенняў. Што ж гэта такое?

Пажыўная каштоўнасць вызначаецца масавай доляй пажыўных элементаў у іх. Умоўна прынята выяўляць пажыўную каштоўнасць азотных угнаенняў як масавую долю ў іх хімічнага элемента азоту N, фосфарных — як масавую долю аксиду фосфару(V) P_2O_5 , калійных — праз масавую долю аксиду калію K_2O . Нашым простую задачу.

Прыклад. Визначце тэарэтычную пажыўную каштоўнасць прэцыпітату.

Дадзена:



$\omega(\text{P}_2\text{O}_5) - ?$

Рашэнне

$$M(\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = 172 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{P}_2\text{O}_5) = 142 \text{ г/моль}.$$

Пажыўная каштоўнасць прэцыпітату, як і любога іншага фосфарнага ўгнаення, вызначаецца масавай доляй аксиду фосфару(V) P_2O_5 . Складзём схему, расстаўляючы каэфіцыенты адносна фосфару:

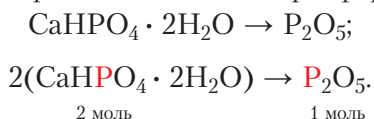


Схема паказвае, што ўгнаенню колькасцю 2 моль адпавядае 1 моль пажыўнага элемента у выглядзе P_2O_5 .

$$m(CaHPO_4 \cdot 2H_2O) = 2 \text{ моль} \cdot 172 \text{ г/моль} = 344 \text{ г};$$

$$m(P_2O_5) = 1 \text{ моль} \cdot 142 \text{ г/моль} = 142 \text{ г}.$$

Знойдзем масавую долю пажыўнага элемента:

$$\omega(P_2O_5) = \frac{142 \text{ г}}{344 \text{ г}} \approx 0,413, \text{ або } 41,3 \, \%.$$

$$\text{Адказ: } \omega(P_2O_5) = 41,3 \, \%.$$

Варта адзначыць, што пажыўная каштоўнасць вызначаецца ў кожнай канкрэтнай таварнай партыі ўгнаенняў з улікам прымесей. Гэта азначае, што знойдзенае намі ў прыкладзе тэарэтычнае значэнне вышэйшае, чым у рэальнага ўгнаення. Так, для таварнага прэцыпітату пажыўная каштоўнасць не павінна быць ніжэйшай за 27 % (параўнайце з разлічанай тэарэтычна).

Аналагічныя (ці іншыя) схемы і тэарэтычныя разлікі можна выкарыстоўваць для калійных і азотных угнаенняў, напрыклад:



Угнаенні з высокім утрыманнем пажыўнага элемента называюцца *канцэнтраванымі*. Выкарыстанне ўсіх відаў угнаенняў дазваляе значна павялічыць ураджаі сельскагаспадарчых культур, таму вытворчасць мінеральных угнаенняў — найважнейшая задача хімічнай прамысловасці. Пры гэтым выкарыстанне ўгнаенняў павінна быць граматым і рацыянальным.

Угнаенні — рэчывы, што ўносяцца ў глебу ці іншае пажыўнае асяроддзе для паляпшэння росту, развіцця і плоданашэння раслін. Сярод мінеральных угнаенняў вылучаюць простыя (азотныя, фосфарныя, калійныя), комплексныя і мікраўгнаенні. Комплексныя ўгнаенні ўтрымліваюць два, тры і больш пажыўных элементаў.

Пытанні, заданні, задачы

1. Запішыце хімічныя формулы і назвы найважнейшых фосфарных, калійных і азотных угнаенняў.

2. Пералічыце прадпрыемствы па выпуску ўгнаенняў у Рэспубліцы Беларусь, іх месцазнаходжанне і віды ўгнаенняў, што выпускаюцца.

3. Назавіце прыкметы, якія сведчаць пра недахоп у жыўленні раслін: а) азоту; б) фосфару; в) калію.

4. Агуркі і памідоры дрэнна пераносяць лішак хлору ў глебе. Назавіце ўгнаенні, прыдатныя для падкормкі гэтых культур каліем.

5. Параўнайце пажыўную каштоўнасць двух угнаенняў: а) аміячнай салетры і мачавіны; б) хларыду калію і паташу.

6. Разлічыце пажыўную каштоўнасць аднаго з кампанентаў комплекснага ўгнаення амафосу — дыгідрасфасфату амонію.

7. Клубеньчыкавыя бактэрыі, якія жывуць у зямлі ў сімбіёзе з бабовымі раслінамі, за год назапашваюць у глебе да 400 кг/га звязанага азоту. Разлічыце масу аміячнай салетры, якую можа кампенсаваць назапашаны такім чынам азот на плошчы 1 га за адзін год.

8. Фосфарныя ўгнаенні атрымліваюць перапрацоўкай фасфарытаў. Найбольш распаўсюджаныя прымесі ў іх фтарыд і карбанат кальцыю, аксіды алюмінію і жалеза(III). Складзіце ўраўненні магчымых рэакцый, якія могуць працякаць пры апрацоўцы такога фасфарыту сернай кіслотой.

9. Адзін са спосабаў атрымання кальцыевай салетры складаецца ў апрацоўцы вапняку азотнай кіслотой. Разлічыце масу нітрату кальцыю, атрыманага пры апрацоўцы азотнай кіслотой вапняку масай 50 кг з масавай доляй прымесей 6 %.

10. Вызначце хімічную формулу ўгнаення, у якім масавая доля кальцыю — 23,256 %, фосфару — 18,023 %, кіслароду — 55,814 %.

*Правядзіце пасяджэнне дыскусійнага клуба «За і супраць»

1. Экалагічныя праблемы вытворчасці мінеральных угнаенняў.

2. Ужыванне мінеральных угнаенняў: плюсы і мінусы.



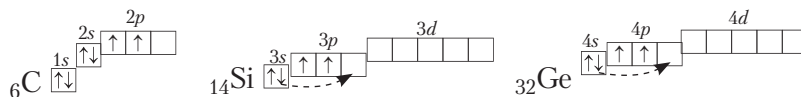
§ 41. Элементы IVA-групы. Вуглярод і крэмній

Вуглярод і крэмній як хімічныя элементы

6
C
4 2 вуглярод
$1s^2 2s^2 2p^2$ 12,011
Si
14
4 8 2 крэмній
[Ne] $3s^2 3p^2$ 28,0855

Вуглярод ${}_6\text{C}$ і крэмній ${}_{14}\text{Si}$ з'яўляюцца хімічнымі элементамі IVA-групы перыядычнай сістэмы, адносяцца да неметалаў. Акрамя іх група ўключае таксама германій ${}_{32}\text{Ge}$, волава ${}_{50}\text{Sn}$, свінец ${}_{82}\text{Pb}$ і флеровій ${}_{114}\text{Fl}$.

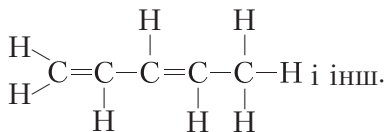
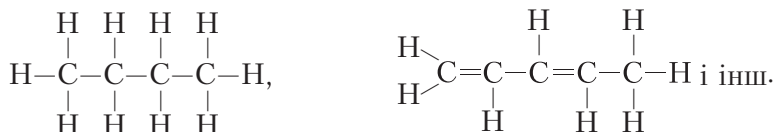
На знешнім электронным слоі атамы ўтрымліваюць па 4 электроны, агульная электронная канфігурацыя якога $ns^2 np^2$:



Далучаючы электроны, атамы вугляроду і крэмнію праяўляюць адмоўную ступень акіслення -4 , пры страце электронаў — $+2$ і $+4$.

Пры ўтварэнні хімічных сувязей атамаў вугляроду з атамамі іншых элементаў поўнай аддачы або поўнага далучэння чатырох электронаў не адбываецца, гэта значыць фарміруюцца пераважна кавалентныя сувязі.

У адрозненне ад іншых элементаў IVA-групы лік валентных электронаў вугляроду роўны ліку валентных арбіталей. Гэта адна з прычын вялікай устойлівасці сувязі $C-C$ і схільнасці атамаў вугляроду злучацца адзін з адным у ланцугу:



Распаўсюджанасць у прыродзе. Крэмній — другі па распаўсюджанасці на Зямлі элемент. Вуглярод, паводле большасці ацэнак, займае 16-е месца. Звесткі аб прыродных злучэннях паказаны ў табліцы 30.

Вуглярод і крэмній як простыя рэчывы. Вуглярод як простае рэчыва існуе ў выглядзе некалькіх алатропных мадыфікацый, найважнейшыя з якіх — алмаз, графіт, фулерэны. Крэмній алатропных мадыфікацый не ўтварае, існуе ў выглядзе аднаго простага рэчыва з алмазападобнай структурай.

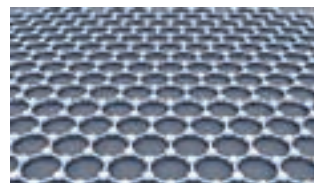
Крышталічныя рашоткі алатропных мадыфікацый вугляроду паказаны на малюнку 38. З матэрыялу § 16 вы ўжо ведаеце, чаму алмаз — самае цвёрдае рэчыва, чаму графіт электраправодны і лёгка расслойваецца. Вам таксама вядома, што фулерэны складаюцца са сферчных малекул C_{60} , C_{80} (гл. мал. 38).

Табліца 30. Хімічныя элементы вуглярод і крэмній

Элемент	Радыус атама, нм	χ	Ступені акіслення	Прыродныя злучэнні
Вуглярод ${}_6\text{C}$	0,077	2,5	$-4, 0, +2, +4$	Простыя рэчывы — алмаз, графіт. Мел, мрамур, вапняк, ракушчак, жэмчуг, кальцыт (CaCO_3); вуглякіслы газ, прыродны газ, нафта, арганічныя рэчывы
Крэмній ${}_{14}\text{Si}$	0,117	1,9	$-4, 0, +2, +4$	Крэменязём, кварц, горны крыштал (асноўны кампанент SiO_2); сілікаты металаў



Графен — алатропная мадыфікацыя вугляроду, утвораная слоём атамаў вугляроду таўшчынёй адзін атам. Матэрыял, які валодае ўнікальнымі ўласцівасцямі — высокай праводнасцю і трываласцю, гідрафобнасцю, адмысловымі аптычнымі ўласцівасцямі, — выклікаў цікавасць не толькі вучоных, але і тэхнолагаў, звязаных з вытворчасцю працэсараў.



Маюць вялікае значэнне і знаходзяць шырокае ўжыванне аморфныя формы вугляроду — драўняны вугаль, актываваны вугаль, сажа.

Крэмній, у адрозненне ад алмазу, з'яўляецца паўправадніком, што дазваляе шырока выкарыстоўваць яго ў сучасных мікрасхемах. Яго ўжываюць таксама ў вытворчасці гарачатрывалых сталей.

Такім чынам, асаблівасці будовы рэчываў вызначаюць іх уласцівасці, а значыць, і сферы выкарыстання.

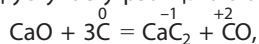
Хімічныя ўласцівасці

Вуглярод і крэмній, як і пераважная колькасць іншых неметалаў, праяўляюць як акісляльныя (напрыклад, рэагуючы з металамі), так і аднаўленчыя ўласцівасці (у рэакцыях з кіслародам і фторам, некаторымі аксідамі):

Хімічныя ўласцівасці	Вуглярод	Крэмній
Аднаўленчыя	$\overset{0}{\text{C}} + \text{O}_2 = \overset{+4}{\text{CO}_2}$	$\overset{0}{\text{Si}} + \text{O}_2 = \overset{+4}{\text{SiO}_2}$
	$3\overset{0}{\text{C}} + 2\text{Fe}_2\text{O}_3 = 4\overset{+4}{\text{Fe}} + 3\overset{+4}{\text{CO}_2}$	$3\overset{0}{\text{Si}} + 2\text{Fe}_2\text{O}_3 = 4\overset{+4}{\text{Fe}} + 3\overset{+4}{\text{SiO}_2}$
Акісляльныя	$4\overset{0}{\text{Al}} + 3\overset{0}{\text{C}} = \overset{-4}{\text{Al}_4\text{C}_3}$ метал карбід алюмінію	$2\overset{0}{\text{Mg}} + \overset{0}{\text{Si}} = \overset{-4}{\text{Mg}_2\text{Si}}$ метал сіліцыд магнію
	$\overset{0}{\text{C}} + 2\text{H}_2 = \overset{-4}{\text{CH}_4}$ метан	З вадародам не ўзаемадзейнічае



Таксама ўспомнім, што вуглярод уступае ў рэакцыю з аксідам кальцыю:



а ўтвораны пры гэтым карбід выкарыстоўваюць для атрымання ацэтылену (напрыклад, для газавай зваркі):



Аксіды вугляроду — вуглякіслы і чадны газы

Асаблівасці будовы і фізічныя ўласцівасці. Аксід вугляроду(IV), або вуглякіслы газ $\overset{+4}{\text{CO}_2}$, з'яўляецца найвышэйшым аксідам вугляроду і адпавядае агульнай формуле EO_2 . Аксід вугляроду(IV) — рэчыва малекулярнай будовы. Малекула змяшчае дзве двайныя кавалентныя палярныя сувязі, але лінейная і таму непалярная (мал. 98, а).



Мал. 98. Структурная формула і маштабная мадэль малекул:
а — аксіду вугляроду(IV), б — аксіду вугляроду(II)

Успомнім, што вуглякіслы газ бясколерны, цяжэйшы за паветра ($M(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль}$), часткова раствараецца ў вадзе. У 1 аб'ёме вады пры 20°C раствараецца 0,88 аб'ёма CO_2 , але пры гэтым яго растваральнасць у 70 разоў вышэйшая за растваральнасць кіслароду і ў 150 разоў — азоту. Пры павышаным ціску (5 МПа) ён лёгка звадкоўваюцца і цвярдзее. Цвёрды аксід вугляроду(IV) — сухі лёд — узганяецца без плаўлення.

Аксід вугляроду(II) — чадны газ CO — таксама рэчыва малекулярнай будовы. Атамы ў малекуле звязаны вельмі трывалай трайнай кавалентнай сувяззю, сувязь палярная, малекула ў цэлым таксама палярная (мал. 98, б). Газ бясколерны, дрэнна раствараецца ў вадзе, атрутны.

Хімічныя ўласцівасці аксіду вугляроду(IV). Вуглякіслы газ належыць да кіслотных аксідаў, таму ўступае ў рэакцыі з вадой, шчолачамі і асноўнымі аксідамі. З іншага боку, атамы вугляроду, якія маюць ступень акіслення +4, могуць удзельнічаць у рэакцыях, якія працякаюць з паніжэннем ступені акіслення: вуглякіслы газ уступае ў рэакцыі з моцнымі адноўнікамі. Так, падпаленыя магній або кальцый працягваюць гарэць у атмасферы вуглякіслага газу.

Рэакцыі без змены ступені акіслення

1. *Рэакцыя з вадой.* Пры прапусканні вуглякіслага газу праз вадку, у якую дададзены лакмус, афарбоўка мяняецца з фіялетавай на чырвоную — утвараецца вугальная кіслата:

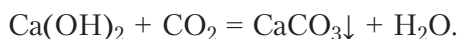


2. *Рэакцыя з растворамі шчолачаў* прыводзіць да ўтварэння солей.

Як і ў выпадку з сярністым газам, састаў прадуктаў залежыць ад мольных суадносін рэагентаў.

$2\text{NaOH} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ 2 : 1 або лішак шчолачы	$2\text{OH}^- + \text{CO}_2 = \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$ (карбанат, сярэдняя соль)
$\text{NaOH} + \text{CO}_2 = \text{NaHCO}_3$ 1 : 1 або лішак кіслотнага аксідру	$\text{OH}^- + \text{CO}_2 = \text{HCO}_3^-$ (гідракарбанат, кіслая соль)

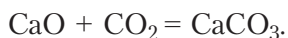
Рэакцыя вуглякіслага газу з вапнавай вадой наглядна дэманструе паслядоўнасць утварэння солей пры прапусканні газу праз раствор шчолачы. Спачатку ўтвараецца асадак сярэдняй солі (якасная рэакцыя на CO_2 , Дадатак 3):



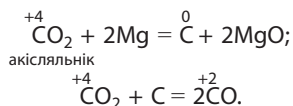
Пры далейшым прапусканні вуглякіслага газу асадак раствараецца з прычыны ўтварэння больш растваральнай кіслай солі:



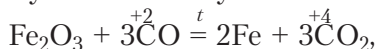
3. З асноўнымі аксідамі вуглякіслы газ утварае солі:



Рэакцыі са змяненнем ступені акіслення — гэта, як было адзначана вышэй, рэакцыі вуглякіслага газу з адноўнікамі:



Хімічныя ўласцівасці аксідру вугляроду(II). Аксід вугляроду(II), або чадны газ CO , адносяць да нясолеўтваральных аксідаў. З іншага боку, атам вугляроду, маючы ступень акіслення +2, можа яе як павышаць, так і паніжаць. Пры павышэнні ступені акіслення ён праяўляе ўласцівасці адноўніку. Такія працэсы працякаюць пры выплаўленні металаў:



пры згаранні ў кіслародзе:



Рэакцыя $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$ пачынаецца пры тэмпературы большай за 500°C , а ў прысутнасці аксідру марганцу(IV) MnO_2 як каталізатару працякае ўжо пры пакаёвай тэмпературы.

Паніжэнне ступені акіслення адбываецца ў рэакцыях з адноўнікам, а аксід вугляроду(II) пры гэтым праяўляе ўласцівасці акісляльніку. Прыклад такога ператварэння вам вядомы з курса арганічнай хіміі: узаемадзеянне чаднага газу з вадародам (адноўнікам) — найважнейшы спосаб атрымання спірту метанолу: $\overset{+2}{\text{C}}\text{O} + 2\text{H}_2 \xrightarrow[t, p, \text{кат.}]{-2} \text{CH}_3\text{OH}.$

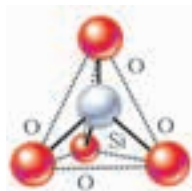


Як вуглякіслы, так і чадны газы забруджваюць атмасферу. Нагадаем, што аксід вугляроду(II) не выпадкова называецца чадным газам. Гэты аксід вельмі атрутны. Утвараючыся пры няпоўным згаранні паліва, ён можа прывесці да моцнага атручэння ці смяротнага зыходу. Адсутнасць паху робіць яго яшчэ больш небяспечным. Таксичнае дзеянне звязана з тым, што малекулы чаднага газу ўтвараюць трывалае злучэнне з малекуламі гемаглібіну ў крыві. Такім чынам яны блакуюць доступ кіслароду, перакрываюць клеткавае дыханне.

Асноўная крыніца CO ў атмасферы — выхляпныя газы рухавікоў унутранага згарання, крыніца CO₂ — паліўна-энергетычны комплекс і металургічная прамысловасць. Назапашванне вуглякіслага газу спрыяе глабальнаму пацяпленню на Зямлі («парніковы эффект»). Успомнім, што CO₂ паглынаецца ў працэсе фотасінтэзу. Таму высечка лясоў прыводзіць да зніжэння паглынання вуглякіслага газу зялёнымі раслінамі і негатыўна ўплывае на стан атмасферы Зямлі.

Аксід крэмнію(IV)

Аксід крэмнію(IV) — рэчыва немалекулярнай будовы, у яго крышталях кожны атам крэмнію акружаны чатырма атамамі кіслароду (мал. 99). Ён мае даволі высокую цвёрдасць; шырока распаўсюджана ў прыродзе (табл. 26, Дадатак 2).



а



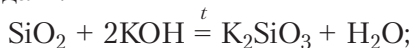
б



в

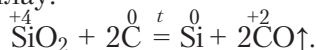
Мал. 99. Аксід крэмнію(IV): а — структурная адзінка, б — кварцавы пясок, в — крышталі кварцу

Хімічныя ўласцівасці. Аксід крэмнію(IV) як кіслотны аксід рэагуе са шчолачамі і асноўнымі аксідамі:

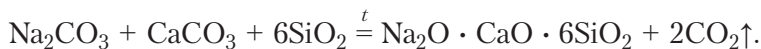


З вадой аксід крэмнію(IV) не рэагуе.

Маючы найвышэйшую ступень акіслення, крэмній у складзе аксіду можа праяўляць акісляльныя ўласцівасці. Так, працэс аднаўлення крэмнію(IV) вугляродам выкарыстоўваюць для атрымання тэхнічнага крэмнію ў вытворчасці паўправадніковых матэрыялаў:



Адзін са значных напрамкаў *прымянення* аксиду крэмнію(IV) — атрыманне шкла спяканнем пяску SiO_2 , соды Na_2CO_3 і вапняку CaCO_3 :



Вуглярод і крэмній з'яўляюцца акісляльнікамі ў рэакцыях з металамі, але адноўнікамі ў рэакцыях з кіслародам. Аксід вугляроду(IV) — кіслотны аксід і акісляльнік. Аксід вугляроду(II) — нясолеўтваральны аксід і праяўляе як акісляльныя, так і аднаўленчыя ўласцівасці. Аксід крэмнію(IV) ужываюць у вытворчасці шкла.

Пытанні, заданні, задачы

1. Назавіце алатропныя мадыфікацыі вугляроду і сферы іх выкарыстання. Пракамен-туйце з хімічнага пункту гледжання наступны тэкст: «Разнастайнасць яго ўласцівасцей здзіўляе: самыя мяккі і звышцвёрды, эталон празрыстасці і абсалютнай чарнаты, цеплаізалятар і адзін з найлепшых праваднікоў цеплаты, дыэлектрык, праваднік і паўправаднік».

2. Складзіце формулу электроннай канфігурацыі і электронна-графічную схему крэмнію ў асноўным і ў адным з узбуджаных станаў.

3. Запішыце для элементаў з атамнымі нумарамі 6, 14, 32, 50 формулы: а) найвышэйшых аксідаў; б) лятучых вадародных злучэнняў.

4. Складзіце ўраўненні рэакцый:

а) вугляроду з кіслародам, вадародам, берыліем (паказваючы ступені акіслення);

б) вуглякіслага газу з вадой, аксідам барыю, гідраксідам калію;

в) аксиду крэмнію(IV) з гідраксідам калію, аксідамі кальцыю і барыю.

5. Чаму ў атмасферы кіслароду аксід вугляроду(IV) не гарыць, а аксід вугляроду(II) згарэе? Разлічыце аб'ём кіслароду (н. у.), неабходны для спальвання чаднага газу (н. у.) аб'ёмам 15 м^3 .

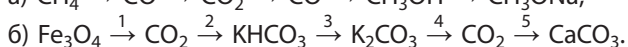
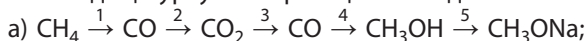
6. Па тэрмахімічным ураўненні $2\text{CO}_{(r)} + \text{O}_{2(r)} \xrightarrow{t} 2\text{CO}_{2(r)} + 566 \text{ кДж}$ вылічыце колькасць цеплаты, якое вылучылася пры згаранні чаднага газу аб'ёмам 1 м^3 (н. у.).

7. Прапануйце фізічны і хімічны спосабы падзелу сумесі аксідаў вугляроду так, каб кожны з іх быў атрыманы асобна.

8. У посуд, запоўнены растворам гідраксиду натрыю, прапусцілі сумесь чаднага і вуглякіслага газаў. Чаму назіраецца памяншэнне памеру бурбалак газу з іх рухам у растворы? Якое рэчыва збіраецца ў прабірцы над водным растворам? Якія рэчывы прысутнічаюць у растворы?



9. Складзіце ўраўненні рэакцый паводле схемы:

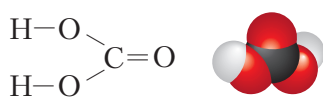


10. Вуглякіслы газ аб'ёмам $0,784 \text{ дм}^3$ (н. у.) быў цалкам паглынуты растворам, якія ўтрымліваў гідраксід натрыю хімічнай колькасцю $0,04$ моль. Вызначце масы атрыманых солей.



§ 42. Вугальная і крэмніевая кіслоты, іх солі

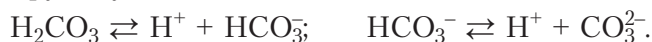
Вугальная кіслата і яе солі



Мал. 100. Структурная формула і маштабная мадэль вугальнай кіслаты

Вугальная кіслата H_2CO_3 з'яўляецца двухасноўнай і адносіцца да слабых кіслот (мал. 100). У свабодным стане ў выглядзе крышталёў яна вылуча- на пры тэмпературы ніжэйшай за $-30\text{ }^\circ\text{C}$ толькі ў другім дзесяцігоддзі XXI стагоддзя.

У водным растворе вугальная кіслата дыса- цыруе ступеньчата:

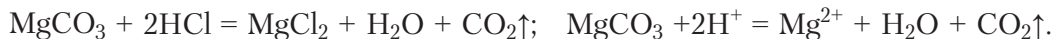


У звычайных умовах яна распадаецца на вуглякіслы газ і ваду:



Вугальнай кіслаце адпавядаюць два рады солей: карбанаты (сярэдня) і гідракарбанаты (кіслыя). Адзначым дзве найважнейшыя ўласцівасці солей вугальнай кіслаты.

1. *Узаемадзеянне з кіслотамі.* Агульнай уласцівасцю карбанатаў і гідракарбанатаў з'яўляецца «закіпанне» пры дзеянні больш моцных кіслот як на цвёр- дую соль, так і на яе раствор. Адбываецца вылучэнне газу без колеру і паху:



Узаемадзеянне карбанатаў і гідракарбанатаў з саянай кіслотой

Узаемадзеянне солей з моцнымі кіслотамі выкарыс- тоўваюць як тэст (якасную рэакцыю) на прысутнасць со- лей вугальнай кіслаты — карбанатаў і гідракарбанатаў (Дадатак 3).

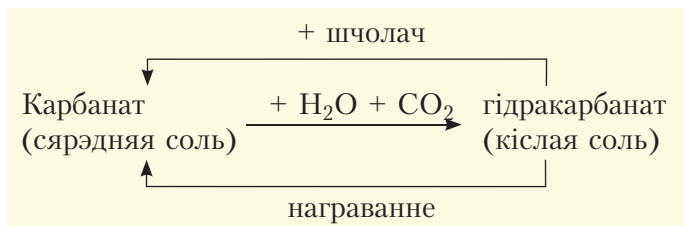
Акрамя таго, такія рэакцыі могуць выкарыстоўвацца для атрымання вуглякіслага газу ў лабараторыі, напрыклад, з мармуру CaCO_3 :



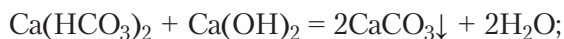
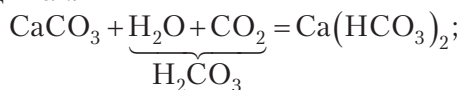
2. *Тэрмічнае раскладанне.* Другая асаблівасць солей ву- гальнай кіслаты — іх невысокая тэрмічная ўстойлівасць (акрамя карбанатаў натрыю і калію, рубідыю і цэзію). Пры награванні яны раскладаюцца:



Аналізуючы сказанае і ўраўненні хімічных рэакцый папярэдняга параграфа, можна зрабіць вывад, што карбанаты і гідракарбанаты здольныя да *ўзаемаператварэнняў*, якія ўмоўна можна паказаць схемай:



На прыкладзе карбанату кальцыю ўраўненні рэакцый, адпаведныя дадзенай схеме, выглядаюць так:



Карбанаты і гідракарбанаты знаходзяць шырокае прымяненне ў будаўніцтве, побыце, оптыцы, медыцыне, а таксама ў вытворчасці мыла, шкла, паперы, з'яўляюцца напаўняльнікамі вогнетушыльнікаў.

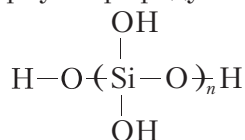


Крэмніевая кіслата і яе солі

Крэмніевая кіслата H_2SiO_3 з'яўляецца двухасноўнай і больш слабай, чым вугальная кіслата. Яе атрымліваюць узаемадзеяннем сілікатаў (Na_2SiO_3 або K_2SiO_3) з больш моцнай кіслотой, напрыклад H_2SO_4 , HCl :



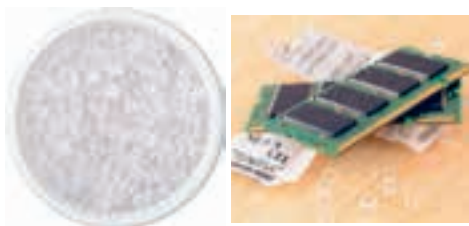
Крэмніевая кіслата пры гэтым вылучаецца ў выглядзе студзяністага асадку, састаў якога часта паказваюць формулай $n\text{SiO}_2 \cdot m\text{H}_2\text{O}$. У сапраўднасці крэмніевая кіслата мае палімерную прыроду:



Ужо пры нязначным награванні або доўгім захоўванні кіслата раскладаецца на аксід і ваду:



Утвораны аксід SiO_2 мае порыстую структуру і вялікую плошчу паверхні (да $1000 \text{ м}^2/\text{г}$), што дазваляе яму абсарбіраваць малекулы розных



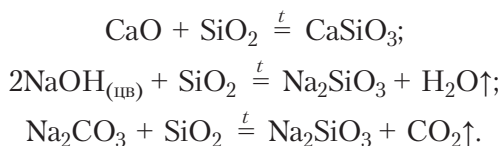
Мал. 101. Сілікагель

рэчываў, у тым ліку і ваду. Менавіта дзякуючы абсарбцыйным уласцівасцям аксід SiO_2 пад назвай «сілікагель» выкарыстоўваецца як асушальнік паветра ва ўпакоўках з электронікай і абуткам, а пад назвай «Белы вугаль» — як абсарбент у медыцыне (мал. 101).

Солі крэмнёвай кіслаты

Для крэмнёвай кіслаты вядомыя толькі сярэднія солі — сілікаты. Большасць з іх дрэнна раствараецца ў вадзе. Растваральныя солі сілікат наз-

трыю і сілікат калію называюць «растваральнае шкло» і выкарыстоўваюць як «канцылярскі клей». Атрымаць сілікаты можна сплаўненнем аксіду крэмнію(IV) як кіслотнага аксіду са шчолачамі, аксідамі металаў, а таксама з карбанатамі:



Вытворчасць будаўнічых матэрыялаў на аснове сілікатаў і карбанатаў

Прыродныя сілікаты і карбанаты служаць асновай для вытворчасці цэменту, бетону, шкла.

Цэмент атрымліваюць спяканнем вапняку CaCO_3 і гліны, адна з састаўных частак якой — каалініт, які ўключае аксіды SiO_2 і Al_2O_3 .

Бетон вырабляюць з сумесі пяску, цэменту і вады. Дадаючы ў такую сумесь шлак, атрымліваюць шлакабетон. Калі свежапрыгатаванай сумессю заліваюць металічны каркас, то пры зацвярдзенні атрымліваюцца жалезабетонныя канструкцыі. Пры выкарыстанні ў якасці напаўняльніку газападобных рэчываў атрымліваюць пенабетон.

Шкло ўжываюць у будаўнічай сферы (шкленне вокнаў, вітражоў, дзвярэй, аранжарэй), у аптычнай прамысловасці, медыцыне, машынабудаванні, прыборабудаванні, сучаснай архітэктуры, электроніцы, побыце. Як адзначана вышэй у параграфе, сыравіна для вытворчасці шкла («варэння шкла») — карбанаты натрыю і кальцыю, а таксама аксід крэмнію(IV), гэта значыць крышталічная



сода, мел або вапняк і кварцавы пясок (Na_2CO_3 , CaCO_3 , SiO_2). Як ужо адзначалася ў § 41, у састаў шкла ўваходзяць аксіды натрыю, кальцыю і крэмнію ў мольных суадносінах 1 : 1 : 6.

Для надання шклу асаблівых уласцівасцей у зыходную сумесь уводзяць дабаўкі. Так, для яго афарбоўвання выкарыстоўваюць розныя аксіды: CuO надае блакітны колер, FeO — зялёны, CoO — ад блакітнага да сіне-фіялетавага. Глушыцелі памяншаюць празрыстасць шкла, робяць яго матавым. Наклейванне палімерных плёнак павялічвае трываласць. Арміраванне металічным дротам надае дэкаратыўныя ўласцівасці і перашкаджае ўтварэнню вялікіх асколкаў пры растрэскванні. Варта адзначыць магчымасць шматразовай перапрацоўкі шкла.

Крэмнёвая і вугальная кіслоты — няўстойлівыя рэчывы, што раскладаюцца з утварэннем аксиду і вады: крэмнёвая — пры нязначным нагрэванні або доўгім захоўванні, а вугальная — адразу пры ўтварэнні.

Карбанаты і гідракарбанаты здольныя да ўзаемаператварэнняў.

Найважнейшымі будаўнічымі матэрыяламі на аснове прыродных сілікатаў і карбанатаў з'яўляюцца цэмент, бетон і шкло.

Пытанні, заданні, задачы

1. Выпішыце характарыстыкі, якія адносяцца а) да вугальнай кіслаты; б) да крэмнёвай кіслаты: 1) слабы электраліт; 2) тэрмічна ўстойлівая; 3) раскладаецца на аксід і вадку; 4) утвараецца пры растварэнні аксиду ў вадзе; 5) пры раскладанні ўтварае газападобны аксід; 6) прадукт яе распаду — сілікагель; 7) утварае два рады солей; 8) яе солі пры дадаванні кіслаты «закіпаюць»; 9) солі называюць карбанатамі і гідракарбанатамі; 10) утвараецца пры дадаванні салянай кіслаты да сілікатаў; 11) солі называюць сілікатамі; 12) адзін з атамаў мае ступень акіслення +4.

2. Запішыце ў малекулярнай і іоннай форме ўраўненні рэакцый, якія ілюструюць хімічныя ўласцівасці а) вугальнай і б) крэмнёвай кіслот, названыя ў заданні 1.

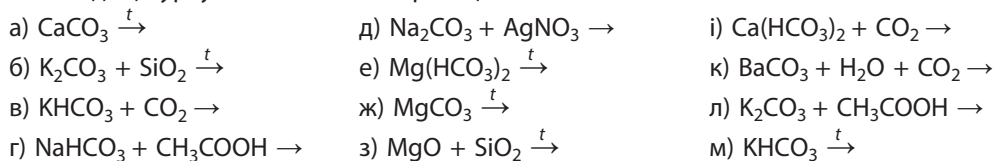
3. Запоўніце табліцу «Будаўнічыя матэрыялы» (цэмент, бетон, жалеабетон, шкло).

Будаўнічы матэрыял	Сыравіна для вытворчасці

4. Запоўніце табліцу «Прымяненне карбанатаў і гідракарбанатаў».

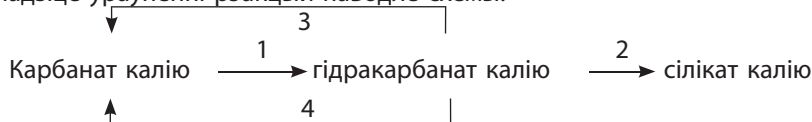
№	Хімічныя формулы і назвы	Сферы выкарыстання

5. Складзіце ўраўненні магчымых рэакцый:



6. Разлічыце масы кальцыніраванай соды, вапняку і кварцавага пяску, неабходныя для атрымання шкла масай 100 кг, дапускаючы, што зыходныя рэчывы не ўтрымліваюць прымесей.

7. Складзіце ўраўненні рэакцый паводле схемы:



8. Пры доўгім захоўванні раствораў шчолачаў у шкляным посудзе ў растворах узнікае муць. Патлумачце, якія рэакцыі з'яўляюцца прычынай гэтай з'явы.

9. Прапануйце спосабы атрымання не менш як васьмі складаных рэчываў, маючы ў распараджэнні сілікат калію і гідракарбанат кальцыю. Запішыце ўраўненні рэакцый і спіс атрыманых рэчываў.

10. Вызначце аб'ём вуглякіслага газу (н. у.), што вылучыцца з вогнетушільніка, які ўтрымлівае серную кіслату і раствор аб'ёмам 10 дм³ з масавай доляй гідракарбанату натрыю 8 % (шчыльнасць раствору — 1,058 г/см³).

*Падрыхтуйце паведамленні: 1. Як утвараюцца сталактыты і сталагміты; 2. Вытворчасць шкла ў Рэспубліцы Беларусь.



Практычная работа 3. Рашэнне эксперыментальных задач па тэме «Неметалы»

Заданне 1. Правядзіце рэакцыю паміж растворамі: а) сульфату натрыю і нітрату барыю; б) хларыду натрыю і нітрату серабра(І).

Апішыце прыкметы рэакцый. Пакажыце аніёны, якія ўваходзяць у састаў атрыманых асадкаў.

Заданне 2. Правядзіце рэакцыі, якія даказваюць якасны састаў: а) хларыду амонію; б) сернай кіслаты.

Заданне 3. Вызначце з дапамогай якасных рэакцый выдадзеныя вам у пранумараваных прабірках растворы: а) фасфату калію і карбанату калію; б) сілікату натрыю і сульфату натрыю.

Заданне 4. Доследным шляхам вызначце, у якой з прабірак знаходзіцца кожнае з мінеральных угнаенняў: а) кальцыевая салетра, сульфат амонію; б) хларыд калію, паташ.

Разлічыце і параўнайце пажыўную каштоўнасць выдадзеных угнаенняў.

Пры складанні справаздачы пра работу ўраўненні рэакцый, якія праходзяць у растворах, пакажыце ў малекулярнай і іоннай формах.



РАЗДЗЕЛ VII

МЕТАЛЫ

Вывучаючы гэты раздзел, вы пашырыце свае веды пра металы, пра спосабы атрымання металаў і сплаваў, вобласці іх прымянення, навучыцеся прагназаваць і тлумачыць фізічныя і хімічныя ўласцівасці металаў і іх злучэнняў, асвоіце метады вызначэння іонаў многіх металаў у растворах, пазнаёміцеся з прычынамі карозіі жалеза і спосабамі яе папярэджання.

Найважнейшыя паняцці тэмы: металы, сплавы металаў, рад актыўнасці металаў, карозія, электrolіз, асноўныя аксіды, асновы, амфатэрныя аксіды і гідраксіды, якасныя рэакцыі на катыёны Ca^{2+} , Ba^{2+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} .

§ 43. Металы. Агульная характарыстыка

Металы — гэта крышталічныя простыя рэчывы з металічнай сувяззю паміж шчыльна ўпакаванымі атамамі.

У табліцы перыядычнай сістэмы металы размешчаны лявей ад умоўнай ступеньчатай лініі (гл. мал. 61). Да металаў адносяцца *s*-элементы (акрамя H і He), частка *p*-элементаў і ўсе *d*- і *f*-элементы.

Асаблівасці электроннай будовы атамаў металаў

У атамаў металаў лік электронаў на знешнім слоі ў асноўным складае ад 1 да 3. Выключэннем з'яўляюцца ўсяго некалькі металаў: Ge, Sn, Pb (4 электроны); Sb, Bi (5 электронаў); Po (6 электронаў). У перыядзе ў атамаў металаў большы радыус, чым у неметалаў, паколькі сілы кулонаўскага ўзаемадзеяння электронаў з ядром невялікія.



Нагадаем, што па структуры крышталёў і электрафізічных уласцівасцях германій і адна з алатропных мадыфікацый волава з'яўляюцца паўправаднікамі.

Электронныя канфігурацыі знешняй электроннай абалонкі атамаў *s*-элементаў 2-га і 3-га перыядаў, а таксама *p*-элемента 3-га перыяду Al прыведзены ў раздзеле II, табліцы 6 і Дадатку 1. Атамы элементаў ІА- і ІІА-груп

2–7-га перыядаў маюць электронную канфігурацыю ns^1 і ns^2 адпаведна. Металы — гэта і p -элементы IIIA–VIA-груп 3–7-га перыядаў (Al, Ga, In, Tl, Sn, Pb, Po); іх электронныя канфігурацыі ns^2np^1 , ns^2np^2 , ns^2np^3 , ns^2np^4 .

У перыядычнай сістэме ў кожным перыядзе, пачынаючы з 4-га і да 7-га, маецца па 10 d -элементаў, у атамаў якіх з ростам парадкавага нумара паслядоўна запаўняюцца пяць d -арбіталей.

Звернем увагу, што энергія $3d$ -падузроўню вышэйшая, чым $4s$ -падузроўню. Таму d -электроны могуць прымаць удзел ва ўтварэнні хімічных сувязей, гэта значыць атамы d -элементаў маюць большы лік валентных электронаў у параўнанні з атамамі s - і p -элементаў, якія адносяцца да металаў.

Знаёмыя вам прыклады d -элементаў — Fe (элемент VIII-групы 4-га перыяду, формула электроннай канфігурацыі $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^6$), а таксама Cu (элемент IB-групы 4-га перыяду, формула электроннай канфігурацыі $1s^22s^22p^63s^23p^64s^13d^{10}$).

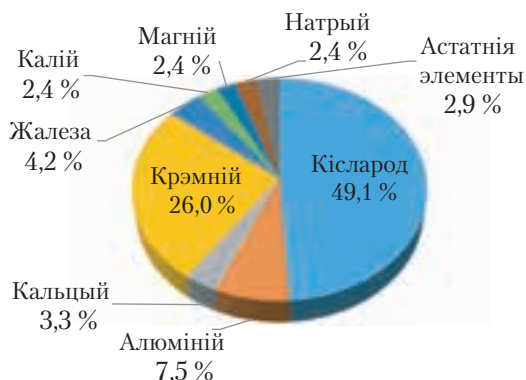
Пачынаючы з 6-га перыяду ў перыядычнай сістэме з'яўляюцца f -элементы, якія аб'яднаны ў сямействы па 14 элементаў (за кошт падобных хімічных уласцівасцей) і носяць асобныя назвы лантаноідаў і актыноідаў.

Пры ўтварэнні металічнай сувязі атамы металаў лёгка абагульняюць свае валентныя электроны. Электроны належаць не асобным атамам, а з'яўляюцца агульнымі для ўсіх атамаў і свабодна перамяшчаюцца па ўсім крышталі (гл. раздз. 3, мал. 26). Металічная сувязь уласцівая металам у вадкім і цвёрдым аграгатным станах.

Знаходжанне металаў у прыродзе

На долю металаў прыходзіцца 25 % масы зямной кары і 3–5 % масы цела чалавека. У зямной кары самым распаўсюджаным металам з'яўляецца алюміній (мал. 102).

Формы знаходжання металаў у прыродзе суадносяцца з хімічнай актыўнасцю іх простых рэчываў. Найбольш актыўныя металы існуюць у прыродзе, як правіла, у выглядзе солей — хларыдаў, сульфатаў, карбанатаў, фасфатаў, сілікатаў (NaCl, KCl, $MgSO_4 \cdot 7H_2O$, $CaCO_3$,



Мал. 102. Распаўсюджанасць металаў у зямной кары

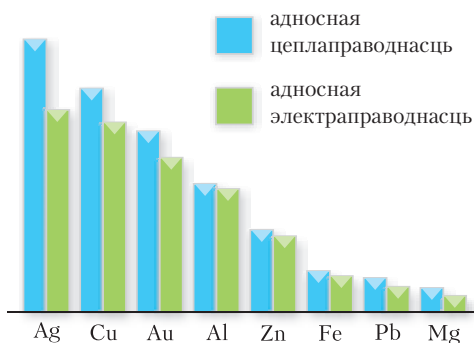
$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$), алюмасілікатаў. Металы сярэдняй актыўнасці прадстаўлены ў прыродзе часцей за ўсё аксідамі і сульфідамі (Fe_2O_3 , Fe_3O_4 , ZnS , CuFeS_2 , PbS , Cr_2O_3). Металы нізкай актыўнасці (Cu , Ag , Au , Pt) сустракаюцца ў прыродзе ў свабодным стане. Многія мінералы маюць складаны састаў і ўключаюць катыёны двух-трох розных металаў і аніёны розных кіслотных астаткаў неарганічных кіслот і гідраксільных групы (Дадатак 2).

У крыві чалавека выяўлена больш за 60 хімічных элементаў-металаў. У арганізме чалавека прысутнічаюць *макраэлементы* — калій, кальцый, натрый, магній, а ў меншых колькасцях *мікраэлементы* — алюміній, жалеза, марганец, медзь, цынк і іншыя.

Фізічныя ўласцівасці металаў

Для металаў характэрны высокія цепла- і электраправоднасць, пластычнасць (коўкасць) і металічны бляск (§ 11, табл. 8). Адметнай рысай электраправоднасці металаў з'яўляецца яе залежнасць ад тэмпературы: з павелічэннем тэмпературы іх электраправоднасць памяншаецца. Пры гэтым яна ў 10^{14} разоў і болей перавышае электраправоднасць дыэлектрыкаў. Найбольш высокай электра- і цеплаправоднасцю валодаюць серабро, золата, медзь і алюміній, самай нізкай — ртуть і вісмут (мал. 103).

Пластычнасць (коўкасць) металаў выяўляецца ў іх здольнасці змяняць форму пры ціску, выцягвацца ў дрот, пракатвацца ў тонкія лісты (мал. 104). Пластычнасць металаў тлумачыцца тым, што шчыльна выкладзеныя слаі атамаў металу могуць слізгаць адносна адзін аднаго, не разбураючы хімічныя сувязі, якія іх аб'ядноўваюць (гл. § 16, мал. 39). Па пластычнасці металы



Мал. 103. Цепла- і электраправоднасць металаў



Мал. 104. Коўка металу як дэманстрацыя яго пластычнасці

падзяляюць на высокапластычныя (па ўбыванні) — Au, Ag, Pb, Cu, Fe, Ti, Sn, Al; пластычныя — Mg, Zn, Mo, W; крохкія — Cr, Mn, Sb.

Па аграгатым стане пры пакаёвай тэмпературы ўсе металы, за выключэнне ртуті, — *цвёрдыя* рэчывы з крышталічнай структурай. Тэмпературы плаўлення металаў знаходзяцца ў дыяпазоне ад $-39\text{ }^{\circ}\text{C}$ (ртуть) да $3422\text{ }^{\circ}\text{C}$ (вольфрам) (мал. 105).

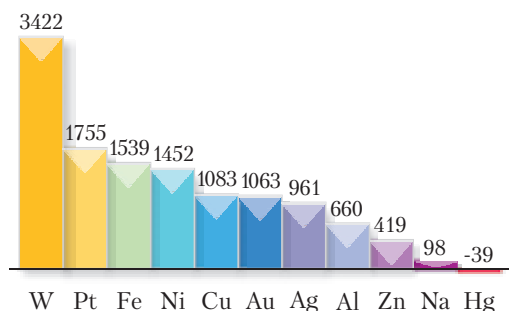
Па шчыльнасці металы дзеляць на цяжкія і лёгкія. Прыкладамі лёгкіх металаў служаць калій ($\rho = 0,9\text{ г/см}^3$), алюміній ($\rho = 2,7\text{ г/см}^3$). Да цяжкіх адносяцца металы, размешчаныя ў перыядычнай сістэме за жалезам, напрыклад, свінец, ртуть, золата. У цяжкіх металаў шчыльнасць большая за $7,8\text{ г/см}^3$. Так, шчыльнасць золата складае $19,3\text{ г/см}^3$.

Самыя цвёрдыя металы — вольфрам, хром, тытан, малібдэн (мал. 106). Цвёрдасць хрому і вольфраму набліжаецца да цвёрдасці карунду (Дадатак 2). Да мяккіх металаў адносяцца, напрыклад, натрый і калій. Іх зліткі можна разрэзаць нажом.

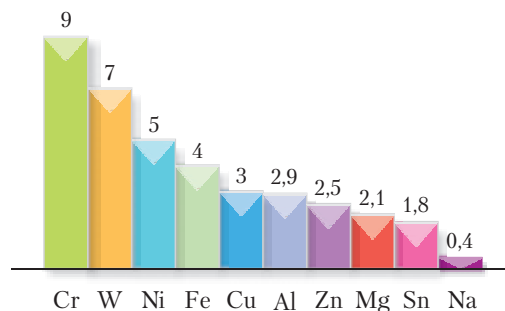
Паліраваная паверхня металаў мае характэрны металічны бляск. Дзякуючы гэтай уласцівасці тонкія пласты серабра або алюмінію на гладкай паверхні, напрыклад шкла, выкарыстоўваюць для вырабу люстэркаў.

Сплавы металаў, іх састаў, уласцівасці, прымяненне

У тэхніцы і побыце звычайна выкарыстоўваюць не індыўідуальныя металы, а іх сплавы. Найбольш часта сплавы атрымліваюць металургічным шляхам, расплаўляючы механічныя сумесі двух і больш металаў або сумесі металаў з неметаламі. Атрыманыя расплавы вытрымліваюць пры пэўнай тэмпературы для працякання ўзаемадзеяння кампанентаў, а потым крышталізуюць.



Мал. 105. Тэмпературы плаўлення металаў



Мал. 106. Адносная цвёрдасць металаў на шкале Моаса

Пад металічнымі сплавамі разумеюць матэрыялы, якія маюць металічныя ўласцівасці і складаюцца з двух або большага ліку хімічных элементаў, з якіх хаця б адзін з'яўляецца металам.

Уласцівасці сплаву залежаць ад прыроды і колькасных суадносін кампанентаў, метаду атрымання і апрацоўкі. Супаставім такія ўласцівасці індывідуальных металаў і сплаваў, як тэмпература плаўлення, цвёрдасць і шчыльнасць.

Сплавы часта адрозніваюцца больш нізкімі тэмпературамі плаўлення ў параўнанні з індывідуальнымі металамі. Напрыклад, чысты свінец плавіцца пры тэмпературы $+327,5\text{ }^{\circ}\text{C}$, а чыстае волава — пры $+232\text{ }^{\circ}\text{C}$. Сплаў на аснове волава, які ўтрымлівае 36 % свінцу, мае тэмпературу плаўлення $+181\text{ }^{\circ}\text{C}$. Сплавы звычайна цвёрдзейшыя за чысты метал, іх электра- і цеплаправоднасць меншая. Многія сплавы вядомы чалавеку са старажытных часоў. Першыя металічныя прадметы, якія ўдалося знайсці археолагам, былі зроблены з *бронзы* — сплаву, які даў назву цэлай эпосе развіцця чалавецтва. *Шчыльнасць* сплаваў звычайна мае прамежкавае значэнне паміж шчыльнасцямі індывідуальных кампанентаў сплаву.

Бронзай называюць сплавы медзі з іншымі металамі, напрыклад волавам, жалезам, алюмініем і інш., акрамя цынку і нікелю. Найбольш распаўсюджаныя алавяністыя бронзы — сплавы Cu—Sn, у якіх утрыманне волава дасягае некалькіх працэнтаў, а часам і болей. Сплаў медзі з цынкам з розным утрыманнем цынку, нават да 50 %, называюць *латунню*. Дзякуючы ўстойлівасці да механічнага сцірання і высокай каразійнай стойкасці бронзу і латунь выкарыстоўваюць для вырабу дэталей машын і прыбораў, рознай фурнітуры, труб. Бронзу прымяняюць у ліццё скульптур і помнікаў. Нам усім знаёмыя бронзавыя люстры і статуэткі, латуневыя краны, самавары, дзвярныя ручкі (мал. 107).

1	29
18	Cu
8	МЕДЗЬ
2	
[Ar]4s ¹ 3d ¹⁰	
63,546	



Бронза



Латунь



Сталь



Сплаў алюмінію

Мал. 107. Вырабы са сплаваў металаў

На дадзеным этапе развіцця цывілізацыі найбольш пашыраны метал — жалеза, але яго не выкарыстоўваюць у чыстым выглядзе. Цвёрдасць чыстага

жалеза невялікая. Акрамя таго, яно хутка акісляецца на паветры, асабліва ў вільготнай атмасферы, ад чаго вырабы з яго прыходзяць у непрыдатнасць. Таму выкарыстоўваюць сплавы жалеза, якія ўтрымліваюць вуглярод і прымесь іншых металаў. Пры ўтрыманні вугляроду больш за 2 % па масе — гэта *чыгуны*, менш за 2 % — *сталі*.

Дзякуючы добрым ліцейным якасцям, трываласці, невялікаму каэфіцыенту трэння і многім іншым карысным уласцівасцям чыгун выкарыстоўваюць для вырабу дэталей арматуры, падмуркаў станкоў, падшыпнікаў, катлоў і многіх іншых вырабаў машына-, трактара- і станкабудавання. Сталь у параўнанні з чыгуном больш пластычная, трывалая, цвёрдая, лягчэй апрацоўваецца механічна. Некаторыя яе гатункі, што ўтрымліваюць прымесь Cr, Ni, Mo, Ti, больш каразійнаўстойлівыя. Сплавы жалеза з нікелем, хромам і іншымі металамі (да некалькіх працэнтаў), якія змяшчаюць менш за 2 % вугляроду, незаменныя пры вырабе будаўнічых канструкцый, дэталей машын, рэак, рэжучага інструменту, арматуры (мал. 107).

Дзюралюміній — сплаў алюмінію (94 %) з меддзю, магніем і марганцам — асноўны канструкцыйны матэрыял у авіяцыі, касманаўтыцы, вытворчасці хуткасных цягнікоў, аўтамабіляў і ў іншых галінах прамысловасці, для якіх прынцыповую ролю адыгрывае мінімальная маса канструкцыі. Гэты сплаў адрозніваецца не толькі лёгкасцю, але і трываласцю (гл. мал. 107).



Сплаў вальфраму з кобальтам і вугляродам (пабедыт) па цвёрдасці блізкі да алмазу. З яго вырабляюць звыштрывалыя інструменты для металаапрацоўкі і бурэння горных парод, свердлаў па бетоне.

Чыстае золата — мяккі метал, таму ў ювелірных вырабах выкарыстоўваюць яго больш цвёрдыя сплавы, напрыклад, з меддзю, нікелем. Дадаванне ў золата іншых металаў змяняе не толькі яго механічныя ўласцівасці, але і колер. Напрыклад, пры ўтрыманні паладыю больш за 10 % золата афарбоўваецца ў белы колер з лёгкім цялесным адценнем.

Металы — гэта крышталічныя рэчывы з металічнай сувяззю паміж шчыльна ўпакаванымі атамамі.

Для металаў характэрны высокія цепла- і электраправоднасць, высокая пластычнасць (коўкаць) і металічны бляск.

Металічныя сплавы — гэта матэрыялы, якія маюць металічныя ўласцівасці і складаюцца з двух або большай колькасці хімічных элементаў, з якіх хаця б адзін з'яўляецца металам.

Пытанні, заданні, задачы

1. Назавіце і патлумачце: а) агульныя фізічныя ўласцівасці металаў; б) найважнейшыя фізічныя адрозненні сплаваў ад індыўідуальных металаў.

2. Прывядзіце электронныя канфігурацыі атамаў, параўнайце радыусы атамаў: а) натрыю і літыю; б) магнію і аргону.

3. Растлумачце, чаму пры моцным марозе за металічную дзвярную ручку, у адрозненне ад драўлянай, голай рукой брацца не рэкамендуецца.

4. Вызначце ступені акіслення атамаў металаў у злучэннях: MgS , NaNO_3 , FeO , Fe_2O_3 , Cr_2O_3 , CrO_3 .

5. Расстаўце сімвалы металаў у парадку ўзрастання радыуса іх атамаў: Mg , Na , Li , Fr , Ba .

6. Выкарыстоўваючы даныя малюнкаў 103 і 106, растлумачце, якія металы можна прымяніць: а) для рэзкі алюмінію, магнію, волава, натрыю; б) у якасці электраправодкі або для вырабу электрычных кантактаў.

7. Выключыце лішнія і абгрунтуйце свой выбар:

а) $1s^2 2s^2 2p^5$; б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$; в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$; г) $1s^2 2s^2 2p^6$.

8. Манета масай 3,9 г мае аб'ём $0,5 \text{ см}^3$. З якога металу (сплаву) яна выраблена? Для адказу скарыстайцеся данымі табліцы.

Металы (сплавы)	Шчыльнасць, г/см^3	Металы (сплавы)	Шчыльнасць, г/см^3
Алюміній	2,7	Медзь	8,96
Сталь	7,6–7,9	Серабро	10,5
Бронза	8,7–9,0	Золата	19,3
Нікель	8,9	Плаціна	21,5

9. Магній — адзін з найважнейшых біягенных элементаў. Яго ўтрыманне ў арганізме чалавека складае каля 0,05 %. Вызначце масу магнію і лік яго атамаў у арганізме чалавека масай 60 кг.

10. Вызначце метал, масавая доля якога ў яго аксідзе саставу Me_2O_3 роўная 68,42 %.



§ 44. Агульныя хімічныя ўласцівасці металаў

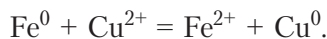
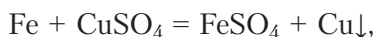
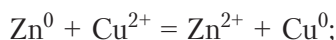
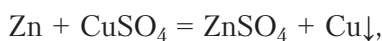
Па хімічных уласцівасцях металы з'яўляюцца адноўнікамі, паколькі лёгка аддаюць свае электроны атамам неметалаў, ператвараючыся ў дадатна зараджаныя іоны — *катыёны*.

Здольнасць атамаў металаў аддаваць, а іх катыёнаў — далучаць электроны можа служыць мерай хімічнай актыўнасці металаў. Так, алюміній на паветры вельмі хутка пакрываецца аксіднай плёнкай, а з золатам прыкметных змен не адбываецца. Цынк актыўна ўзаемадзейнічае з салянай кіслотой,

а серабро — не. Таму алюміній і цынк можна аднесці да актыўных металаў, а золата і серабро — да неактыўных.

Рад актыўнасці металаў

Хімічную актыўнасць розных металаў лёгка супаставіць, аналізуючы іх паводзіны ў водных растворах солей і кіслот. Напрыклад, калі ў раствор сульфату медзі(II) апусціць цынкавую пласцінку або жалезны цвік, то практычна адразу ж на іх паверхні з'яўляецца чырванаваты налёт медзі. Гэта сведчыць аб тым, што цынк і жалеза выпяняюць медзь з раствору. Гэтыя працэсы можна паказаць з дапамогай наступных ураўненняў:



У гэтых рэакцыях цынк і жалеза акісляюцца, паколькі аддаюць свае электроны іонам медзі. Іоны медзі прымаюць электроны, таму медзь аднаўляецца.

Калі зробіць наадварот і ў раствор сульфату цынку змясціць медную пласцінку, то на ёй не адбудзецца асаджэння цынку. У чым тут прычына?

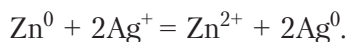
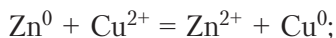
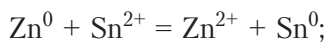
Эксперыментальным шляхам, вывучаючы здольнасць адных металаў выпяняць другія з водных раствораў іх солей, рускі вучоны М. М. Бекетаў расставіў металы ў рад. У ім металы, што знаходзяцца лявей, здольныя аднаўляць наступныя з раствораў іх солей. Паколькі такая здольнасць металаў звязана з іх аднаўленчай актыўнасцю, то гэты рад атрымаў назву рад актыўнасці металаў.

Рад актыўнасці металаў

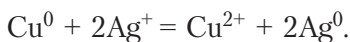
Li K Ba Sr Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Ni Sn Pb (H₂) Cu Hg Ag Pd Pt Au

Чым лявей у гэтым радзе размешчаны метал, тым большымі аднаўленчымі ўласцівасцямі ў водным раствору ён валодае, гэта значыць лягчэй аддае свае электроны акісляльніку і пераходзіць у выглядзе катыёна ў раствор; тым цяжэй катыён гэтага металу аднаўляецца. Цынк і жалеза лягчэй аддаюць свае электроны, чым медзь, і таму аднаўляюць Cu^{2+} з раствору.

Па становішчы цынку ў радзе актыўнасці можна прагназаваць, што гэты метал здольны аднавіць з раствору іоны волава, медзі і серабра:



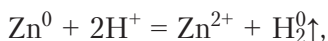
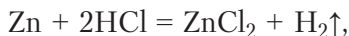
У той жа час медзь будзе аднаўляць толькі іоны серабра, але не адновіць іоны волава:



Гэта азначае, што цынк валодае большай аднаўленчай здольнасцю. Ён лягчэй аддае электроны, чым волава, медзь і серабро. Таму цынк лічыцца больш актыўным металам, чым гэтыя металы. У сваю чаргу, медзь — больш актыўны метал, чым серабро.

Рад актыўнасці металаў дазваляе не толькі прагназаваць паводзіны металаў у рэакцыях з растворамі солей, але і параўноўваць іх адносіны да вады, раствораў кіслот, а таксама да неметалаў і шэрага іншых рэчываў.

Так, злева ад вадароду размешчаны металы, якія выцясняюць вадарод з вады і кіслот (гэта значыць аднаўляюць іоны вадароду H^+). Металы, размешчаныя справа ад вадароду, такой аднаўленчай актыўнасці ў рэакцыях з растворамі кіслот не праяўляюць. Напрыклад, цынк рэагуе з саяняй кіслотой, выцясняючы вадарод:



а серабро вадарод не выцясняе.

Узаемадзеянне металаў з простымі і складанымі рэчывамі

Да агульных хімічных уласцівасцей металаў адносяць іх рэакцыі з неметаламі, вадой, кіслотамі, солямі. Для некаторых металаў таксама характэрны рэакцыі з растворамі шчолачаў. Частка металаў уступае ў рэакцыі з арганічнымі рэчывамі. Многія пералічаныя ўзаемадзеянні вам вядомы з папярэдніх раздзелаў. Акрамя таго, вы вывучалі хімічныя ўласцівасці металаў у 9-м класе. Таму на дадзеным этапе навучання мы сістэматызуем вядомыя вам уласцівасці, склаўшы табліцу 31.

Табліца 31. Агульныя хімічныя ўласцівасці металаў

Рэагенты і ўраўненні рэакцый	Асаблівасці ўзаемадзеяння з металамі
Неметалы $2\overset{0}{\text{Cu}} + \overset{0}{\text{O}_2} \xrightarrow{t} 2\overset{+2}{\text{Cu}}\overset{-2}{\text{O}}$ $2\overset{0}{\text{K}} + \overset{0}{\text{H}_2} \xrightarrow{t} 2\overset{+1}{\text{K}}\overset{-1}{\text{H}}$ $6\overset{0}{\text{Li}} + \overset{0}{\text{N}_2} \xrightarrow{t} 2\overset{+1}{\text{Li}}\overset{-3}{\text{N}}$ $2\overset{0}{\text{Fe}} + 3\overset{0}{\text{Cl}_2} \xrightarrow{t} 2\overset{+3}{\text{Fe}}\overset{-1}{\text{Cl}}$	Утвараюць бінарныя злучэнні: аксіды, гідраксіды, нітрыды, галагеніды. Рэакцыі працякаюць як пры звычайных умовах, так і пры награванні
Вада а) $2\text{K} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{KOH} + \text{H}_2\uparrow$ $\text{Ba} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\uparrow$ б) $3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t} \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2\uparrow$ $\text{Zn} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t} \text{ZnO} + \text{H}_2\uparrow$ в) $\text{Mg} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t} \text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow + \text{H}_2\uparrow$ $2\text{Al} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{H}_2\uparrow$	Шчолачныя і шчолачназямельныя (Ca, Sr, Ba, Ra) металы ўтвараюць вадарод і шчолач пры звычайных умовах. Металы сярэдняй актыўнасці, рэагуючы з парамі вады, утвараюць аксіды. Утвараюць нерастваральныя асновы: магній рэагуе з вадой, што кіпіць; алюміній рэагуе з вадой, калі з паверхні выдалена плёнка аксиду, напрыклад алюміній амальгаміраваны
Кіслоты $\text{Mg} + 2\text{HCl} = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$ $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб})} = \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$	Шчолачныя металы рэагуюць з кіслотамі-акісляльнікамі $\text{HNO}_{3(\text{канц})}$, $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{канц})}$ з выбухам. Pb пасівіруецца ў разбаўленых HCl, H_2SO_4. Нагадаем, што пры ўзаемадзеянні металаў з кіслотамі-акісляльнікамі $\text{HNO}_{3(\text{канц})}$ і $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{канц})}$ вадарод не вылучаецца, а ўтвараюцца прадукты аднаўлення азоту і серы
Солі $\text{Fe} + \text{CuCl}_2 = \text{FeCl}_2 + \text{Cu}\downarrow$ $\text{Cu} + 2\text{AgNO}_3 = 2\text{Ag}\downarrow + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$	У водных растворах металы s-элементаў, валодаючы моцнымі аднаўленчымі ўласцівасцямі, выцясняюць з вады вадарод, а не іоны менш актыўных металаў солей. Астатнія металы рэагуюць у адпаведнасці са становішчам у радзе актыўнасці
Растворы шчолачаў $\text{Zn} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{NaOH}(\text{p-p}) = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\uparrow$	У такія рэакцыі ўступаюць цынк, алюміній, берый



Актыўныя металы (Na, K) уступаюць у рэакцыі з карбонавымі кіслотамі, спіртамі, феноламі.



Становішча металу ў радзе актыўнасці металаў дазваляе прагназаваць яго паводзіны ў акісляльна-аднаўленчых рэакцыях, што праходзяць у водных растворах.

Атамы металаў ва ўсіх хімічных ператварэннях з'яўляюцца аднойнікамі.

Пытанні, заданні, задачы

1. Назавіце характэрныя для металаў фізічныя ўласцівасці.
2. Пералічыце *p*-элементы, якія адносяцца да элементаў металаў.
3. Расстаўце каэфіцыенты ва ўраўненні рэакцыі метадам электроннага балансу:
 $\text{Cu} + \text{HNO}_{3(\text{разб})} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.
4. Складзіце ўраўненні магчымых хімічных рэакцый з улікам таго, што медзь акісляецца да ступені акіслення +2:
а) $\text{Ag} + \text{HCl} \rightarrow$; б) $\text{Cu} + \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$;
в) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб})} \rightarrow$; г) $\text{Ni} + \text{NaCl} \rightarrow$;
д) $\text{Zn} + \text{AgNO}_3 \rightarrow$; е) $\text{Au} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$.
5. Складзіце ўраўненні рэакцый узаемадзеяння цынку з неметаламі (O_2 , P), кіслотамі (разбаўленымі HCl , H_2SO_4), з растворамі шчолачаў (NaOH , KOH), з солямі (AgNO_3 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$).
6. Цынк масай 1,3 г растварылі ў канцэнтраваным раствору гідраксіду натрыю. Разлічыце аб'ём газу, які вылучыўся.
7. Складзіце ўраўненні рэакцый, якія могуць працякаць на паверхні актыўнага металу, напрыклад літыю, на паветры.
8. Пакажыце, як зменіцца маса цынкавай пласцінкі (павялічыцца, паменшыцца, застанеца нязменнай) пры апусканні яе на невялікі час у раствор: а) сернай кіслаты; б) гідраксіду натрыю; в) сульфату магнію; г) сульфату медзі(II); д) нітрату серабра(II).
9. Вызначце аб'ём вадароду, які вылучыцца пры ўзаемадзеянні 260 г цынку з растворами сернай кіслаты аб'ёмам 250 см^3 . Масавая доля H_2SO_4 роўная 15 %, шчыльнасць — $1,1 \text{ г/см}^3$.
10. Жалезную пласцінку масай 90 г пагрузілі ў раствор меднага купарвасу. Праз нейкі час яе дасталі, прамылі, высушылі і ўзважылі. Маса стала роўная 92,4 г. Вызначце масу жалеза, якое прарэагавала, і масу медзі, якая асела на пласцінцы.



Лабараторны дослед 7. Узаемадзеянне металаў з растворами кіслот

Рэактывы: магній, цынк, жалеза, медзь, раствор сернай кіслаты.

У чатыры прабіркi палажыце металы — магній, цынк, жалеза, медзь — і дадайце да іх раствор сернай кіслаты (па 1 см^3).

Адзначце інтэнсіўнасць вылучэння газу.

Зрабіце вывад аб хімічнай актыўнасці металаў у адносінах да кіслот.

§ 45. Агульныя спосабы атрымання металаў

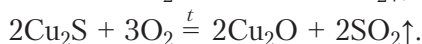
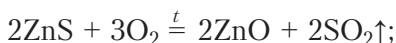
Значная хімічная актыўнасць металаў з'яўляецца прычынай таго, што ў зямной кары яны існуюць, як было адзначана раней, пераважна ў выглядзе злучэнняў — мінералаў.

Горныя пароды (навалы мінералаў), з якіх тэхналагічна можна і эканамічна выгадна здабываць валавым спосабам метал, называюць *рудой*. Руда практычна ніколі не ўтрымлівае злучэнні металу ў чыстым выглядзе, у ёй заўсёды прысутнічаюць прымесьці іншых мінералаў, якія называюць пустой пародай. Таму праблемай з'яўляецца не толькі распрацоўка тэхналогіі здабывання металаў з мінералаў, але і пошук спосабаў ачысткі мінералаў ад пустой пароды. Сучасныя тэхналогіі робяць эканамічна выгаднай здабычу жалеза з руд, у якіх яго колькасць складае 30–55 %; цынку — 2–6 %; волава — 0,2–2 %; золата — 0,00002–0,0002 %.

Вобласць навукі і тэхнікі, галіну прамысловасці, звязаную з дабываннем металаў з руд і атрыманням іх у выглядзе, прыдатным для выкарыстання, называюць *металургіяй*.

Металургічныя працэсы прынята падзяляць на тры этапы.

Першы этап — папярэдняя апрацоўка руды. На гэтым этапе ажыццяўляюць узбагачэнне руды — аддзяленне ўсіх каштоўных мінералаў ад пустой пароды. Калі рудой з'яўляецца сульфід металу (CuFeS_2 , PbS , ZnS і інш.), то такую руду папярэдне абпальваюць у прысутнасці кіслароду для пераводу металаў у аксіды:



Другі этап — аднаўленне металаў з іх злучэнняў: аксідаў ці солей. Метады аднаўлення можна падзяліць на тры вялікія групы: піраметалургічныя, электрахімічныя і гідраметалургічныя.

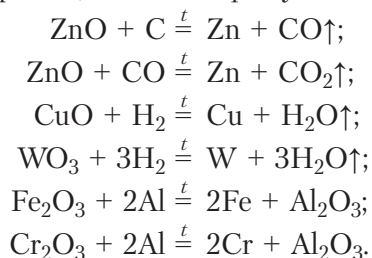
На трэцім этапе праводзяць ачыстку металаў — рафінаванне.

Метад атрымання металу з яго руды выбіраюць з улікам уласцівасцей злучэнняў металу і яго хімічнай актыўнасці.

Піраметалургічныя метады

Піраметалургічныя метады атрымання металаў заснаваны на аднаўленні металаў з іх руд пры высокай тэмпературы рознымі рэчывамі з аднаўленчымі ўласцівасцямі. Найбольш распаўсюджаныя адноўнікі — вугаль, аксід вугляроду(II), вадарод, алюміній. У якасці прыкладаў прывядзём рэакцыі,

якія выкарыстоўваюцца для атрымання металаў як у прамысловасці, так і ў лабараторыі: рэакцыі аднаўлення цынку вугалем і аксідам вугляроду(II), медзі і вальфраму — вадародам, жалеза і хрому — алюмініем:



Разгледзім больш падрабязна *працэс атрымання жалеза ў саставе яго сплаваў — чыгуну і сталі*.

Асноўная крыніца жалеза — гэта руды, якія змяшчаюць такія мінералы, як магнетыт (Fe_3O_4) і гематыт (Fe_2O_3). Карыснымі прыmesямі, якія паліпшаюць якасць выплаўленага з руды жалеза, з'яўляюцца злучэнні Mn, Ni, Co, Cr, B, V. Іх называюць легіравальнымі дадаткамі. Злучэнні As, P, S, Pb, Zn — шкодныя прыmesі, якія пагаршаюць уласцівасці жалеза.

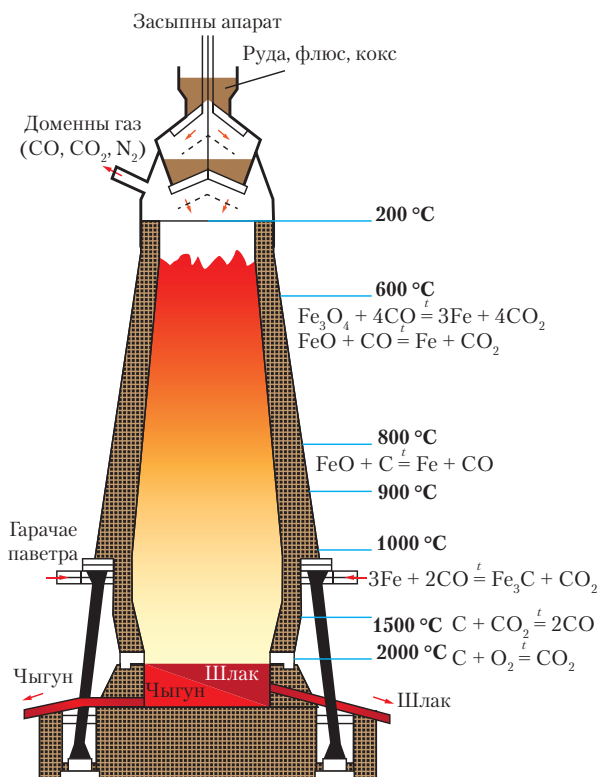
У цяперашні час у вытворчасці сталі выкарыстоўваюць два асноўныя спосабы.

Паводле першага традыцыйнага спосабу атрымання сталі праводзяць у дзве стадыі. На першай з іх атрымліваюць чыгун, які на другой стадыі перапрацоўваюць у сталь.



Для атрымання чыгуну жалеза аднаўляюць вугляродам і чадным газам, які ўтвараецца пры няпоўным згаранні вугалю. У доменную печ загрузаюць сумесь жалезнай руды, спецыяльна апрацаванага вугалю, так званага коксу, і дадаюць для паніжэння тэмпературы плаўлення вапняк.

Такую сумесь, якая мае назву «шыхта», уводзяць у доменную печ



зверху, адкуль яна перамяшчаецца ўніз у зону больш высокатэмпературнага награвання, дзе тэмпература падымаецца да 1600 °C і сумесь расплаўляецца.

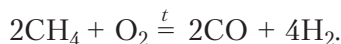
Удзіманае знізу ў доменную печ паветра забяспечвае гарэнне вугляроду з вылучэннем вялікай колькасці цеплаты і ўтварэннем чаднага газу, які аднаўляе жалеза з яго аксідаў. Адноўленае жалеза ўжо пры тэмпературы каля 1000 °C навугляроджваецца і ўтвараецца сплаў — чыгун. У ім, акрамя жалеза, утрымліваюцца графіт і цэментыт — карбід жалеза Fe₃C з сумарным утрыманнем вугляроду прыблізна ад 2 да 6 %.

Расплаў чыгуну перыядычна выдаляюць, ізалюючы яго ад шлаку. Хімічныя працэсы, якія праходзяць у розных зонах доменнай печы, адлюстраваны на малюнку.

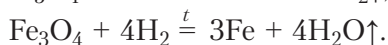
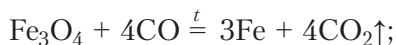
Пры *перапрацоўцы чыгуну ў сталь* на другой стадыі працэсу залішні вуглярод, а нярэдка і іншыя прымесі, напрыклад крэмнію, фосфару, серы, акісляюць пры высокай тэмпературы кіслародам паветра. Для гэтага выкарыстоўваюць розныя ўстаноўкі — мартэнаўскія печы, канвертары, электрапечкі. Аксіды неметалаў, якія ўтвараюцца, усплываюць у выглядзе шлаку або выпараюцца. Разам з акісленнем прымесей адбываецца таксама частковае акісленне жалеза з утварэннем аксіду жалеза(II), які раствараецца ў расплавах чыгуну і сталі. Аксід жалеза(II) аднаўляюць, дадаючы ў расплаў крэмній, марганец або алюміній у якасці адноўнікаў. Шлак, што ўтвараецца з аксідаў, аддзяляюць ад расплаву жалеза.

Другі спосаб вытворчасці сталі аднастадыійны, яго называюць прамым. У ім стадыя атрымання чыгуну адсутнічае, меншы выкід вуглякіслага газу ў атмасферу. З'яўляючыся больш эканамічным, ён паступова выцясняе першы спосаб. Для атрымання сталі жалезную руду здрабняюць, а потым абпальваюць з адносна невялікай колькасцю коксу ў печах, якія верцяцца. Атрыманыя жалезарудныя акатышы, якія змяшчаюць аксіды жалеза, падвяргаюць уздзеянню газападобнага адноўніка ў спецыяльных рэактарах.

У якасці адноўніка выкарыстоўваюць сумесь метану, аксіду вугляроду(II) і вадароду. Вадарод і аксід вугляроду(II) утвараюцца з метану пры яго акісленні кіслародам у прысутнасці каталізатара ў спецыяльных апаратах па рэакцыі:



Утварэнне металічнага жалеза можна адлюстраваць ураўненнямі рэакцый:



Атрыманае пры аднаўленні губчатае жалеза (акатышы) падвяргаецца пераплаўленню ў электрадугавых печах. Пры гэтым, уводзячы неабходныя дабаўкі, жалеза легіруюць для атрымання таго ці іншага гатунку высакаякасных сталей — каразійнаўстойлівых, інструментальных, канструкцыйных, электратэхнічных, гарачатрывалых і інш.

Электрахімічныя метады

Электрахімічны метады атрымання металаў (электраметалургія) заключаюцца ў вылучэнні металаў з руд электrolізам. *Электrolіз* — гэта акісляльна-аднаўленчы працэс, які працякае пад дзеяннем пастаяннага электрычнага току, які праходзіць праз раствор або расплаў электраліту.

Яго адрозненне ад звычайных акісляльна-аднаўленчых рэакцый у тым, што працэсы акіслення і аднаўлення падзеленыя ў прасторы і працякаюць на электродах, змешчаных у раствор або расплаў электраліту.

Працэс атрымання металаў электrolізам праводзяць у спецыяльных апаратах, так званых электралізёрах. У іх ёсць крыніца электрычнага сілкавання, злучаная з электродамі, якія пагружаны ў ванну з токаправодным водным раствором або расплавам солі металу.

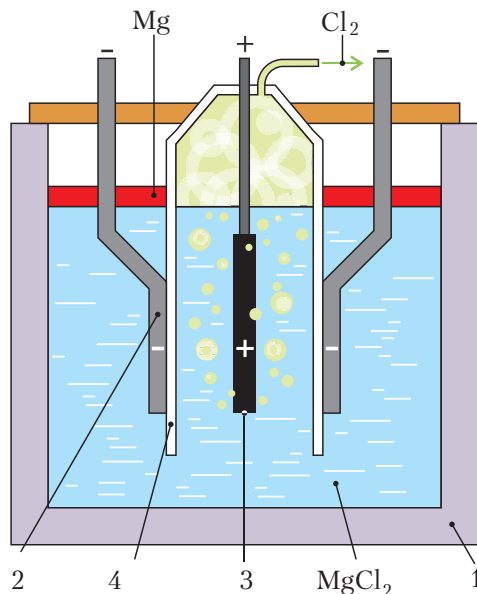
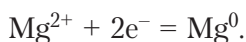
Выбар умоў правядзення электrolізу і саставу электраліту вызначаецца становішчам металу ў радзе актыўнасці. *Электrolізам воднага раствору* можна атрымаць толькі тыя металы, якія знаходзяцца ў радзе актыўнасці правей алюмінію (напрыклад, Zn, Ni, Sn, Cr, Pb, Co, Cu, Ag, Au, Pd і інш.). Алюміній, магній, шчолачныя і шчолачназемельныя металы, тытан атрымліваюць *электrolізам расплаваў* іх аксідаў або хларыдаў.

Разгледзім працэс электrolізу на прыкладзе атрымання магнію з яго хларыду (мал. 108).

Ванну электралізёра (1) запаўняюць расплаўленым MgCl_2 . Для зніжэння яго тэмпературы плаўлення і павышэння электраправоднасці расплаву ў яго ўводзяць NaCl , CaCl_2 , KCl і невялікія колькасці NaF і CaF_2 . Тэмпературу падтрымліваюць у межах 720°C . У гэтых умовах хларыд магнію і іншыя солі дысацыруюць на іоны:



На катодзе — электродзе, падключаным да адмоўнага полюса крыніцы пастаяннага току (2), працякаюць працэсы аднаўлення — перадача электронаў ад катода катыёнам магнію:

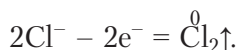


Мал. 108. Схема электралізёра для атрымання магнію

Іншыя металы пры зададзеных умовах электrolізу не аднаўляюцца, таму што канцэнтраванасць іх іонаў невялікая.

Металічны магній, які вылучаецца на катодзе, усплывае ў катоднай прасторы на паверхню электраліту, паколькі шчыльнасць магнію меншая за шчыльнасць электраліту-расплаву. Магній перыядычна выдаляюць з дапамогай вакуумнага каўша.

На анодзе — электродзе, падключаным да дадатнага полюса крыніцы пастаяннага току (3), працякаюць працэсы акіслення — электроны пераходзяць ад аніёнаў да электрода:



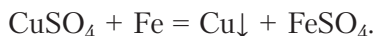
Катодная і анодная прастора электраліту падзелена перагародкай (4), каб хлор, які вылучаецца, не акісляў магній і выдаляўся з электралізера.

Гідраметалургічныя метады

Гідраметалургія — гэта атрыманне металаў з руд, канцэнтратаў і адходаў вытворчасці з дапамогай водных раствораў пэўных рэчываў (хімічных рэагентаў).

Спачатку металы пераводзяць у растваральныя злучэнні. Потым іх аднаўляюць, выкарыстоўваючы або хімічныя рэакцыі з моцнымі адноўнікамі, або працэсы выцяснення металаў з раствораў іх солей больш актыўнымі металамі, або электрахімічнае аднаўленне з раствораў.

Напрыклад, гідраметалургічным метадам атрымліваюць медзь з раствораў яе солей з дапамогай жалеза:



Серабро і золата аднаўляюць з раствораў солей гэтых металаў цынкам. Пакрыцці з нікелю і цынку атрымліваюць электrolізам раствораў іх солей.



Металургія — вобласць навукі і галіна прамысловасці, звязаная з дабываннем металаў з руд і атрыманнем іх у выглядзе, прыдатным для выкарыстання.

Металы атрымліваюць аднаўленнем з іх злучэнняў:

- метадам пірамметалургіі, выкарыстоўваючы ў якасці адноўнікаў вугаль, вадарод, аксід вугляроду(II), больш актыўны метал (напрыклад, алюміній) пры высокай тэмпературы;

- электрахімічным метадам з раствораў або з расплаваў солей металаў, выкарыстоўваючы для аднаўлення электрычны ток;
- гідраметалургічным метадам аднаўлення металаў з раствораў іх солей больш актыўнымі металамі.

Электrolіз — гэта акісляльна-аднаўленчы працэс, што працякае на электродах пад дзеяннем пастаяннага электрычнага току, які праходзіць праз раствор або расплаў электраліту.

Пытанні, заданні, задачы

1. Выкарыстоўваючы даныя пра тэмпературы плаўлення металаў і сплаваў (§ 43), выкажыце меркаванне, чаму першымі металамі, здабытымі чалавекам, былі золата, серабро, медзь і толькі потым жалеза.

2. Складзіце ўраўненні рэакцый абпалу сульфідных руд, якія ўтрымліваюць мінералы CuS , Cu_2S , ZnS , FeS_2 .

3. Складзіце ўраўненні рэакцый аднаўлення аксідаў металаў Fe_3O_4 , Fe_2O_3 , FeO , PbO , ZnO аксідам вугляроду(II).

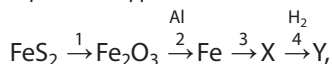
4. Складзіце ўраўненні рэакцый атрымання металаў алюма-тэрмічным спосабам (аднаўленне алюмініем) з іх аксідаў: MnO_2 , Cr_2O_3 , Fe_3O_4 .

5. Разлічыце і параўнайце масавую долю медзі ў мінералах халькапірыт CuFeS_2 і малахіт $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$.

6. Прывядзіце ўраўненні рэакцый, якія праходзяць на электродах у працэсе атрымання натрыю электrolізам расплаву яго хларыду.

7. У дэталях мабільнага тэлефона змяшчаецца каля 0,050 г золата. Колькі трэба перапрацаваць тэлефонаў, каб атрымаць 1 кг золата? Выхад прадукту пры перапрацоўцы складае 98 %.

8. Складзіце ўраўненні рэакцый паводле схемы:



дзе X — складанае рэчыва, Y — простае рэчыва.

9. На тэрыторыі цяперашняй Рэспублікі Беларусь даўней жалеза атрымлівалі з балотнай, азёрнай і дзярновай руды. Гэтая руда ўяўляе сабой буры жалезняк, які складаецца з гематыту (Fe_2O_3) і ліманіту (спрошчаная формула FeOOH). Прапануйце спосаб, які мог быць выкарыстаны ў той час для атрымання жалеза.

10. Вылічыце масу чыгуну з масавай доляй жалеза 94 %, які можна атрымаць з 10 тон магнітнага жалезняку з масавай доляй Fe_3O_4 24 %.



Мікрасхема



§ 46. Шчолачныя металы

Шчолачнымі названы металы, якія ўтвараюць шчолачы — растваральныя ў вадзе асновы. Да іх адносяцца элементы ІА-групы — літый Li, натрый Na, калій K, рубідый Rb, цэзій Cs і францый Fr.

Агульныя звесткі пра шчолачныя металы

Шчолачныя металы як хімічныя элементы аб'ядноўвае аднолькавая будова валентнага электроннага слоя атамаў, электронная канфігурацыя якога ў асноўным стане выяўляецца формулай ns^1 (табл. 32). Шчолачныя металы валодаюць нізкай электраадмоўнасцю. Валентны электрон слаба звязаны з атамам з-за малой велічыні зарадаў, якія ўзаемадзейнічаюць, і вялікага памеру атама. Гэта вызначае высокую хімічную актыўнасць шчолачных металаў і яе ўзмацненне па групе зверху ўніз у сувязі з павелічэннем радыуса атамаў і паслабленнем узаемадзеяння валентных электронаў з ядром. Пры аддачы валентных электронаў атамы праяўляюць ступень акіслення +1 і ўтвараюць, як правіла, злучэнні з іонным тыпам хімічнай сувязі.

У табліцы 32 падсумаваны звесткі аб будове і ўласцівасцях атамаў шчолачных металаў, а таксама супастаўлены фізічныя ўласцівасці простых рэчываў. Прыведзеныя даныя паказваюць, што шчолачныя металы маюць невялікую шчыльнасць і нізкія тэмпературы плаўлення. Шчолачныя металы ўяўляюць сабой крышталічныя рэчывы з добрай электра- і цеплаправоднасцю.

У зямной кары самымі распаўсюджанымі са шчолачных металаў з'яўляюцца натрый і калій (па 2,4 %). Астатнія s-элементы ІА-групы адносяцца да рэдкіх элементаў.

Табліца 32. Характарыстыкі атамаў і простых рэчываў шчолачных металаў

Элемент	Li	Na	K	Rb	Cs
Электронная канфігурацыя	[He]2s ¹	[Ne]3s ¹	[Ar]4s ¹	[Kr]5s ¹	[Xe]6s ¹
Радыус, нм	0,159	0,171	0,216	0,229	0,252
Электраадмоўнасць	1,0	0,9	0,8	0,8	0,7
Шчыльнасць, г/см ³	0,53	0,97	0,86	1,53	1,87
Тэмпература плаўлення, °C	180,5	97,8	63,6	38,8	28,5

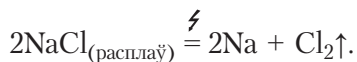
3	Li	літый
1		
2		
1s ² 2s ¹		
6,941		
11	Na	натрый
1		
8		
2		
[Ne] 3s ¹		
22,989768		
19	K	калій
1		
8		
8		
2		
[Kr] 4s ¹		
39,0983		

З прычыны высокай хімічнай актыўнасці шчолачныя металы знаходзяцца не ў свабодным стане, а ў выглядзе злучэнняў. Большая частка атамаў натрыю і калію ўваходзіць у састаў розных сілікатаў, у тым ліку і алюмасілікату — палёвага шпату. У прамысловых маштабах здабываюць *галіт*, каменную соль (NaCl), *сільвін* (KCl), *сільвініт* (сумесь KCl і NaCl). Рэспубліка Беларусь валодае вялікімі запасамі гэтых солей. Да прыродных злучэнняў адносяцца таксама *салетры* — NaNO_3 , KNO_3 і *мірабіліт* — $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

Распазнаць прысутнасць у рэчыве іонаў шчолачнага металу можна па характэрнай афарбоўцы полымя гарэлкі пры ўнясенні ў яго ўзору рэчыва на жалезным (плацінавым, ніхромавым) дроце (мал. 109, Дадатак 3).

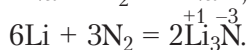
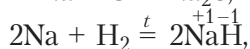
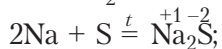
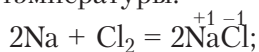
Гэты эфект пакладзены ў аснову спектраскапічных метадаў якаснага і колькаснага вызначэння шчолачных металаў.

Атрымліваюць шчолачныя металы электролізам расплаваў іх солей, напрыклад:



Хімічныя ўласцівасці шчолачных металаў

Шчолачныя металы ўзаемадзейнічаюць з многімі простымі рэчывамі неметаламі. Так, з галагенамі шчолачныя металы рэагуюць без награвання, з серай, вадародам і азотам — пры награванні, за выключэннем літыю, які ўзаемадзейнічае з азотам пры пакаёвай тэмпературы:



Звярніце ўвагу, што гідрыды з'яўляюцца моцнымі адноўнікамі. Яны аднаўляюць вадарод з вады: $\text{NaH} + \text{H}_2\text{O} = \text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$.



LiCl

NaCl

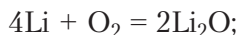
KCl

Мал. 109. Афарбоўка полымя ў прысутнасці злучэнняў шчолачных металаў

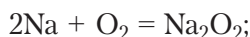
На паветры на паверхні шчолачных металаў утвараецца рад злучэнняў. Літый найменш актыўны. Калій можа загарэцца самаадвольна. Таму шчолачныя металы захоўваюць у добра закаркаваных слоіках пад слоём газу або ў запаяных ампулах.

Пры згаранні на паветры шчолачныя металы ўтвараюць злучэнні, у якіх утрыманне кіслароду павялічваецца ад Li да Cs:

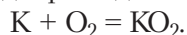
- літый утварае аксід:



- натрый — пераксід Na_2O_2 :



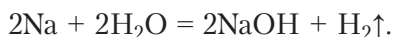
- калій, рубідый, цэзій — надпераксіды KO_2 , RbO_2 , CsO_2 :



Аксід натрыю Na_2O можна атрымаць толькі ўскосным шляхам, награвваючы пераксід натрыю з металічным натрыем:



Шчолачныя металы пачынаюць рад актыўнасці і здольныя аднаўляць вадарод з вады з утварэннем шчолачы:



Гэтая рэакцыя суправаджаецца моцным экзатэрмічным эфектам, і вадарод, які вылучаецца, можа загарэцца. Для найбольш актыўных шчолачных металаў такі працэс суправаджаецца выбухам, таму шчолачныя металы старанна ахоўваюць ад вады. Яшчэ больш энергічна гэтыя металы ўзаемадзейнічаюць з кіслотамі.



Шчолачныя металы рэагуюць таксама з феноламі і спіртамі:



Злучэнні шчолачных металаў

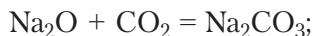
Злучэнні шчолачных металаў, як правіла, крышталічныя, добра растваральныя ў вадзе рэчывы, якія не маюць афарбоўкі.

Аксіды металаў ІА-групы ўзаемадзейнічаюць з вадой, кіслотнымі і амфатэрнымі аксідамі, кіслотамі, што характэрна для тыповых асноўных аксідаў.

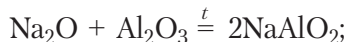
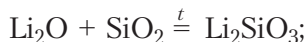
Аксіды шчолачных металаў раствараюцца ў вадзе з утварэннем гідраксідаў:



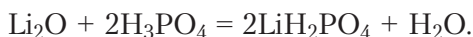
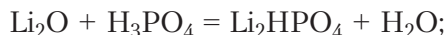
узаемадзейнічаюць з газападобнымі кіслотнымі аксідамі:



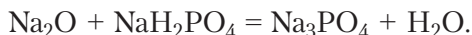
з цвёрдымі кіслотнымі аксідамі пры награванні, а часам нават пры плаўленні сумесі кампанентаў:



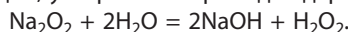
з кіслотамі, утвараючы сярэднія або кіслыя солі ў залежнасці ад асноўнасці кіслаты і суадносін кампанентаў, напрыклад:



Аксіды шчолачных металаў могуць узаемадзейнічаць з кіслымі солямі:



Na_2O_2 ўзаемадзейнічае з вадой, утвараючы пераксід вадароду:



Пераксід вадароду можа раскладацца з утварэннем атамарнага кіслароду: $\text{H}_2\text{O}_2 = \text{H}_2\text{O} + \text{O}\uparrow$. Таму Na_2O_2 прымяняюць для адбелвання саломы, шоўку, воўны і іншых матэрыялаў. Эфект адбелвання абумоўлены ўздзеяннем атамарнага кіслароду.

Пераксід натрыю выкарыстоўваюць у процівагазах, пры падводных работах. Яго прымяненне ў гэтых выпадках заснавана на рэакцыі ўзаемадзеяння з дыаксідам вугляроду: $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2\uparrow$. Вуглякіслы газ, які выдыхаецца лёгкімі, паглынаецца з адначасовым вылучэннем газападобнага кіслароду. Апошні зноў можа служыць для дыхання.

Гідраксіды шчолачных металаў — крышталічныя рэчывы, якія плавяцца без раскладання. Усе гідраксіды моцна паглынаюць вільгаць з паветра і могуць выкарыстоўвацца як асушальнікі. Яны добра растваральныя ў вадзе і дысацыруюць у ёй цалкам:



Тыповыя хімічныя ўласцівасці шчолачаў вы сістэматызавалі пры вывучэнні матэрыялу § 27, табліцы 18, разглядаючы іх у святле тэорыі электралітычнай дысацыяцыі. Нагадаем, што шчолачы ўступаюць у рэакцыі з кіслотамі, солямі, кіслотнымі і амфатэрнымі аксідамі, амфатэрнымі гідраксідамі. NaOH і KOH у прамысловасці атрымліваюць *электrolізам водных раствораў* хларыдаў:



Солі шчолачных металаў за невялікім выключэннем добра раствараюцца ў вадзе і з'яўляюцца моцнымі электралітамі.

Солі шчолачных металаў рэагуюць з кіслотамі, солямі іншых металаў толькі ў выпадку выпадзення прадукту ў асадак, утварэння маладысацыіраванага або газападобнага рэчыва. Прыклады рэакцый прыведзены раней у табліцах 17, 19. Вам ужо вядома, што солі галагенавадародных кіслот рэагуюць у растворах з галагенамі (§ 30).

Біялагічная роля і прымяненне злучэнняў шчолачных металаў

Іоны натрыю і калію адыгрываюць важную ролю ў жыццядзейнасці арганізма чалавека і жывёл. У арганізме дарослага чалавека ўтрыманне натрыю складае каля 150 г, а калію — каля 250 г. Іоны натрыю ўплываюць на электралітычны баланс клетак арганізма, удзельнічаюць у транспарце праз мембраны клетак амінакіслот, цукроў, неарганічных і арганічных аніёнаў, ва ўтварэнні страўнікавага соку. Іоны калію вызначаюць узбуджальнасць і праводнасць сардэчнай мышцы, удзельнічаюць у працэсах перадачы нервовых імпульсаў. Літый здольны рэгуляваць актыўнасць ферментаў.

Іоны калію неабходныя для жыцця раслін. Яны знаходзяцца ў асноўным у клетачным соку, дапамагаюць сінтэзу бялкоў і цукроў, назапашванню вугляводаў, нармалізуюць працэс фотасінтэзу, спрыяюць павышэнню механічнай трываласці тканак, устойлівасці да некаторых захворванняў.

Злучэнні шчолачных металаў знайшлі прымяненне ў разнастайных галінах прамысловасці. Да прыкладу, сілікаты літыю неабходны для вырабу трывалай керамікі. Сплаў літыю (${}^7\text{Li}$) з натрыем служыць эфектыўным цепланасіцелем у ядзерных рэактарах. Літый выкарыстоўваюць у металургіі лёгкіх сплаваў, у вытворчасці акумулятарных батарэй.

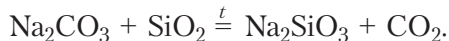
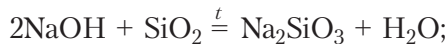


Нобелеўскую прэмію па хіміі за 2019 год атрымалі Джон Гудэнаф, Стэнлі Утынгем і Акіра Ёсіно за распрацоўку літый-іонных батарэй. Літый-іонныя батарэі значна лягчэйшыя і кампактныя, чым больш раннія тыпы акумулятараў. Яны выкарыстоўваюцца ў мабільных тэлефонах, ноўтбуках, кардыёстымуляторах, электрамабільах.

З хларыду натрыю атрымліваюць гідраксід натрыю, пераксід натрыю, хлор, кальцыніраваную соду Na_2CO_3 і пітную соду NaHCO_3 (харчовая дабаўка E500).

Сульфат натрыю выкарыстоўваюць у шкляной і гарбарнай прамысловасці, вытворчасці мыйных сродкаў і медыцынскіх прэпаратаў.

Сілікат натрыю Na_2SiO_3 атрымліваюць сплаўленнем NaOH або соды з крэменезёмам:



Ён неабходны для вырабу гарачатрывалага, кіслота- і гідраўстойлівага бетону, вогнетрывалых фарбаў, клеяў, супрацьпажарных пакрыццяў па дрэве (антыпірэнаў), для ўмацавання слабых грунтоў, у вытворчасці электродаў, для ачысткі расліннага і машыннага алеяў.

Гідраксіды натрыю і калію выкарыстоўваюцца для прыгатавання электралітаў шчолачных акумулятараў, а таксама ў вытворчасці мыла, фарбаў, цэлюлозы.

Солі калію KCl , KNO_3 , K_2CO_3 — важныя мінеральныя ўгнаенні.

Шчолачныя металы — s -элементы ІА-групы з агульнай электроннай канфігурацыяй валентных электронаў слоя атама ns^1 , за выключэннем вадароду.

Утвараюць злучэнні з іонным тыпам хімічнай сувязі, у якіх праяўляюць ступень акіслення толькі +1.

Валодаюць самай нізкай электраадмоўнасцю і таму самай высокай хімічнай актыўнасцю. Энергічна ўзаемадзейнічаюць з вадой з вылучэннем вадароду і шчолачаў.

Аксіды і гідраксіды валодаюць асноўнымі ўласцівасцямі.

Солі, як правіла, не афарбаваныя і добра растваральныя ў вадзе.

Металы атрымліваюць з прыродных злучэнняў метадам электролізу расплаву солей або гідраксідаў.

Пытанні, заданні, задачы

1. Выкарыстоўваючы даныя табліцы 32, ахарактарызуйце фізічныя ўласцівасці шчолачных металаў. Параўнайце іх з іншымі вядомымі вам металамі. Якія заканамернасці ў змяненні іх уласцівасцей назіраюцца з павелічэннем парадкавага нумара элемента?

2. Як даказаць, што пры ўзаемадзейненні натрыю з вадой утвараецца шчолач?

3. Чым тлумачыцца патрэбнасць чалавека ў солях натрыю і калію? Для чаго іх выкарыстоўваюць у медыцыне?

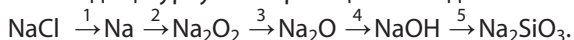
4. Складзіце ўраўненні рэакцый літыю, натрыю, калію з кіслародам, з вадой.

5. Разлічыце масу хларыду натрыю, неабходную для падрыхтоўкі гіпертанічнага раствору аб'ёмам 1 дм^3 ($\omega = 10 \%$, $\rho = 1,071 \text{ г/см}^3$).

6. Прывядзіце ўраўненні рэакцый узаемадзейнення KOH з кіслотамі, кіслотнымі аксідамі, растворами солей.

7. Запішыце ўраўненні рэакцый атрымання натрыю і калію электролізам расплаву адпаведных солей.

8. Складзіце ўраўненні рэакцый паводле схемы:



9. Вызначце масу шчолачы і аб'ём хлору, што можна атрымаць пры электrolізе раствору хларыду натрыю, які змяшчае соль масай 1 кг. Ператварэнню падвяргаецца 82 % солі ад зыходнай колькасці.

10. Дэкагідрат сульфату натрыю (глаўберава соль) $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ў прыродзе сустракаецца ў выглядзе мінералу мірабіліту, які выпадае з марской вады ў заліве-лагуне Кара-Багаз-Гол (Каспійскае мора) у халодны час года. Разлічыце масу глаўберавай солі, якая выпадае з 10 кг насычанага пры 30 °C раствору гэтай солі, калі яго астудзіць да 0 °C. Растваральнасць Na_2SO_4 пры 30 °C складае 40,8 г на 100 г вады, а пры 0 °C — 5,0 г на 100 г вады.



§ 47. Металы ІІА-групы перыядычнай сістэмы

У групе ІІА перыядычнай сістэмы знаходзяцца берый Ве, магній Mg і металы, якія належаць да падгрупы шчолачназемельных металаў, кальцый Са, барый Ва, стронцый Sr, радый Ra. Сваю назву шчолачназемельныя металы атрымалі таму, што ў старажытнасці землямі называлі тугаплаўкія аксіды многіх металаў, якія выдзялялі з мінералаў і горных парод. Пры ўзаемадзеянні з вадой растваральныя «землі» ўтваралі раствор шчолачы. Менавіта да такіх растваральных аксідаў металаў ІІА-групы адносяцца СаО, ВаО, SrО. Ве і Mg па многіх уласцівасцях падобныя да шчолачназемельных металаў, аднак іх асновы нерастваральныя, таму яны не ўваходзяць у групу шчолачаў.

4	Ве берый
2 2 1s ² 2s ²	9,012182
12	Mg магній
2 8 2	[Ne]3s ² 24,3050
20	Са кальцый
2 8 8 2	[Ar]4s ² 40,078

Агульныя звесткі пра металы ІІА-групы

У табліцы 33 падсумаваны звесткі пра будову і ўласцівасці атамаў металаў ІІА-групы.

Па электроннай будове атамаў элементы ІІА-групы адносяцца да s-элементаў. На знешнім электронным слоі іх атамаў знаходзяцца 2 электроны (ns^2), ва ўсіх сваіх злучэннях яны праяўляюць дадатную ступень акіслення +2. Як і шчолачныя, металы ІІА-групы з'яўляюцца моцнымі адноўнікамі. Атамныя радыусы элементаў ІІА-групы меншыя за радыусы атамаў суседніх шчолачных металаў, а іх знешнія электроны больш трывала звязаны з ядрамі. Аднак, электраадмоўнасць металаў ІІА-групы вышэйшая, чым у металаў ІА-групы, таму яны крыху менш актыўныя (гл. табл. 32 і 33).

Як і ў шчолачных металаў ІА-групы, з павелічэннем парадкавага нумара ў элементаў ІІА-групы ўзрастае атамны радыус, памяншаецца электраадмоўнасць, узмацняюцца металічныя ўласцівасці і ў асноўным памяншаецца тэмпература плаўлення. Так, $T_{\text{пл.}}(\text{Ca}) = 850\text{ °C}$, $T_{\text{пл.}}(\text{Sr}) = 777\text{ °C}$, $T_{\text{пл.}}(\text{Ba}) = 727\text{ °C}$.

Табліца 33. Характарыстыкі атамаў металаў ІІА-групы

Элемент	Be	Mg	Ca	Sr	Ba	Ra
Электронная канфігурацыя	[He]2s ²	[Ne]3s ²	[Ar]4s ²	[Kr]5s ²	[Xe]6s ²	[Rn]7s ²
Атамны радыус, нм	0,113	0,160	0,197	0,215	0,221	0,235
Электраадмоўнасць	1,6	1,3	1,0	0,95	0,9	0,9

Звярніце ўвагу, што тэмпературы плаўлення металаў ІІА-групы вышэйшыя, чым у іх аналагаў ІА-групы. Гэты факт абумоўлены ўмацаваннем металічнай сувязі з павелічэннем ліку электронаў на знешнім электронным слоі атамаў.

Злучэнні кальцыю і магнію распаўсюджаны ў прыродзе дастаткова шырока. Да найважнейшых з іх адносяцца *магнезіт* MgCO_3 , *даламіт* $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$, *кальцыт* CaCO_3 , *гінс* $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, *флюарыт* CaF_2 і розныя сілікаты. Злучэнні іншых элементаў ІІА-групы менш распаўсюджаныя. Стронцый і барый знаходзяцца ў прыродзе ў выглядзе карбанатаў і сульфатаў. Радый, з'яўляючыся радыеактыўным элементам, прысутнічае ва ўранавых рудах як прадукт распаду ўрану.

Распазнаць прысутнасць таго ці іншага металу ў злучэнні можна па афарбоўцы полымя. У прысутнасці злучэнняў кальцыю колер полымя цагляна-чырвоны, стронцыю і радыю — кармінава-чырвоны, барыю — жаўтавата-зялёны. Злучэнні магнію полымя не афарбоўваюць (Дадатак 3).

Металы ІІА-групы, як правіла, атрымліваюць электrolізам расплаву хлорыдаў (§ 45, мал. 108).

Хімічныя ўласцівасці металаў ІІА-групы і іх злучэнняў

Аднаўленчая здольнасць металаў ІІА-групы ўзрастае з павелічэннем атамнага нумара. Пры ўзаемадзеянні з неметаламі яны ўтвараюць аксіды (CaO), гідрыды (CaH_2), нітрыды (Ca_3N_2), галагеніды (CaCl_2), карбіды (CaC_2), сульфіды (CaS) і г. д.

Шчолачназямельныя металы актыўна рэагуюць з вадой і кіслотамі, выпяняючы з іх вадарод.

У злучэннях металаў ІІА-групы з неметаламі ўтвараюцца хімічныя сувязі пераважна іоннага характару.



Мал. 110. Гарэнне
магнію

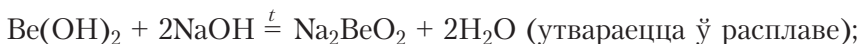
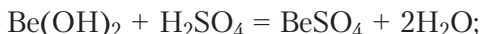
Асобна знаходзіцца толькі берыйй, атамы якога маюць значна меншыя памеры і таму больш схільныя да ўтварэння сувязей кавалентнага характару.

Хімічная актыўнасць аксідаў і гідраксідаў металаў ПА-групы павялічваецца з узростаннем атамнага нумара металу.

Солі элементаў ПА-групы маюць розную растваральнасць, што звязана з адрозненнем памераў іх атамаў.

Разам з агульнымі хімічнымі ўласцівасцямі ў кожнага з металаў ПА-групы і яго злучэнняў ёсць свае асаблівасці.

Берыйй па многіх уласцівасцях адрозніваецца ад іншых элементаў ПА-групы. На паветры паверхня берыйію пакрываецца стойкай аксіднай плёнкай BeO , што, відавочна, абумоўлівае яго нізкую рэакцыйную здольнасць. Аксід і гідраксід берыйію праяўляюць амфатэрныя ўласцівасці:



Сплавы на аснове берыйію адрозніваюцца павышанай цвёрдасцю, трываласцю і каразійнай устойлівасцю. Яны выкарыстоўваюцца ў атамнай энергетыцы, для абшыўкі касмічных апаратаў, вырабу вогнетрывалых матэрыялаў.

Злучэнні берыйію таксічныя.

Магній — метал серабрыста-белага колеру. На паветры паверхня магнію пакрываецца аксіднай плёнкай MgO , што перашкаджае яго далейшаму акісленню кіслародам. Пры награванні да $300\text{--}400\text{ }^\circ\text{C}$ магній згарае асляпляльным яркім полымем (мал. 110):

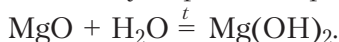


Металічны магній вельмі павольна рэагуе з халоднай вадой, але ў вадзе, якая кіпіць, гэтая рэакцыя працякае больш інтэнсіўна:



Спалучэнне лёгкасці (шчыльнасць прыкладна на 35 % меншая, чым у алюмінію) і высокай трываласці (амаль у 2 разы вышэйшая, чым у алюмінію) робіць сплавы на аснове магнію запатрабаванымі ў авія-, аўтамабіле- і прыборабудаванні.

Аксід магнію MgO — парашок белага колеру, вельмі тугаплаўкі. Узаемадзеянне з вадой толькі пры кіпячэнні, утвараючы нерастваральны гідраксід:



Атрымліваюць аксід магнію гартаваннем карбанату магнію:

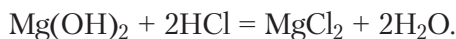


Аксід магнію выкарыстоўваюць у вырабе вогнетрывалых вырабаў (цэглы, тыгляў, цэменту і г. д.), а таксама ў медыцыне для зніжэння кіслотнасці страўнікавага соку.

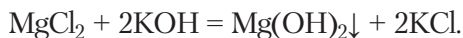
Гідраксід магнію $\text{Mg}(\text{OH})_2$, будучы нерастваральнай асновай, усё ж стварае ў вадзе шчолачнае асяроддзе ($\text{pH} > 7$, выяўляецца фенолфталеінам), паколькі гідраксід пры пераходзе ў раствор у зусім малой колькасці дысацыіруе:



$\text{Mg}(\text{OH})_2$ як аснова раствараецца ў кіслотах:



Яго атрымліваюць пры дзеянні шчолачаў на растваральныя солі магнію. Пры гэтым выпадае белы студзяністы асадак:



Солі магнію. Растваральныя солі магнію бясколерныя і горкія на смак, але не ядавітыя. З растваральных солей магнію найбольш значныя хларыд і сульфат.

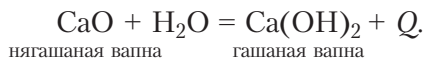
MgCl_2 , які змяшчаецца ў марской вадзе, служыць асноўным рэсурсам для атрымання металічнага магнію электrolізам. $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ — горкая англійская соль, знаходзіць прымяненне ў раслінаводстве як мікраўгнаенне (крыніца магнію і серы), медыцыне (кампанент заспакаяльных, спазмалітычных прэпаратаў і сродкаў для паніжэння ціску).

Біялагічная роля. Магній уваходзіць у склад хларафілаў — зялёнага пігменту раслін, неабходнага для ажыццяўлення працэсу фотасінтэзу. Недахоп іонаў Mg^{2+} у арганізме чалавека выклікае цяжкія парушэнні сардэчнай дзейнасці, павышае схільнасць да інфарктаў.

Кальцый — серабрыста-белы лёгкі метал. Кальцый і іншыя шчолачназемельныя металы па сваіх уласцівасцях падобныя да магнію, але валодаюць значна большай хімічнай актыўнасцю.

Аксід кальцыю — белы тугаплаўкі парашок, мае тэхнічную назву — паленая, або нягашаная, вапна. Гэта тыповы асноўны аксід: ён рэагуе з вадой, кіслотамі і кіслотнымі аксідамі.

Працэс узаемадзеяння CaO з вадой называюць гашэннем:



Гэтая рэакцыя суправаджаецца вялікім вылучэннем цеплаты.

У прамысловасці аксід кальцыю атрымліваюць абпалам пры 900 °С вапняку або мелу:

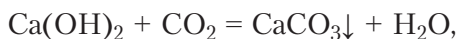


Гідраксід кальцыю $\text{Ca}(\text{OH})_2$ — белы парашок, мала раствараецца ў вадзе (1,56 г на 1 дм³ вады пры 20 °С), але цалкам дысацыіруе, утвараючы моцнашчолачны раствор (рН = 12,6):



Як тыповая аснова гідраксід кальцыю рэагуе з кіслотамі, кіслотнымі аксідамі, растворамі солей.

Пры прапусканні вуглякіслага газу праз вапнавую вадку спачатку з'яўляецца асадак карбанату:



які затым цалкам знікае з-за ўтварэння растваральнага гідракарбанату кальцыю $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$:



Гідракарбанат кальцыю няўстойлівы, ён існуе толькі ў растворах. З гэтымі працэсамі звязана ўтварэнне пячор у вапняковых масівах, а ў іх — сталактытаў і сталагмітаў.



Раствор гідраксиду кальцыю $\text{Ca}(\text{OH})_2$ называюць вапнавай вадой. Завісь гідраксиду кальцыю называюць вапнавым малаком. Цвёрды гідраксід кальцыю мае назву «гашаная вапна».

Гашаную вапну, або «пушонку», выкарыстоўваюць у будаўніцтве, а таксама для зніжэння часовай жорсткасці вады, памяншэння кіслотнасці глеб.

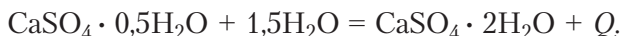
Солі кальцыю. Карбанат кальцыю CaCO_3 — белае рэчыва, нерастваральнае ў вадзе. З яго сфарміраваны мел, мармур, жэмчуг, ракавіны малюскаў (мал. 111).



Мал. 111. Ракавіна, кавалачак мелу, ваза з мармуру

Сульфат кальцыю існуе ў прыродзе ў выглядзе двух мінералаў — *ангідрыду* (CaSO_4) і *гіпсу* ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$). Яны дрэнна растваральныя ў вадзе.

Пры гартаванні гіпсу ўтвараецца будаўнічы гіпс — *алебастр* («палены гіпс») — $\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$. Яго выкарыстоўваюць як вязкі сродак у будаўніцтве для вырабу панэлей, перагародак, сухой тынкоўкі, барэльефаў, арнаментаў і інш., а таксама ў медыцыне для накладання гіпсавых павязак. Цвярдзенне паленага гіпсу адбываецца ў выніку рэакцыі гідратацыі:



Хларыд кальцыю CaCl_2 у выглядзе раствору ўжываецца як лекавы сродак, які папаўняе дэфіцыт іонаў Ca^{2+} ў арганізме чалавека. Катыёны Ca^{2+} ўдзельнічаюць у рэгуляцыі сардэчных скарачэнняў і згущальнасці крыві, а таксама ў фарміраванні касцявой тканкі.

Дэфіцыт кальцыю зніжае ўрадлівасць глеб, выклікае хваробы шкілета чалавека і жывёл, запавольвае рост арганізма. Таму вялікае значэнне мае ўзбагачэнне кальцыем глеб, кармоў для свойскіх жывёл і г. д.

Жорсткасць вады і спосабы яе змяншэння

Злучэнні магнію і кальцыю з'яўляюцца асноўнымі кампанентамі горных парод, якія складаюць верхнюю частку зямной кары. Вада, праходзячы праз такія пароды, насычаецца гэтымі злучэннямі і становіцца «жорсткай». Пры награванні жорсткай вады на награвальніках пральных машын, трубах цеплацэнтралей, на ўнутраных сценах катлоў ЦЭЦ і чайнікаў утвараецца накіп, які складаецца з карбанатаў кальцыю і магнію (мал. 112). Накіп валодае нізкай цеплаправоднасцю, таму выклікае пераграванне сценаў катлоў. Выпадковае аддзяленне часткі накіпу ад распаленай сценкі катла можа прывесці да хуткага выпарэння вады, павышэння ціску ўнутры катла і яго выбуху. Жорсткая вада пакідае разводы на посудзе, паверхні сантэхнікі. У жорсткай вадзе павышаны выдатак мыйных сродкаў.

Працэс ліквідацыі жорсткасці вады перад яе выкарыстаннем называецца *памякчэннем вады*. Любы з яго варыянтаў прадугледжвае выдаленне з вады іонаў кальцыю і магнію. У адносінах да працэсаў памякчэння вады адрозніваюць жорсткасць часовую і пастаянную.

Часовая (карбанатная, ліквідуецца кіпячэннем) жорсткасць абумоўлена прысутнасцю ў вадзе гідракарбанатаў кальцыю і магнію. Яна ліквідуецца кіпячэннем, пры якім адбываецца поўнае раскладанне гідракарбанатаў. Яны пераходзяць у выглядзе карбанатаў у нерастваральны стан:

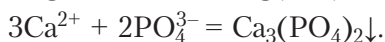
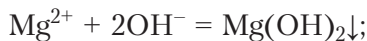
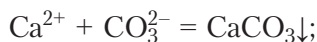


Мал. 112. Накіп на абагравальным элеменце пральнай машыны



Менавіта такія рэакцыі выклікаюць утварэнне накіпу ў чайніку.

Пастаянная (некарбанатная) жорсткасць абумоўлена ўтрыманнем раствораных солей кальцыю і магнію (сульфатаў, хларыдаў і інш.), якія пры кіпячэнні застаюцца ў растворы. У гэтым выпадку жорсткасць вады можа быць ліквідавана ўвядзеннем у раствор рэagentaў (Na_2CO_3 , Na_3PO_4 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$), якія ўтвараюць з растворанымі солямі кальцыю і магнію асадкі:



Паменшыць колькасць раствораных солей у вадзе можна яе вымарожваннем. Паступова замарожваючы ваду, пакідаюць прыкладна 10 % вадкасці ад першапачатковай колькасці. Пры ўтварэнні лёду солі, якія растварыліся, назапашваюцца ў вадкай фазе, дзе іх растваральнасць вышэйшая. Астатнюю ваду зліваюць, а лёд затым растопліваюць.

У лабараторыі для ачысткі вады выкарыстоўваюць метады перагонкі, гэта значаць выпарэнне вады з наступнай яе кандэнсацияй. Пры гэтым асноўная частка солей застаецца ў вадзе, якая не выпарылася. Кандэнсаваная вада называецца дыстыляванай.

Сучасны, больш эканамічны спосаб заснаваны на ўжыванні іонаабменнай смалы. Пры прапусканні вады праз слой іонаабменнай смалы (іаніту) іоны кальцыю, магнію і жалеза пераходзяць у састаў смалы, а са смалы ў раствор пераходзяць іоны H^+ або Na^+ : $\text{Ca}^{2+} + \text{Na}_2\text{R} = 2\text{Na}^+ + \text{CaR}$, дзе Na_2R — умоўнае абазначэнне іаніту, сінтэтычнай арганічнай смалы, на паверхні якой знаходзяцца іоны Na^+ .

Металы ІІА-групы — *s*-элементы з агульнай электроннай канфігурацыяй валентнага слоя ns^2 . У злучэннях з неметаламі ўтвараюць хімічныя сувязі пераважна іоннага характару і знаходзяцца ў ступені акіслення +2.

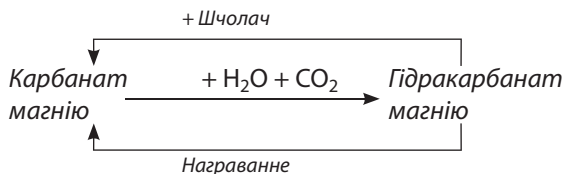
З'яўляюцца моцнымі адноўнікамі, але менш актыўнымі, чым шчолачныя металы. Аксіды і гідраксіды берылію валодаюць амфатэрнымі ўласцівасцямі, астатніх элементаў — асноўнымі.

Растваральныя солі кальцыю і магнію абумоўліваюць жорсткасць вады.

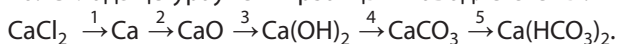
Металы ІІА-групы атрымліваюць электrolізам расплаваў іх солей.

Пытанні, заданні, задачы

1. Як даказаць, што аксід магнію пры кіпячэнні ў вадзе пераходзіць у гідраксід, які хоць і дрэнна, але ўсё ж раствараецца ў вадзе?
2. Па тэрмахімічным ураўненні вызначце колькасць цеплаты, якая вылучылася пры згаранні ў кіслародзе магнію масай 1 г.
3. Чым можна растлумачыць утварэнне асадку ў раствору гідраксиду барыю пры яго захоўванні ў адкрытай колбе?
4. Якая вада найменш жорсткая: артэзіянская, рачная або дажджавая? Адказ патлумачце.
5. Прапануйце план распазнавання раствораў нітратаў кальцыю і натрыю, што знаходзяцца ў дзвюх пранумараваных пробірках.
6. Пастаянная жорсткасць вады можа быць ліквідавана ўжываннем рэагентаў, якія ўтвараюць з раствораў солямі кальцыю і магнію асадкі. Выкарыстоўваючы табліцу растваральнасці, прапануйце гэтыя рэагенты і прывядзіце для ілюстрацыі неабходныя ўраўненні магчымых рэакцый.
7. Прапануйце спосаб ачысткі чайніка ад накіпу, зыходзячы з яго хімічнага складу.
8. Аналіз забору вады са свідравіны паказаў, што ўтрыманне ў ёй іонаў кальцыю складае 0,2 г на 1 дм³ вады. Вызначце масу кальцыніраванай соды, якая спатрэбіцца для памяншэння ўтрымання кальцыю да 0,04 г/дм³ у такой вадзе аб'ёмам 100 м³.
9. Складзіце тры ўраўненні рэакцый паводле схемы:



10. Складзіце ўраўненні рэакцый паводле схемы:

**Лабараторны дослед 8. Выяўленне іонаў кальцыю ў раствору**

Рэактывы: хларыд кальцыю, нітрат кальцыю, карбанат натрыю, сульфат натрыю.

1. У дзве пробірки наліце раствору хларыду і нітрату кальцыю. У абедзве пробірки дадайце раствор карбанату натрыю. Звярніце ўвагу на падабенства асадкаў.

2. У дзве новыя пробірки наліце раствору хларыду і нітрату кальцыю і дадайце раствор сульфату натрыю. Звярніце ўвагу на працэс утварэння асадкаў.

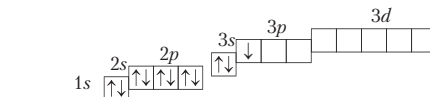
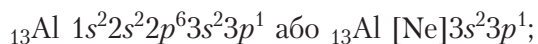
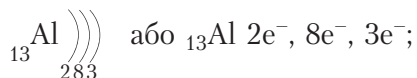
Параўнайце атрыманыя асадкі — карбанат і сульфат кальцыю.

Які з рэактываў — карбанат або сульфат натрыю — лепш выкарыстоўваць для выяўлення іонаў кальцыю?

§ 48. Алюміній і яго злучэнні

Алюміній як хімічны элемент

Алюміній — элемент 3-га перыяду, IIIA-групы. Электронная схема, формула электроннай канфігурацыі і электронна-графічная схема яго атама маюць выгляд:



3	Al	13
8	алюміній	
2		
[Ne]3s ² 3p ¹		
26,9815		

На знешнім электронным слоі ў атамаў алюмінію знаходзіцца тры электроны, канфігурацыя валентнасці слоя $3s^2 3p^1$, гэта значыць алюміній адносіцца да *p*-элементаў. Ён мае нізкае значэнне электраадмоўнасці $\chi(\text{Al}) = 1,6$ і праўляе ў злучэннях ступень акіслення толькі +3.

Алюміній — самы распаўсюджаны метал у зямной кары ($\omega(\text{Al}) = 7,5\%$, (§ 43, мал. 102). У прыродзе ён прадстаўлены адзіным нуклідам ${}^{27}_{13}\text{Al}$.

З прычыны значнай хімічнай актыўнасці алюміній у прыродных умовах знаходзіцца пераважна ў выглядзе хімічных злучэнняў — мінералаў, якія ўяўляюць сабой аксіды, гідраксіды, сілікаты або алюмасілікаты. Напрыклад, прадукт разбурэння горных парод — гліна (*каалін*), прадукты далейшага разбурэння гліны — *баксіты* $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$. Найбольшае практычнае значэнне для атрымання алюмінію маюць баксіты і *крыаліт* $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$.

Алюміній як простае рэчыва

Фізічныя ўласцівасці. Алюміній — серабрыста-белы лёгкі метал са шчыльнасцю $2,7 \text{ г/см}^3$, тэмпературай плаўлення $+660^\circ\text{C}$ і тэмпературай кіпення $+2500^\circ\text{C}$. Ён вельмі пластычны, лёгка пракатваецца ў фольгу і працягваецца ў дрот, добра праводзіць электрычны ток.

Паверхня алюмінію заўсёды пакрыта найтанчэйшай шчыльнай плёнкай аксиду Al_2O_3 .



Працэс атрымання аксіднай плёнкай на паверхні металаў называецца *аксідзіраваннем*. Плёнкі, якія ўтвараюцца, адыгрываюць ролю не толькі антыкарызійнага пакрыцця, але і матрыцы, у порах якой можна асадзіць фарбавальнае рэчыва для надання металічным вырабам дэкаратыўных уласцівасцей. На малюнку паказана стужка з аксідзіраванага алюмінію, афарбаванага ў розныя колеры.



Хімічныя ўласцівасці. У радзе актыўнасці алюміній размешчаны адразу пасля шчолачназемельных металаў, што ўказвае на яго высокую рэакцыйную здольнасць. Аднак праявіць гэтую актыўнасць пры пакаёвай тэмпературы ў многіх выпадках яму не дае шчыльная плёнка аксиду. Але пры падвышанай тэмпературы яна не перашкаджае працяканню большасці хімічных рэакцый. Абмяжуемся сістэматызацыяй вядомых вам ператварэнняў алюмінію і яго злучэнняў і прывядзём кароткія каментарыі да некаторых з іх (табл. 34).

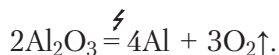


Табліца 34. Хімічныя ўласцівасці алюмінію

Рэагенты і ўраўненні рэакцый	Умовы праходжання і прадукт рэакцыі
Неметалы $4\text{Al} + 3\text{C}_{(\text{графіт})} \xrightarrow{t} \text{Al}_4\text{C}_3$ $2\text{Al} + 3\text{I}_2 = 2\text{AlI}_3 \text{ (кропля } \text{H}_2\text{O} \text{ — каталізатар)}$	Al рэагуе з моцнымі акісляльнікамі пры пакаёвай тэмпературы, з менш актыўнымі — пры награванні
Вада $2\text{Al}_{(\text{амальгама})} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\uparrow$ $2\text{Al}_{(\text{стружка})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{пара})} \xrightarrow{t} \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\uparrow$	Для правядзення рэакцыі з вадой пры пакаёвай тэмпературы неабходна папярэдне выдаліць аксідную плёнку
Кіслоты $2\text{Al} + 6\text{HCl} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\uparrow$ $8\text{Al} + 30\text{HNO}_{3(\text{разб})} = 8\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{NH}_4\text{NO}_3 + 9\text{H}_2\text{O}$ $2\text{Al} + 3\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб})} = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\uparrow$	Al бурна рэагуе з разбаўленымі кіслотамі. У канцэнтраваных сернай і азотнай кіслотах Al пасівіруецца
Шчолачы $2\text{Al} + 6\text{NaOH} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6] + 3\text{H}_2\uparrow$	Пры ўзаемадзеянні ўтвараюцца вадарод і солі, якія ўтрымліваюць гексагідраксаалюмінат-іоны — комплексныя аніёны
Растворы солей $2\text{Al} + 3\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 = 3\text{Hg}\downarrow + 2\text{Al}(\text{NO}_3)_3$	Працэсы выпяцнення менш актыўнага металу алюмініем працякаюць хутчэй, калі папярэдне выдаліць плёнку Al_2O_3
Аксіды некаторых металаў $2\text{Al} + \text{Cr}_2\text{O}_3 \xrightarrow{t} \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Cr} + \text{Q}$ $2\text{Al} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \xrightarrow{t} \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Fe} + \text{Q}$	Для ініцыявання рэакцыі сумесь рэагентаў неабходна разагрэць. Далей працэс працякае самаадвольна з вылучэннем вялікай колькасці цеплаты



Атрыманне алюмінію. У прамысловасці алюміній атрымліваюць электралізу расплаву сумесі *гліназёму* Al_2O_3 і крыаліту $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$:



Сумесь аксідку алюмінію і крыаліту плавіцца пры тэмпературы больш чым на 1000°C ніжэйшай, чым чысты аксід. Гэта робіць вытворчасць алюмінію больш бяспечнай, энергетычна і эканамічна больш выгаднай.



Амальгіраваны алюміній можна атрымаць, апускаючы метал на некалькі секунд у раствор солі ртуті(II).

Прымяненне алюмінію. Дзякуючы высокай электраправоднасці алюмінію з яго вырабляюць электраправады. У параўнанні з меднымі алюмініевыя праводы больш лёгка і танныя.

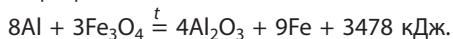
З-за наяўнасці на паверхні алюмінію аксіднай плёнкі ён не рэагуе з вадой, што дазваляе вырабляць з алюмінію кухонны посуд.

Шырока прымяняюцца сплавы алюмінію. З саставам і прымяненнем дзюралюмінію вы ўжо пазнаёміліся, вывучаючы матэрыял § 43, вядомы і іншыя сплавы. Авіаль — сплав алюмінію з магніем і крэмніем — выкарыстоўваюць для вырабу карпусоў самалётаў, кузаваў аўтамабіляў, карпусоў мабільных тэлефонаў. Сплав цынку з алюмініем і меддзю — ЦАМ — прымяняюць у аўтамабілебудаванні, для вырабу падшыпнікаў, разнастайнай фурнітуры.

Ярка выражаныя аднаўленчыя ўласцівасці алюмінію выкарыстоўваюцца ў *алюматэрміі* для атрымання тытану, бору, хрому і інш., для зваркі рэек і дэталей сталёвага ліцця.



Для зваркі масіўных металічных дэталей, напрыклад рэек на трамвайных і чыгуначных пуцях, выкарыстоўваюць тэрміт — сумесь парашкоў Al і Fe_3O_4 . Пры іх узаемадзеянні вылучаецца велізарная колькасць цеплаты:

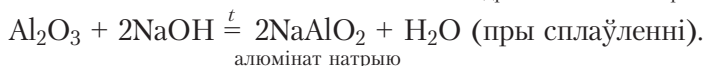
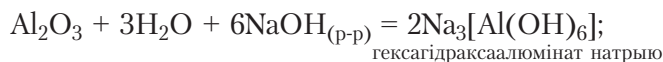
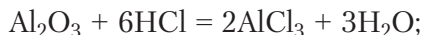


Тэмпература павышаецца да 2800°C . Гэта выклікае плаўленне адноўленага жалеза, якое, сцякаючы ў стык рэек, запаўняе прастору паміж імі і зварвае іх.



Злучэнні алюмінію

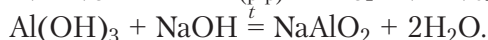
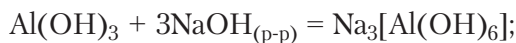
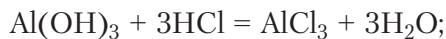
Аксід алюмінію Al_2O_3 — тыповы амфатэрны аксід, які рэагуе як з кіслотамі, так і са шчолачамі:



Утвораны ў прыродных умовах аксід алюмінію існуе ў выглядзе карунду. Па цвёрдасці ён саступае толькі алмазу (Дадатак 2). Празрыстыя афарбаваныя крышталі карунду адносяць да каштоўных камянёў — самацвэтаў: сапфір (Al_2O_3 з прымесямі тытану, ванадыю, жалеза) афарбаваны ў сіні колер, рубін (Al_2O_3 з прымесямі хрому і жалеза) — у чырвоны. Штучна вырашчаныя монакрышталі рубіну выкарыстоўваюць у лазерах, гадзіннікавай і ювелірнай прамысловасці.

Парашок карунду Al_2O_3 дзякуючы яго цвёрдасці ўжываюць пры шліфоўцы і паліраванні розных паверхняў. Цвёрды, тугаплаўкі і хімічна інертны аксід алюмінію з'яўляецца асноўным кампанентам вогнетрывалых матэрыялаў — цэглы, керамікі, фарфору.

Гідраксід алюмінію $\text{Al}(\text{OH})_3$ — белы рыхлы парашок, які рэагуе і з кіслотамі, і са шчолачамі (як у раствору, так і пры сплаўленні):

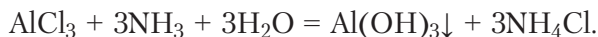


Такім чынам, гідраксід алюмінію валодае амфатэрнымі ўласцівасцямі.

Пры награванні гідраксід алюмінію раскладаецца на аксід і ваду:



Ён можа быць атрыманы ў выглядзе студзяністападобнага асадку пры дзеянні воднага раствору аміяку на раствору солей алюмінію:



У лішку аміяку асадак не раствараецца. Пры выкарыстанні для яго асаджэння раствораў NaOH і KOH лішак шчолачаў можа прывесці да растварэння ўтворанага асадку $\text{Al}(\text{OH})_3$. Таму, атрымліваючы гідраксід алюмінію ў лабараторыі, да раствору солі асцярожна дадаюць раствор шчолачы (але не наадварот!).



Растваральныя солі алюмінію часткова рэагуюць з вадой з утварэннем асноўнай солі і кіслаты: $\text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})\text{Cl}_2 + \text{HCl}$.

Па прычыне ўзаемадзеяння солей алюмінію з вадой па абменнай рэакцыі ў растворы нельга атрымаць нерастваральную соль алюмінію і слабай кіслаты (напрыклад, фтарыд, сульфід, карбанат алюмінію).

Прымяненне і біялагічная роля злучэнняў алюмінію. Гідраксід алюмінію ўжываюць у якасці асновы для абвалакальных і абязбольвальных сродкаў пры лячэнні апёкаў і страўнікава-кішэчных захворванняў. Алюмакаліевыя квасцы — крышталегідрат саставу $K_2SO_4 \cdot Al_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$ — выкарыстоўваюць ў медыцынскай практыцы як кровааднаўляльны сродак, у касметалогіі — у саставе дэзадарантаў, у тэкстыльнай прамысловасці — для апрацоўкі тканін перад фарбаваннем, у гарбарнай — пры дубленні скуры.

Залішняе паступленне алюмінію ў арганізм чалавека можа прывесці да крохкасці касцей і парушэння памяці.

Алюміній — прадстаўнік *p*-элементаў, актыўны метал, аднаўляе вада-род з вады, металы з іх аксідаў.

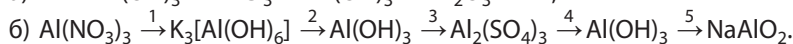
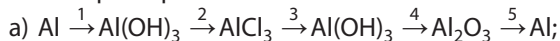
Алюміній, яго аксід Al_2O_3 і гідраксід $Al(OH)_3$ рэагуюць як з кіслотамі, так і са шчолачамі, гэта значыць валодаюць амфатэрнымі ўласцівасцямі.

Пытанні, заданні, задачы

1. Чаму алюміній называюць: а) «крылатым металам»; б) «серабром з гліны»?
2. Параўнайце электронную будову атама алюмінію і яго трохзаряднага катыёна.
3. Складзіце характарыстыку алюмінію як хімічнага элемента згодна з планам, прыведзеным у § 12.
4. Складзіце электронны баланс рэакцыі ўзаемадзеяння алюмінію з разбаўленай азотнай кіслотой, ураўненне якой даецца ў тэксце параграфа. Ахарактарызуйце гэтую рэакцыю згодна з планам, прыведзеным у § 18.
5. Разлічыце аб'ём вадароду, які вылучыўся пры ўзаемадзеянні алюмінію масай 13,5 г з канцэнтраваным растворам гідраксиду натрыю.
6. Метадам электроннага балансу расставіце каэфіцыенты ў схемах рэакцый алюмінію з канцэнтраванымі азотнай і сернай кіслотамі пры награванні:

$$Al + H_2SO_{4(канц)} \xrightarrow{t} Al_2(SO_4)_3 + H_2O + SO_2 \uparrow; Al + HNO_{3(канц)} \xrightarrow{t} Al(NO_3)_3 + NO_2 \uparrow + H_2O.$$
7. Да раствору нітрату алюмінію дадалі невялікую колькасць раствору гідраксиду калію. Атрыманы асадок падзялілі на дзве часткі і растварылі ў сернай кісласце і шчолачы (KOH) адпаведна. Складзіце ўраўненні рэакцый, якія адбыліся, у малекулярнай і іоннай формах.
8. Алюмакаліевыя квасцы $K_2SO_4 \cdot Al_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$ масай 4,74 г растварылі ў вадзе (у мернай колбе) і аб'ём давялі да 200 см³. Разлічыце малярную канцэнтрацыю іонаў алюмінію ў растворы.
9. Алюмініевую пласцінку апусцілі ў раствор, які змяшчае нітрат ртуці(II) колькасцю 0,02 моль, і дасталі пасля поўнага здабывання ртуці з раствору. Вызначце: а) масу ртуці, якая асела на паверхні пласцінкі; б) масу прарэагаваўшага алюмінію; в) канчатковую масу пласцінкі, калі зыходная была роўная 15,51 г.

10. Прывядзіце ўраўненні хімічных рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:



Ураўненні рэакцый, якія праходзяць у растворах, выразіце ў малекулярнай і іоннай формах, пакажыце ступені акіслення атамаў у акісляльна-аднаўленчых рэакцыях.

Лабараторны дослед 9. Амфатэрныя ўласцівасці гідраксиду алюмінію

Рэактывы: растворы гідраксиду натрыю, хлоравадароднай кіслаты, солі алюмінію AlCl_3 або $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

1. **Атрыманне гідраксиду алюмінію.** Да раствору солі алюмінію (2 см^3) даліце па кроплях раствор шчолачы да ўтварэння асадку.

2. **Вывучэнне амфатэрных уласцівасцей гідраксиду алюмінію.** Асадак, атрыманы ў папярэднім доследзе, падзяліце на дзве часткі. У адну з прабірак дадайце раствор кіслаты, у другую — раствор шчолачы да растварэння асадкаў.

Зрабіце вывад пра спосаб атрымання гідраксиду алюмінію і яго ўласцівасці на аснове выкананага эксперыменту. Складзіце ўраўненні рэакцый у малекулярнай і іоннай формах.



§ 48.1

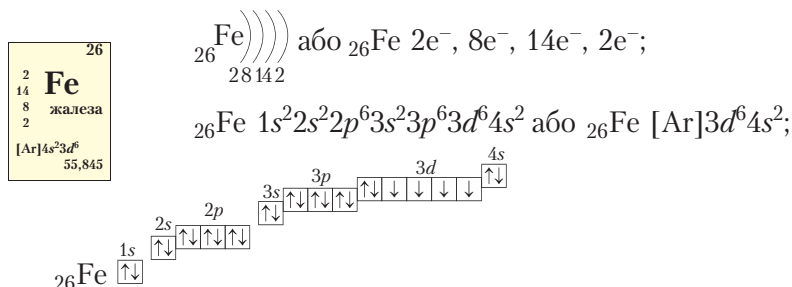


§ 48.2

§ 49. Жалеза і яго злучэнні

Жалеза як хімічны элемент

Жалеза — элемент, размешчаны ў 4-м перыядзе, VIIIВ-групе перыядычнай сістэмы. Электронная схема, формула электроннай канфігурацыі маюць выгляд:



Жалеза адносіцца да d -элементаў. Найбольш устойлівымі ступенямі акіслення атамаў жалеза з'яўляюцца +2 і +3.

Жалеза — другі па распаўсюджанасці пасля алюмінію метал у зямной кары (масавая доля — каля 5 %). У неакісленым стане жалеза зрэдку сустракаецца

ў метэарытах у саставе сплаву з кобальтам і нікелем. У прыродзе жалеза знаходзіцца ў выглядзе злучэнняў. Найбольш распаўсюджанымі мінераламі, якія ўтрымліваюць жалеза, з'яўляюцца Fe_2O_3 (*гематыт*), Fe_3O_4 (*магнетыт*), $\text{FeO}(\text{OH})$ (*гётыйт*), FeS_2 (*пірыт*), FeCO_3 (*сідэрыт*).

У Рэспубліцы Беларусь адкрыты два радовішчы жалезных руд — Навасёлкаўскае (Карэліцкі раён Гродзенскай вобласці) і Аколаўскае (Стаўбцоўскі раён Мінскай вобласці). Іх разглядаюць у якасці магчымай сыравіннай базы для металургічнай прамысловасці нашай краіны. Галоўны рудны мінерал гэтых радовішчаў — магнетыт.

Жалеза як простае рэчыва

Фізічныя ўласцівасці. Жалеза ўяўляе сабой светлы серабрыста-белы метал са шчыльнасцю $7,87 \text{ г/см}^3$ і тэмпературай плаўлення 1538°C . Метал пластывы, адносна мяккі: яго адносная цвёрдасць па шкале Моаса роўная 4 (Датак 2).

Пры чырвоным напале (вышэй за 600°C) жалеза размякчаецца і добра паддаецца зварцы, коўцы і пракатцы. Адметнай асаблівасцю жалеза з'яўляецца яго ярка выражаныя магнітныя ўласцівасці — *ферамагнетызм*.



Магнітнымі ўласцівасцямі, акрамя жалеза, валодаюць кобальт, нікель і некаторыя сплавы гэтых металаў, а таксама прыродны мінерал магнетыт. Ферамагнетыкі выкарыстоўваюць у электрагенератарах, трансфарматарах, для гука- і відэазапісу, у тэлефонах, камп'ютарах і інш.

Хімічныя ўласцівасці. Па хімічных уласцівасцях металічнае жалеза — тыповы метал. Успомнім асаблівасці вядомых вам узаемадзеянняў жалеза з неметаламі, вадзяной парай, кіслотамі і солямі (табл. 35).

Табліца 35. Хімічныя ўласцівасці жалеза

Рэагенты і ўраўненні (схема) рэакцый	Умовы працякання і прадукт рэакцыі
Неметалы $\text{Fe} + \text{S} \xrightarrow{t} \text{FeS}$ $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \xrightarrow{t} 2\text{FeCl}_3$ $3\text{Fe} + 2\text{O}_2 \xrightarrow{t} \text{Fe}_3\text{O}_4$	Жалеза пры награванні ўзаемадзейнічае з неметаламі (азотам, борам, крэмніем, фосфарам, серай). Галагены акісляюць жалеза да ступені акіслення +3 (акрамя I_2). Пры гарэнні жалеза ў кіслародзе ўтвараецца аксід Fe_3O_4 , у якім знаходзяцца атамы жалеза(II) і жалеза(III)

Працяг табл. 35

Вада $3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t} \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2\uparrow$	Пры высокай тэмпературы (каля 800 °С) жалеза аднаўляе вадарод з вадзяной пары
Кіслоты $\text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$ $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб})} = \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$	Жалеза здольнае аднаўляць вадарод з кіслот. Пры пакаёвай тэмпературы жалеза ў канцэнтраваных HNO_3 , H_2SO_4 не раствараецца, паколькі яны пасівіруюць яго паверхню
Солі $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$	Жалеза аднаўляе менш актыўныя металы з раствораў солей

Карозія жалеза

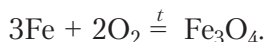
Вырабы з жалеза ў тэхніцы, побыце падвяргаюцца карозіі. **Карозія** — *разбурэнне металу ў выніку ўзаемадзеяння з рэчывамі з навакольнага асяроддзя*.

Прычыны карозіі. Умоўна працэс карозіі жалеза ў вільготнай атмасферы можна выразіць ураўненнем:



Гідракід жалеза(III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$, які ўтвараецца, падвяргаецца частковай дэгідратацыі — выдаленню вады — і таму *састаў іржы* выражаюць формулай $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$.

Пры высокіх тэмпературах можа адбывацца акісленне сухім кіслародам з утварэннем Fe_3O_4 :

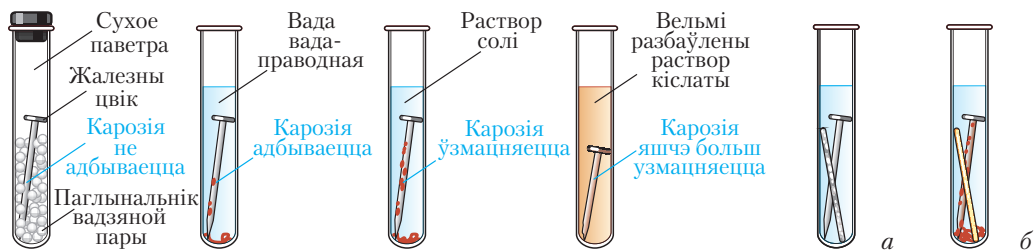


У навакольным асяроддзі ў прысутнасці іншых акісляльнікаў, напрыклад кіслот і кіслотных аксідаў, утвараюцца солі жалеза.

Ва ўсіх гэтых працэсах жалеза акісляецца і разбураецца, кампаненты навакольнага асяроддзя аднаўляюцца. Прадукты акіслення жалеза ўтвараюцца ў выглядзе рыхлых слаёў, якія не засцерагаюць метал ад далейшай карозіі (§ 20, мал. 47, б).

Скорасць карозіі, як і ў выпадку іншых акісляльна-аднаўленчых працэсаў, залежыць ад хімічнай прыроды і плошчы судакранання рэагентаў, іх канцэнтрацыі, тэмпературы. Карозію паскараюць растворы солей і кіслот (мал. 113). Карозію запавольваюць, паліруючы паверхню металу, захоўваючы метал у сухім паветры. Карозія жалеза запавольваецца ў растворы шчолачаў або пры кантакце з больш актыўным, чым жалеза, металам (мал. 114).

З курсу хіміі 9-га класа вам вядома, што скорасць карозіі павялічваецца пры кантакце жалеза з менш актыўным металам (мал. 114).



Мал. 113. Карозія жалеза ў асяроддзях рознага саставу

Мал. 114. Карозія жалеза пры кантакце:

а — з цынкам, б — меддзю

Веданне фактараў, якія ўплываюць на скорасць карозіі, дазволіла прапанаваць шэраг спосабаў аховы ад карозіі.

1. *Ахоўныя пакрыцці.* У якасці матэрыялаў для *металічных* пакрыццяў прымяняюць цынк, нікель, медзь, хром, серабро, бронзу, латунь і інш. (мал. 115). Так, ацынкаванае жалеза выкарыстоўваюць у якасці матэрыялу для даху, у вырабе кузаваў аўтамабіляў, шрубаў. У гэтым выпадку жалеза не будзе разбурацца да таго часу, пакуль не прарэагуе ўсё пакрыццё з цынку. Пакрыцці з менш актыўных металаў, чым жалеза, ахоўваюць яго ад карозіі толькі ў выпадку, калі ў іх адсутнічаюць поры, трэшчыны, драпіны.

Да *неметалічных* пакрыццяў адносяць лакафарбавыя і палімерныя матэрыялы, змазачныя алеі.

Ахоўныя пакрыцці таксама атрымліваюць шляхам *аксідзіравання* (стварэнне слоя акаліны Fe_3O_4) і *фасфаціравання* (нанясенне слоя фасфатаў) паверхні металу.



Медныя, бронзавыя, латуневыя пакрыцці



Цэнтр — медна-нікелевае, кальцо — латуневае пакрыццё



Палімернае пакрыццё на металічнай чарапіцы

Мал. 115. Ахоўна-дэкаратыўныя пакрыцці на вырабах са сталі

2. *Электрахімічная ахова* ажыццяўляецца падключэннем ахоўнай канструкцыі да адмоўнага полюса знешняй крыніцы пастаяннага току (катодная ахова) або прывядзеннем металу, які ахоўваецца, у кантакт з больш актыўным металам (мал. 116).

3. *Легіраванне металаў.* У расплаў металу пры яго вытворчасці дадаюць легіравальныя дабаўкі — хром, нікель, малібдэн і інш., якія зніжаюць актыўнасць металу. Такім чынам атрымліваюць, напрыклад, нержавеючую сталь.

4. *Змяненне саставу і ўласцівасцей каразійнага асяроддзя.* Каразійнае асяроддзе можна змяніць дабаўленнем у яе інгібітараў (рэчываў, якія значна памяншаюць скорасць карозіі металаў, напрыклад нітрыту, фасфату або храмату натрыю і шэрага іншых).

Прымяненне жалеза і яго сплаваў. Да 95 % усяго здабыванага жалеза вырабляецца ў выглядзе яго сплаваў — чыгуну і сталі. З саставам, уласцівасцямі і сферамі прымянення гэтых сплаваў вы ўжо пазнаёміліся, вывучаючы матэрыял § 43, а з метадамі атрымання — § 45. Нагадаем, што ў сталі вугляроду ўтрымліваецца менш за 2 %, гэта значыць значна менш, чым у чыгуне, таму сталь — больш коўкі, трывалы і менш крохкі сплав у параўнанні з чыгуном. Яна лёгка падвяргаецца механічнай апрацоўцы (рэжання, шліфуецца, пракатваецца, паддаецца коўцы).

Чыгун — больш танны сплав з добрымі ліцэйнымі ўласцівасцямі, але больш крохкі. Вырабы з чыгуну больш каразійнаўстойлівыя, чым з нелегіраванай сталі (мал. 117). Адрозненне ва ўласцівасцях вызначыла і розныя галіны выкарыстання сплаваў жалеза.

Чыстае жалеза прымяняецца як каталізатар, напрыклад у сінтэзе аміяку, браміраванні бензолу.



Мал. 116. Ахова ад карозіі падземнага стальнага трубаправода



Мал. 117. Вырабы з чыгуну, прадметы традыцыйнага беларускага кухоннага посуду (чыгункі і патэльні)

Жалеза адносіцца да d -элементаў. Найбольш устойлівыя ступені акіслення атамаў жалеза +2 і +3.

Жалеза рэагуе з неметаламі, вадзяной парай, кіслотамі і солямі.

Вырабы з жалеза і яго сплаваў падвяргаюцца карозіі — разбурэнню ў выніку ўзаемадзеяння з рэчывамі з навакольнага асяроддзя. Яе можна запаволіць нанясеннем пакрыццяў, прывядзеннем у кантакт з больш актыўным металам, легіраваннем металу або змяненнем саставу і ўласцівасцей каразійнага асяроддзя.

Пытанні, заданні, задачы

1. Складзіце формулу электроннай канфігурацыі і электронна-графічную схему жалеза. Пакажыце лік няспараных электронаў у асноўным стане атама жалеза.

2. Кансервавыя бляшанкі часта пакрываюць волавам. Гэты працэс называюць луджэннем. Пры з'яўленні драпін на волаве карозія бляшанкі працякае хутчэй, чым ацынкаванага жалеза. Як гэта можна растлумачыць, карыстаючыся становішчам металаў у радзе актыўнасці?

3. Якія заклёпкі — медныя або алюмініевыя — лепш выкарыстоўваць для змацоўвання дзвюх жалезных дэталяў?

4. Чаму нельга рыхтаваць раствор меднага купарвасу ў жалезным вядры?

5. Тры жалезныя пласцінкі цалкам апусцілі ў разбаўленыя растворы гідраксиду калію, хларыду калію, воцатнай кіслаты, а чацвёртую — у дыстыляваную ваду. Апішыце, што будзе назіраць эксперыментатар праз суткі.

6. Вызначце масу сярэдняй солі, якая ўтварылася пры ўзаемадзеянні жалеза масай 11,2 г з дастатковай колькасцю разбаўленай сернай кіслаты.

7. Складзіце ўраўненні рэакцый аксідаў жалеза FeO , Fe_2O_3 і Fe_3O_4 з вадародам, разбаўленымі сернай і салянай кіслотамі.

8. Пакажыце кірунак зрушвання раўнавагі ў сістэме



а) пры павышэнні ціску; б) павышэнні тэмпературы; в) павелічэнні канцэнтрацыі чаднага газу.

9. Жалезную пласцінку масай 10 г вытрымалі ў растворы меднага купарвасу, што ўтрымліваў сульфат медзі(II) масай 2,4 г. Вызначце масу пласцінкі пасля заканчэння рэакцыі.

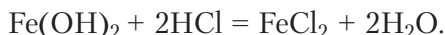
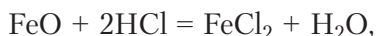
10. З кожнай тоны жалезнай руды, у якой масавая доля Fe_3O_4 роўная 82 %, атрыманы чыгун масай 575 кг з масавай доляй жалеза 95,5 %. Вызначце выхад жалеза.



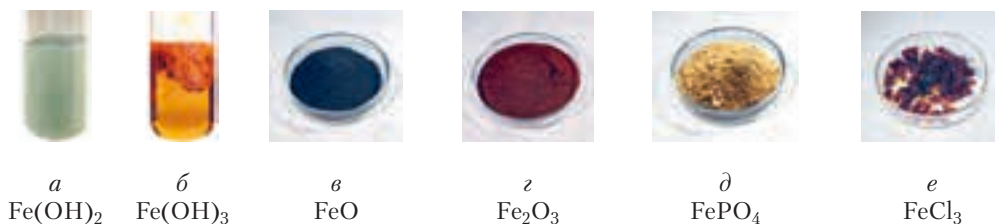
§ 50. Найважнейшыя злучэнні жалеза

Аксіды і гідраксіды жалеза(II, III)

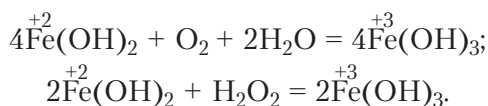
Акід і гідракід жалеза ў ступені акіслення +2 валодаюць асноўнымі ўласцівасцямі — яны ўзаемадзейнічаюць з кіслотамі:



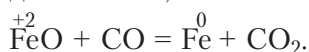
З іншага боку, злучэнні жалеза(II) удзельнічаюць у акісляльна-аднаўленчых рэакцыях, праяўляючы, як правіла, аднаўленчыя ўласцівасці. Без акіслення злучэнні $\text{Fe}(\text{II})$ могуць захоўвацца толькі ў інертным асяроддзі. На паветры пад дзеяннем кіслароду або ў водным растворы пад дзеяннем акісляльнікаў, напрыклад O_2 , H_2O_2 , жалеза ў гідраксідзе жалеза(II) акісляецца да ступені акіслення +3. Пры гэтым афарбоўка суспензіі гідраксиду жалеза(II) змяняецца ад белай з шэра-зялёным адценнем да бурай (мал. 118, а, б, Дадатак 3):



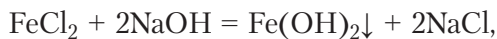
Мал. 118. Злучэнні жалеза



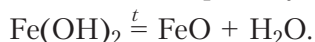
У той жа час жалеза ў аксідзе FeO (мал. 118, в) аднаўляецца ў рэакцыях з вадародам, вугляродам, чадным газам, больш актыўнымі металамі:



Гідраксід жалеза(II) атрымліваюць дзеяннем раствору шчолачы на солі, напрыклад:

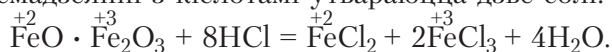


а аксід можна атрымаць раскладаннем гідраксіду:

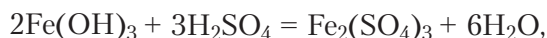


Аксід жалеза(II, III) Fe_3O_4 — магнетыт — крышталічнае рэчыва, у якім жалеза знаходзіцца ў дзвюх ступенях акіслення +2 і +3, або $\overset{+2}{\text{Fe}}\text{O} \cdot \overset{+3}{\text{Fe}}_2\text{O}_3$, валодае магнітнымі ўласцівасцямі.

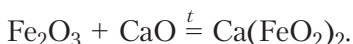
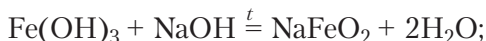
Пры яго ўзаемадзеянні з кіслотамі ўтвараюцца дзве солі:



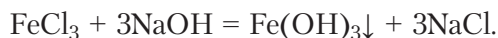
Аксід і гідраксід жалеза(III). Аксід і гідраксід жалеза ў ступені акіслення +3 нерастваральныя ў вадзе і валодаюць слаба выяўленымі амфатэрнымі ўласцівасцямі (мал. 118, б, г). Яны лёгка ўзаемадзейнічаюць з кіслотамі і кіслотнымі аксідамі, праяўляючы асноўныя ўласцівасці:



а са шчолачамі і асноўнымі аксідамі рэагуюць толькі пры спяканні, утвараючы *ферыты*:



Гідраксід жалеза(III) *атрымліваюць* з раствораў солей асаджэннем раствораў шчолачы:



Fe_2O_3 ўтвараецца пры тэрмічным раскладанні $\text{Fe}(\text{OH})_3$:

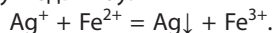


Солі жалеза(II, III)

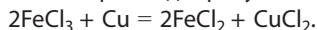
Солі жалеза(II) бясколерныя, але з-за прымесей солей жалеза(III) афарбаваны ў зялёны колер. Пры захоўванні яны набываюць рыжаватае адценне з прычыны частковага акіслення атамаў жалеза кіслародам паветра да ступені акіслення +3. Такім чынам, солі жалеза(II) валодаюць *аднаўленчымі ўласцівасцямі*. Напрыклад:



Рэакцыю аднаўлення іонаў серабра жалезам(II) у растворы выкарыстоўвалі ў першых фатаграфічных працэсах для праяўкі здымкаў:



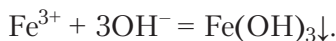
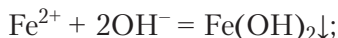
Злучэнні жалеза ў ступені акіслення +3 здольныя праяўляць акісляльныя ўласцівасці за кошт аднаўлення $\text{Fe}(\text{II})$ да $\text{Fe}(\text{II})$, напрыклад, пры ўзаемадзеянні ў растворах з меддзю:



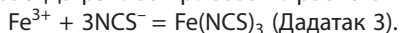
Яксныя рэакцыі на іоны жалеза(II) і жалеза(III)

Солі жалеза можна адрозніць па афарбоўцы. У адрозненне ад злучэнняў жалеза(II) у злучэнняў жалеза(III) цёмна-бурая афарбоўка (мал. 118, *д, е*), якую надаюць прымесі асноўных солей. У адсутнасці гэтых прымесей падкісленыя растворы солей жалеза(III) маюць саламяна-жоўты колер.

У якасці рэагентаў на іоны Fe^{2+} і Fe^{3+} прасцей за ўсё выкарыстоўваць раствор шчолачы. Пры наяўнасці іонаў Fe^{2+} ўтворацца белы асадак з шэра-зялёным адценнем (мал. 118, *а*). Пры наяўнасці ў растворах іонаў Fe^{3+} выпадае буры асадак (мал. 118, *б*):



Для іонаў Fe^{3+} найбольш адчувальным рэагентам з'яўляюцца раданід-іоны NCS^- . Пры іх узаемадзеянні з Fe^{3+} ўтвараецца рэчыва крывава-чырвонага колеру:



Гэтым рэагентам (напрыклад, у выглядзе солі KNCS) можна выявіць нават сляды злучэнняў жалеза(III) у вадаправоднай вадзе.

Біялагічная роля жалеза

Жалеза — жыццёва неабходны для раслін элемент, які ўдзельнічае ў працэсе фотасінтэзу. Жалеза адыгрывае важную ролю ў ферментатыўных рэакцыях, у забеспячэнні імунных функцый, уваходзіць у састаў *гемаглабіну* — пераносчыка кіслароду ад органаў дыхання да тканак.

У арганізме чалавека змяшчаецца 3–5 г жалеза. Недахоп жалеза ў арганізме з’яўляецца адной з прычын узнікнення анеміі, зніжэння інтэлекту і парушэння нервова-псіхічных функцый.

У арганізм жалеза паступае з ежай. Найбольш багатыя на жалеза прадукты жывёльнага паходжання (напрыклад, ялавічная пачонка, мяса, рыба), дзе яно знаходзіцца ў лёгка засваяльнай форме. Менш засваяльнае жалеза змяшчаецца ў раслінных прадуктах: гарбузе, аўсяных крупах, какаве, гароху, інжыры, разынках.

Акід і гідракід жалеза(II) валодаюць асноўнымі ўласцівасцямі, праяўляюць пераважна аднаўленчую здольнасць.

Акід і гідракід жалеза(III) валодаюць слаба выражанымі амфатэрычнымі ўласцівасцямі, праяўляюць пераважна акісляльную здольнасць.

Іоны Fe^{2+} і Fe^{3+} пад дзеяннем шчолачы ўтвараюць афарбаваныя асады: $\text{Fe}(\text{OH})_2$ — белы з шаравата-зялёным адценнем і $\text{Fe}(\text{OH})_3$ — буры.

Пытанні, заданні, задачы

1. З пераліку — FeSO_4 , FeO , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, Fe_2O_3 , FePO_4 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ — выпішыце формулы: а) акідаў жалеза; б) солей жалеза(III). Назавіце рэчывы, адлюстраваныя формуламі.

2. Складзіце формулы солей: нітрат жалеза(II), карбанат жалеза(II), сульфат жалеза(II), нітрат жалеза(III), хларыд жалеза(III), сульфат жалеза(III).

3. Вызначце масавую долю жалеза ў жалезным купарвасе $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.

4. Складзіце ўраўненні рэакцый аднаўлення акіду FeO да металу вадародам, вугляродам, чадным газам, больш актыўнымі металамі.

5. Разлічыце аб’ём (н. у.) хлору, выдаткаваны на акісленне 0,3 моль хларыду жалеза(II).

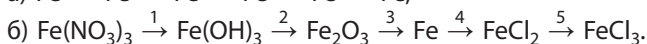
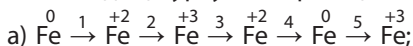
6. Дадзены рэчывы: сяляная кіслата, гідракід калію, акід калію, вада, акід серы(VI). З якім з іх можа ўзаемадзейнічаць: а) акід жалеза(II); б) акід жалеза(III); в) гідракід жалеза(II); г) гідракід жалеза(III)? Складзіце ўраўненні адпаведных рэакцый, пакажыце ўмовы іх правядзення.

7. Прапануйце спосаб ператварэння акіду жалеза(II) і акіду жалеза(III) у адпаведныя гідракіды. Патлумачце ўраўненнямі рэакцый.

8. У чатыры прабіркi з растворамі сульфатаў магнію, калію, жалеза(II), жалеза(III) далі раствор гідраксiду натрыю. Пры гэтым назіралі выпадзенне асадкаў: у адной прабіркi — зялёнага, у другой — белага, у трэцяй — бурага, у чацвёртай нічога не адбылася. Назавіце назвы зыходных рэчываў у кожнай прабіркi. Патлумачце ўраўненнямі рэакцый у малекулярнай і скарачанай іоннай формах.

9. Для восеньскай апрацоўкі вінаграднай лазы ад шкоднікаў садоўнік падрыхтаваў раствор з 5 літраў вады і 250 г жалезнага купарвасу. Вызначце масавую долю сульфату жалеза(II) у гэтым раствору.

10. Складзіце ўраўненні рэакцый паводле схемы:



§ 50.1



§ 50.2



§ 50.3

Практычная работа 4. Рашэнне эксперыментальных задач на тэме «Металы»

Заданне 1. Даследуйце дзеянне салянай кіслаты на металы:

а) цынк і медзь;

б) жалеза і медзь.

Дайце тлумачэнне з'явам, якія назіралі.

Заданне 2. Выкарыстоўваючы шчолач, устанавіце, у якой з выдадзеных пранумараваных прабірак знаходзіцца раствор кожнага з рэчываў:

а) сульфат магнію і сульфат медзі(II);

б) хларыд жалеза(III) і хларыд кальцыю.

Заданне 3. Атрымайце рэакцыяй абмену амфатэрны гідраксід зыходзячы з:

а) хларыду алюмінію;

б) сульфату цынку.

Дакажыце яго амфатэрнасць.

Заданне 4. Правядзіце рэакцыі згодна са схемамі:

а) жалеза $\rightarrow$ хларыд жалеза(II) $\rightarrow$ гідраксід жалеза(II) $\rightarrow$ гідраксід жалеза(III);

б) сульфат медзі(II) $\rightarrow$ гідраксід медзі(II) $\rightarrow$ хларыд медзі(II) $\rightarrow$ медзь.

РАЗДЗЕЛ VIII

ХІМІЧНЫЯ РЭЧЫВЫ Ё ЖЫЦЦІ І ДЗЕЙНАСЦІ ЧАЛАВЕКА

У гэтым раздзеле вам яшчэ раз трэба будзе асэнсаваць ролю і значэнне хіміі ў развіцці цывілізацыі і ў вашым асабістым жыцці. Вы даведаецеся, чаму Рэспубліку Беларусь называюць «краінай вялікай хіміі», як на прыроду ўплывае хімічная прамысловасць і як хімікі вырашаюць экалагічныя праблемы.

Найважнейшыя паняцці тэмы: хімія і цывілізацыя, хімічная прамысловасць Рэспублікі Беларусь, «ззялёная хімія» і ахова навакольнага асяроддзя ад шкоднага ўздзеяння хімічных рэчываў.

§ 51. Роля хіміі ў развіцці цывілізацыі

Сувязь хіміі з рознымі галінамі навукі і тэхнікі

Хімія дзякуючы сваёй стваральнай ролі была і застаецца значнай часткай сусветнай культуры. Яшчэ Парацэльс (1493–1541 гг.) адзначаў: «Хімік — гэта булачнік, калі ён пячэ хлеб, вінароб, калі ён робіць віно, ткач, калі ён тчэ сукно... Трэці слуп медыцыны ёсць хімія, бо без яе нельга прыгатаваць лекі...». Гэтую ж думку працягнуў М. В. Ламаносаў (1711–1765 гг.) вядомымі словамі: «Шырока распасцірае хімія рукі свае ў справы чалавечыя». Свет, у якім мы цяпер жывём, шмат у чым вызначаецца творчымі намаганнямі хімікаў па вывучэнні і сінтэзе хімічных рэчываў.

Хімічныя ведаў — аснова развіцця хімічных тэхналогій. Яны выкарыстоўваюцца ў машынабудаванні, нафтаперапрацоўцы, чорнай і каляровай металургіі, індустрыі будаўнічых матэрыялаў, шкла, керамікі, палімераў, лакаў і фарбаў, харчовай і фармацэўтычнай прамысловасці, у вырабе тавараў паўсядзённага попыту, у аграпрамысловым і абаронным комплексах.

Дасягненні ў хіміі нярэдка з'яўляюцца базай для развіцця сумежных з хіміяй прыродазнаўчых навук і тэхнічных галін навукі: біялогіі, медыцыны, электронікі, металургіі і інш.

Прадукцыя хімічнай прамысловасці

Сярод прадукцыі хімічнай прамысловасці вылучаюць базавыя хімікаты, прадукты жыццезабеспячэння, спецыяльныя хімікаты і хімікаты бытавога прызначэння (мал. 119).

Базавыя хімікаты ўяўляюць сабой арганічныя рэчывы — прадукты перапрацоўкі нафты, прыроднага газу, а таксама неарганічныя рэчывы і ўгнаенні, атрыманыя з мінеральнай сыравіны.

Арганічныя рэчывы — этылен, прапілен, бензол, талуол, метанол, вінілхларыд, стырол, бутадыен і г. д. — з’яўляюцца зыходным матэрыялам для вытворчасці пластмас, штучных валокнаў і іншых больш складаных арганічных рэчываў. Найбольш запатрабаваныя такія палімеры, як поліэтылен, полівінілхларыд, поліпрапілен, полістырол, поліэтылентэрафталат.

Напрыклад, поліэтылен выкарыстоўваецца ў вытворчасці ўпаковачнай плёнкай, кантэйнераў і труб; полівінілхларыд — у вырабе трубаправодаў, аконных рам, сайдынгу; поліпрапілен з’яўляецца сыравінай для гэтых жа вырабаў, а таксама тканінных і дывановых пакрыццяў; полістырол ужываецца ў вытворчасці бытавой тэхнікі, дэталей аўтамабіляў, цацак і тавараў для адпачынку.

Поліэтылентэрафталат — адзін з самых распаўсюджаных палімераў. Ён неабходны для вырабу бутэлек і ўпакоўкі прадуктаў, тэкстыльных валокнаў, дэталей аўтамабіляў, выкарыстоўваецца як дыэлектрык у вытворчасці электратэхнічнага абсталявання. З яго робяць пратэзы клапанаў сэрца і сасудаў, штучныя звязкі і сухажыллі, ніткі, якія прымяняюцца ў хірургічных аперацыях.

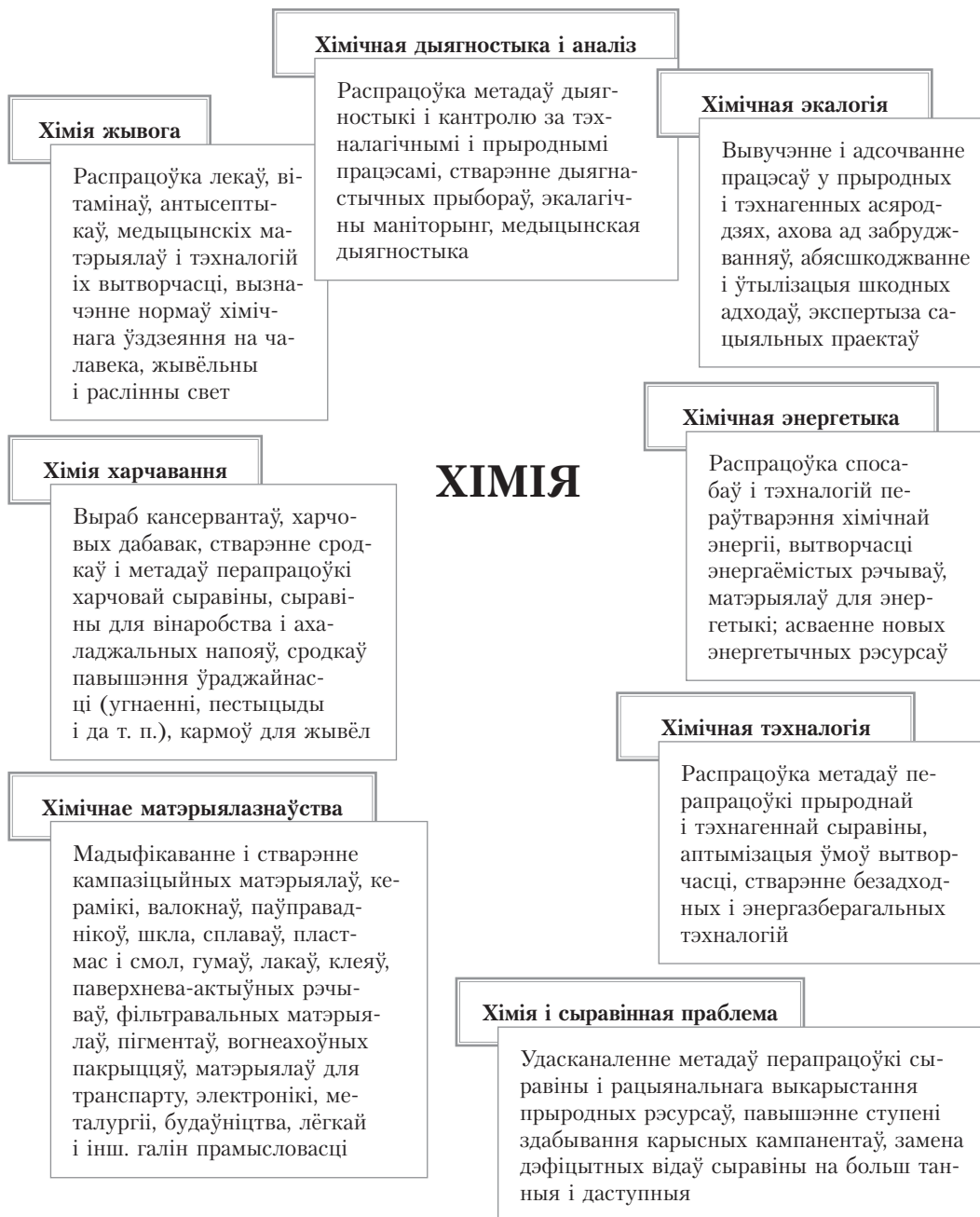
Да буйнатараных неарганічных хімікатаў адносяць аміяк, каменную соль (NaCl), хлор, каўстычную (NaOH) і кальцыніраваную соду (Na_2CO_3), серную, азотную, фосфарную, сяляную кіслоты, дыаксід тытану і пераксід вадароду, фосфарныя, азотныя і калійныя мінеральныя ўгнаенні, сродкі для хімічнай меліярацыі глеб, прэпараты для дэзынфекцыі.

Прадукцыяй нафтахіміі з’яўляюцца розныя віды паліва — бензін, газа, дзельнае паліва, мазут.

Хімічныя працэсы выкарыстоўваюць таксама ў вытворчасці цэменту, шкла, керамікі, металаў.

Хімічныя прадукты жыццезабеспячэння чалавека і жывёл — гэта вітаміны і лекавыя прэпараты, рэактывы для дыягностыкі захворванняў.

Спецыяльныя хімікаты — гэта рэчывы і матэрыялы, прызначаныя для вырабу электронных і электратэхнічных прылад, ачышчальных сродкаў, ахоўных пакрыццяў, клеяў, герметыкаў, каталізатараў, харчовых дабавак і шмат чаго іншага.



Мал. 119. Задачы, якія вырашае хімія ў інтарэсах устойлівага развіцця цывілізацыі

Хімікаты бытавога прызначэння выкарыстоўваюцца ў вытворчасці мыйных сродкаў і сродкаў асабістай гігіены, парфумерыі і касметыкі. Гэта ўсё тое, з чым мы сутыкаемся паўсядзённа.

Наш свет хутка насычаецца прадуктамі хімічнай прамысловасці, для абыходжання з якімі на вытворчасці і ў побыце патрабуецца высокі ўзровень хімічных ведаў. Няўмелае ўжыванне рэчываў прыроднага і тэхнагеннага паходжання можа не толькі нашкодзіць людзям, якія знаходзяцца побач, але і мець глабальныя наступствы для ўсяго грамадства і прыроды. Таму без засваення хімічных ведаў нельга захаваць статус члена сучаснага грамадства.

Асноўныя задачы, якія вырашаюцца хіміяй у інтарэсах устойлівага развіцця цывілізацыі, адлюстраваны на малюнку 119.

З ужываннем некаторых хімічных рэчываў у паўсядзённым жыцці чалавецтва вы пазнаёміліся, вывучаючы матэрыял раздзелаў VI і VII. Напрыклад, хларыд натрыю і воцатная кіслата выкарыстоўваюцца ў прыгатаванні і кансервацыі ежы. Крышталегідраты сульфатаў медзі(II) і жалеза(II) выкарыстоўваюць у раслінаводстве як антысептычныя сродкі, а таксама як фунгіцыды — сродкі для барацьбы з грыбковымі захворваннямі раслін. Для павышэння ўрадлівасці кіслай глебы ў яе ўносяць мел або даламітавую муку. Гіпахларыт натрыю выкарыстоўваюць для дэзынфекцыі памяшканняў.

Хімічная навука, хімічная тэхналогія і хімічная прамысловасць складаюць адну з найважнейшых асноў эканомікі ўсіх развітых краін свету. У гэтым каштоўнасць хіміі як фактару ўстойлівага развіцця цывілізацыі.

Пытанні, заданні, задачы

1. Прывядзіце па два прыклады выкарыстання простых рэчываў, аксідаў і асноў у паўсядзённым жыцці.
2. Назавіце прыклады кіслот і солей, якія ўваходзяць у састаў прадуктаў харчавання або выкарыстоўваюцца ў прыгатаванні ежы.
3. Па этыкетках на вопратцы прааналізуйце, з якіх валокнаў яна выраблена. Выпішыце назвы гэтых валокнаў і іх хімічныя формулы.
4. Запоўніце прыведзеную ніжэй табліцу назвамі рэчываў і матэрыялаў, з якімі вы пазнаёміліся ў курсе хіміі.

Базавыя хімікаты	Хімічныя прадукты жыццезабеспячэння	Спецыяльныя хімікаты	Хімікаты бытавога прызначэння

5. Прывядзіце прыклады хімічных рэакцый, што выкарыстоўваюцца ў прамысловасці для атрымання металаў, з якімі вы пазнаёміліся, вывучаючы матэрыял раздзела VII.

6. Прывядзіце прыклады хімічных рэакцый атрымання азотнай і сернай кіслот у прамысловасці, з якімі вы пазнаёміліся, вывучаючы матэрыял раздзела VI.

7. На аснове матэрыялу, вывучанага ў раздзелах VI і VII, прапануйце неарганічныя рэчывы, прыдатныя для барацьбы з захворваннямі раслін.

8. Гіпс — адзін з найважнейшых будаўнічых матэрыялаў. Апрача ўжывання ў вырабе тынкоўкі, панэляў і перагародак, яго выкарыстоўваюць для атрымання злёпкаў, дэкаратыўных элементаў. Разлічыце мінімальны аб'ём вады, які трэба дадаваць да парашку паўводнага сульфату кальцыю масай 1000 г для фарміравання двухводнага крышталегідрату і атрымання цвёрдага трывалага матэрыялу.

9. Для выдалення іржы перад афарбоўкай дэталей аўтамабіля іх можна апрацаваць фосфарнай кіслотой. Для гэтага рэкамендуецца да 100 г 85%-най фосфарнай кіслаты дадаць 1 дм³ вады. Вызначце масавую долю кіслаты ў атрыманым раствору і яго малярную канцэнтрацыю. Шчыльнасць раствору прыняць роўнай 1,04 г/см³.

10. Гомельскі хімічны завод выпускае комплексныя грануляваныя азотна-фосфарна-калійныя ўгнаенні розных марак. Адна з іх характарызуецца масавай доляй аманійнага азоту — 5 %, масавая доля агульных фасфатаў у пераліку на P₂O₅ складае 16,5 %, масавая доля агульнага калію ў пераліку на K₂O — 36 %.

Дапусцім, што вам неабходна прыгатаваць такое ўгнаенне шляхам змешвання трох кампанентаў: NH₄H₂PO₄, (NH₄)₂HPO₄, KCl.

Разлічыце, у якіх масавых суадносінах трэба змяшаць гэтыя кампаненты, каб атрымаць ўгнаенне з паказаным саставам пажыўных элементаў.



§ 51.1

§ 52. Хімічная прамысловасць Рэспублікі Беларусь у інтарэсах устойлівага развіцця краіны

Хімічная прамысловасць — найважнейшы сектар эканомікі Беларусі. Ён забяспечвае функцыянаванне іншых галін гаспадарчага комплексу, эканамічную бяспеку, абараназдольнасць, а ў выніку — устойлівае развіццё краіны і годны ўзровень жыцця насельніцтва.

Нашу краіну часта называюць «краінай вялікай хіміі». Такой яна стала ў 60–70-я гады XX стагоддзя, калі намаганнямі палітыкаў і вучоных, інжынераў і будаўнікоў у нас у краіне з'явіліся магутныя хімічныя прадпрыемствы, навукова-даследчыя інстытуты і вышэйшыя навучальныя ўстановы, якія рыхтуюць хімікаў-даследчыкаў і хімікаў-тэхнолагаў.

Асноўныя галіны хімічнай прамысловасці Беларусі — гэта горна-хімічная (вытворчасць калійных ўгнаенняў), нафтахімічная (перапрацоўка нафты) і ас-

ноўная хімія (вытворчасць мінеральных угнаенняў, хімічных валокнаў і нітак, сінтэтычных смол і пластычных мас, гуматэхнічных вырабаў і інш.).

Хімічныя рэчывы і хімічныя тэхналогіі выкарыстоўваюцца не толькі непасрэдна ў хімічнай прамысловасці, але і ў вытворчасці шкла, керамікі, паперы, фарбаў, металічных пакрыццяў і ў многіх іншых прамысловых працэсах.

Найбуйнейшыя хімічныя прадпрыемствы Рэспублікі Беларусь

Адкрытае акцыянернае таварыства «Беларуськалій» (г. Салігорск) з'яўляецца адным з найбуйнейшых вытворцаў калійных угнаенняў. У склад кожнага з чатырох рудаўпраўленняў уваходзіць руднік, дзе здабываюць калійную руду, і абагачальная фабрыка для яе перапрацоўкі і выпуску прадукцыі (мал. 120).

Акрамя калійных угнаенняў у выглядзе хларыду калію з дабаўкамі, ААТ «Беларуськалій» вырабляе тэхнічны хларыд натрыю, павараную соль NaCl , гіпахларыт натрыю NaClO для вырабу дэзынфекцыйных і адбельвальных сродкаў, сяляную кіслату (35 % HCl), гідраксід калію KOH .

Адкрытае акцыянернае таварыства «Нафтан» (г. Наваполацк) — буйны нафтаперапрацоўчы і нафатэхнічны комплекс, які выпускае розныя віды паліва, змазачныя алеі і бітумы, вадародныя вуглевадароды і прадукты нафтахіміі. У 2008 годзе ААТ «Нафтан» было рэарганізавана шляхам далучэння да яго ААТ «Палімір» (мал. 121).

На ААТ «Палімір» ажыццяўляецца піроліз вуглевадароднай сыравіны (бензіну і лёгкіх вуглевадародных фракцый) з атрыманнем поліэтылену, акрылавага валакна, прадуктаў арганічнага сінтэзу і вуглевадародных фракцый. Прадукцыя прадпрыемства



ААТ «Беларуськалій»



Мал. 120. ААТ «Беларуськалій»



ААТ «Нафтан»



ААТ «Палімір»



Мал. 121. ААТ «Палімір»



Мал. 122. ААТ «Мазырскі нафтаперапрацоўчы завод»

знаходзіць прымяненне ў вытворчасці кабелю і ўпаковачных матэрыялаў, дываноў, тэкстыльных тканін і трыкатажных вырабаў, штучнага футра, а таксама бытавой хіміі і іншых прадуктаў. Шэраг арганічных злучэнняў, што прапануе ААТ «Палімір», з'яўляецца таксама сыравінай для далейшага сінтэзу разнастайных спецыяльных хімічных прадуктаў.

Адкрытае акцыянернае таварыства «Мазырскі нафтаперапрацоўчы завод» вырабляе экалагічна чыстыя аўтабензіны, дызельнае паліва для наземнай і судавой тэхнікі, топачны мазут, звадкаваныя газы для камунальна-бытавога спажывання і іншых мэтаў, нафтавыя бітумы (дарожны, дахавы, будаўнічы), парафіны, неабходныя для вырабу мыйных сродкаў і бялкова-вітамінных кармоў, серную кіслату, тэхнічную серу (мал. 122).

Адкрытае акцыянернае таварыства «Гродна Азот» — адно з вядучых хімічных прадпрыемстваў, якое вырабляе азотныя мінеральныя ўгнаенні для сельскай гаспадаркі (аміяк, карбамід, карбаміда-аміячныя сумесі, сульфат амонію), а для хімічнай галіны краіны — капралактам, неабходны для атрымання хімічных валокнаў і нітак, а таксама метанол, азотную і серную кіслоты і іншыя віды прадукцыі (мал. 123).

У склад ААТ «Гродна Азот» уваходзіць «Завод Хімвалакно» — адно з вядучых прадпрыемстваў у СНД па вытворчасці нітак тэхнічнага прызначэння і кордных тканін з поліаміду-6 і адзінае ў СНД па вырабе высокатрывалых нітак (мал. 124).



ААТ «Мазырскі нафтаперапрацоўчы завод»



ААТ «Гродна Азот»



Мал. 123. ААТ «Гродна Азот»



Мал. 124. Філіял «Завод Хімвалакно»

Адкрытае акцыянернае таварыства «Гомельскі хімічны завод» з'яўляецца найбуйнейшым у краіне прадпрыемствам, якое выпускае фосфарзмяшчальныя мінеральныя ўгнаенні (амафос, азотна-фосфарна-калійныя ўгнаенні, аманізаваны суперфасфат), а таксама прадукцыю неарганічнага сінтэзу (серная кіслата, сульфат натрыю, фтарыд алюмінію, крыаліт, аэрасіл, або дыаксід крэмнію) (мал. 125).

Адкрытае акцыянернае таварыства «Магілёўхімвалакно» ўяўляе сабой комплекс вытворчасцей, звязаных адзіным тэхналагічным цыклам — ад атрымання зыходнай сыравіны (дыметылтэрафталату, поліэтылентэрафталату) да выпуску гатовай прадукцыі (поліэфірныя валокны, ніткі, нятканыя палотны) і вытворчасці на іх аснове тавараў народнага спажывання (мал. 126).

ААТ «Гомельскі
хімічны завод»ААТ «Магілёў-
хімвалакно»

Мал. 125. ААТ «Гомельскі хімічны завод»



Мал. 126. ААТ «Магілёўхімвалакно»



Мал. 127. ААТ «Светлагорск Хімвалакно»

Адкрытае акцыянернае таварыства «Светлагорск Хімвалакно». У склад прадпрыемства ўваходзяць завод штучнага валакна і завод поліэфірных тэкстыльных нітак (мал. 127).

Завод штучнага валакна вырабляе матэрыялы тэхнічнага прызначэння (вугляродныя і тэрмаўстойлівыя, нятканыя з поліпрапілену).

Завод поліэфірных тэкстыльных нітак выпускае прадукцыю, якая выкарыстоўваецца ў вырабе тканін рознага прызначэння (плаццевыя, гарнітурныя, мэблевыя, тэхнічныя, для спецадзення), тэкстыльна-галантарэйных вырабаў (гардзінна-цюлевыя вырабы і карункі, пальчаткі, вяроўкі, шнуры, стужкі), нятканых матэрыялаў, дывановых вырабаў, штучнага футра, трыкатажнага палатна для спартыўных вырабаў і хатняга тэкстылю, разнастайнага абіўнога матэрыялу для сало-наў аўтамабіляў.

Адкрытае акцыянернае таварыства «Белшына» (г. Бабруйск) — адно з найбуйнейшых прадпрыемстваў у СНД па вытворчасці шин для легкавых, грузавых, велікагрузных аўтамабіляў, будаўніча-дарожных і пад'ёмна-транспартных машын, электратранспарту, аўтобусаў, трактароў і сельскагаспадарчых машын (мал. 128). Адкрытае акцыянернае таварыства «Лакафарба» (г. Ліда) — вядучае прадпрыемства

ААТ «Светлагорск
Хімвалакно»

ААТ «Белшына»



Мал. 128. ААТ «Белшына»



Мал. 129. ААТ «Лакафарба»

Мал. 130. ААТ «Барысаўскі завод
пластмасавых вырабаў»

ў Рэспубліцы Беларусь па вытворчасці лакафарбавых матэрыялаў рознага прызначэння: эмаляў, лакаў, грунтоў, фарбаў для разметкі дарог, водна-дысперсійных фарбаў, фасадных фарбаў (мал. 129).

Адкрытае акцыянернае таварыства «Барысаўскі завод пластмасавых вырабаў» (мал. 130) выпускае вырабы з пластмас вытворчага прызначэння, тавары народнага спажывання, поліэтыленавую плёнку, поліэтыленавыя і поліпрапіленавыя трубы.

Акрамя пералічаных буйных хімічных вытворчасцей, у Рэспубліцы Беларусь паспяхова функцыянуюць прадпрыемствы, якія займаюцца вырабам бытавой хіміі, мыйных і касметычных сродкаў. Сярод іх ААТ «Брэсцкі завод бытавой хіміі», «Беліта-Вітэкс», «Модум» (г. Мінск) і іншыя.

На аснове хімічнай і біяхімічнай тэхналогій у нашай краіне шырокае развіццё атрымала фармацэўтычная галіна, звязаная з даследаваннем, распрацоўкай, масавай вытворчасцю лекавых прэпаратаў, прызначаных для прафілактыкі і лячэння хвароб. Асноўныя прадпрыемствы фармацэўтычнай прамысловасці Рэспублікі Беларусь — РУП «Белмедпрэпараты» (г. Мінск), ААТ «Барысаўскі завод медпрэпаратаў», ААТ «Нясвіжскі завод медыцынскіх прэпаратаў», СП ТАА «Фармлэнд» (г. Мінск), СААТ «Лекфарм» (г. Лагойск). На фармацэўтычных прадпрыемствах краіны вырабляецца каля 1,6 тысячы розных лекавых сродкаў.

Развіццё любой прамысловай хімічнай вытворчасці немагчыма без навуковага суправаджэння, інавацыйных распрацовак і фундаментальных



ААТ «Лакафарба»

ААТ «Барысаўскі
завод пластмасавых
вырабаў»

даследаванняў. Гэтым у нашай краіне займаюцца навукова-даследчыя інстытуты Нацыянальнай акадэміі навук Беларусі, галіновыя навукова-даследчыя інстытуты і профільныя кафедры вышэйшых навучальных устаноў.

Хімічная прамысловасць — найважнейшы сектар эканомікі Рэспублікі Беларусь.

Да асноўных галін хімічнай прамысловасці Рэспублікі Беларусь адносяцца горна-хімічная (атрыманне калійных угнаенняў), нафтахімічная (перапрацоўка нафты) і асноўная хімія (вытворчасць мінеральных угнаенняў, хімічных валокнаў і нітак, сінтэтычных смол і пластычных мас, гуматэхнічных вырабаў).

Пытанні, заданні, задачы

1. Чаму нашу краіну называюць «краінай вялікай хіміі»?
2. Назавіце хімічныя прадпрыемствы Рэспублікі Беларусь, на якіх вырабляюць бензін, мінеральныя ўгнаенні, палімерныя плёнкі, штучнае валакно.
3. Назавіце прадпрыемствы Рэспублікі Беларусь, на якіх вырабляюць лекавыя прэпараты, бытавыя хімікаты.
4. Прывядзіце вядомыя вам звесткі аб прамысловым атрыманні хлоравадароду, сялянй і фосфарнай кіслот, а таксама адпаведныя ўраўненні хімічных рэакцый.
5. На якім прадпрыемстве ў Беларусі вырабляецца азотная кіслата? У аснове гэтай вытворчасці ляжыць атрыманне аміяку, з якога затым сінтэзуюць азотную кіслату. Прывядзіце магчымыя ўраўненні хімічных рэакцый.
6. Прывядзіце вядомыя вам звесткі аб прамысловым атрыманні мінеральных угнаенняў у Рэспубліцы Беларусь, а таксама адпаведныя ўраўненні хімічных рэакцый.
7. Сульфат амонію можа быць атрыманы з выкарыстаннем сульфату кальцыю, газападобных аміяку і CO_2 . Прывядзіце магчымыя ўраўненні хімічных рэакцый.
8. Напішыце ўраўненні рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні: $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{CaHPO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$.
9. У ААТ «Гродна Азот» у вытворчасці аміяку выкарыстоўваюцца агрэгаты магутнасцю 1650 т аміяку ў суткі. Разлічыце мінімальныя аб'ёмы азоту і прыроднага газу (н. у.), якія спатрэбяцца для атрымання такой колькасці аміяку. Канверсію метану з утварэннем вадароду і чаднага газу лічыць поўнай (гл. с. 160).
10. У працэсе вытворчасці вадкіх азотных угнаенняў выкарыстоўваюць водныя растворы солей. Да ліку такіх угнаенняў адносяцца сумесі канцэнтраваных раствораў карбаміду $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ і аміячнай салетры NH_4NO_3 . Разлічыце масы 80%-нага раствора карбаміду і 70%-нага раствора салетры, якія трэба ўзяць, каб прыгатаваць адну тону вадкага ўгнаення, калі масавая доля $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ ў ім павінна складаць 29,48 %, а NH_4NO_3 — 39,77 %. Вызначце масавую долю азоту ў такім угнаенні.

§ 53. Ахова навакольнага асяроддзя ад шкоднага ўздзеяння хімічных рэчываў. «Зялёная хімія»

Барацьба з забруджвальнікамі навакольнага асяроддзя

Дасягненні навукі і тэхналогіі дазволілі стварыць камфортныя ўмовы для жыцця людзей. Аднак неапраўдана высокія тэмпы росту спажывання прывялі да празмерных нагузак на навакольнае асяроддзе, да яго забруджвання і вычарпання прыродных рэсурсаў.

Да асноўных відаў забруджвальнікаў, якія ўплываюць на навакольнае асяроддзе, адносяць:

- адходы — бытавыя і прамысловыя, пабочныя прадукты прамысловасці (радыеактыўныя элементы, пластыкі, цяжкія металы са шчыльнасцю больш як 5 г/см^3);
- адпрацаваныя газы — выхлапныя газы аўтамабіляў (NO , NO_2 , CO , вуглевадароды — прадукты няпоўнага згарання паліва), тэхналагічных устаноў цеплавых электрастанцый (CO_2 , CO , SO_2 , NO , NO_2 , O_3), прадпрыемстваў металургіі, хімічнай прамысловасці і вытворчасці будаўнічых матэрыялаў;
- бытавыя, гаспадарчыя і прамысловыя сцёкавыя вады, з якімі ў навакольнае асяроддзе паступаюць фасфаты (мыйныя і ачышчальныя сродкі, фосфарныя ўгнаенні і інш.), нітраты і іншыя азотзмяшчальныя злучэнні (мінеральныя ўгнаенні, эксскрэменты чалавека і жывёл), іншыя солі (хларыды, сульфаты), цяжкія металы, паверхнева-актыўныя рэчывы (ПАР), пестыцыды.

Забруджвальнікі ўплываюць на стан навакольнага асяроддзя, яны небяспечныя для людзей, з'яўляюцца прычынай розных хвароб і генетычных мутацый. Тым не менш сучаснай цывілізацыі не абысціся без хімічнай прамысловасці.

Праблема заключаецца не ў стварэнні хімікамі «шкодных рэчываў», а ў тым, што людзі не заўсёды рацыянальна выкарыстоўваюць сінтэзаваныя рэчывы і хімічныя тэхналогіі. Такім чынам, менавіта хімікі павінны знайсці шляхі зніжэння шкоднага ўплыву, што наносіць прамысловыя прадпрыемствы і іншыя крыніцы забруджвання нашай планеты. У сувязі з гэтым магчымыя два шляхі:

- 1) адсочваць паступленне шкодных рэчываў у навакольнае асяроддзе і абясшкоджваць або знішчаць іх, што з'яўляецца задачай экалагічнай хіміі;

2) прадухіляць забруджванне асяроддзя, памяншаючы выпрацоўку прыродных багаццяў, што з'яўляецца задачай «зялёнай хіміі».

Кіруючыся першым шляхам, хімікі-аналітыкі і экалагі распрацоўваюць эфектыўныя метады маніторынгу вадаёмаў, глеб, паветра. Вучоныя і інжынеры-распрацоўшчыкі вынаходзяць, а хімічная прамысловасць выпускае шматлікія сарбенты, паглынальнікі, іонаабменныя смолы для ачысткі прамысловых і сцёкавых вод, паглынання шкодных газаў і пылу, якія выдзяляюцца прадпрыемствамі. Хімікі распрацоўваюць метады ўтылізацыі прамысловых і бытавых адходаў шляхам іх бяспечнага знішчэння або перапрацоўкі з мэтай паўторнага выкарыстання. Д. І. Мендзялееў у свой час пісаў: «У хіміі няма адходаў, а ёсць нескарыстаная сыравіна».

У якасці прыкладаў утылізацыі розных адходаў у Рэспубліцы Беларусь можна прывесці перапрацоўку металалому на Беларускай металургічным заводзе. Сёння ў прамысловых маштабах перапрацоўваюць макулатуру, вырабы з пластыка і шкла. Шлак ліцейнай вытворчасці выкарыстоўваюць для вырабу будматэрыялаў (цэглы, чарапіцы). На беларускіх нафтаперапрацоўчых прадпрыемствах ёсць устаноўкі па ператварэнні серавадароду, які вылучаецца ў працэсе перапрацоўкі нафты ў атмасферу, у карысны прадукт — серную кіслату.

На Гомельскім хімічным заводзе фторавадарод, які ўзнікае ў працэсе раскладання апатытавага (фасфарытавага) канцэнтрату, ператвараюць у H_2SiF_6 , AlF_3 , Na_3AlF_6 .

Прадухіленне забруджвання навакольнага асяроддзя

«Зялёная хімія» — гэта стратэгія вытворчасці і прымянення хімічных прадуктаў і працэсаў, якая прадугледжвае памяншэнне або адыход ад выкарыстання і ўтварэння шкодных рэчываў.

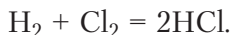
Разгледзім, як у рамках «зялёнай хіміі» прапанована вырашаць экалагічныя праблемы.

1. Каб пазбегнуць пападання хімічных рэчываў у навакольнае асяроддзе і знізіць страты прыродных рэсурсаў, неабходна распрацоўваць хімічныя працэсы, якія даюць магчымасць пазбегнуць утварэння пабочных прадуктаў. Напрыклад, у вядомым вам традыцыйным лабараторным метадае сінтэзу хлоравадароду па рэакцыі



тэарэтычна толькі 2 з 9 атамаў рэагентаў уваходзяць у састаў патрэбнага прадукту. Так званая атамная эфектыўнасць гэтага працэсу складае 22 %.

На ААТ «Беларуськалій» хлоравадарод атрымліваюць прамым узаемадзеяннем хлору і вадароду, пры гэтым усе атамы рэагентаў уваходзяць у састаў прадукту:



Значыць, эфектыўнасць працэсу складае 100 %.

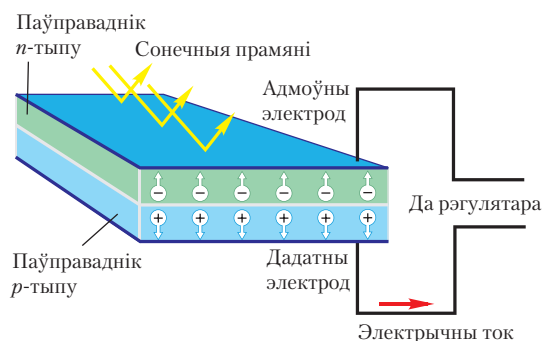
2. Неабходна выкарыстоўваць тэхналагічныя працэсы, у якіх *як зыходныя рэчывы, так і прадукты ці адходы не наносзяць шкоды* навакольнаму асяроддзю і персаналу прадпрыемстваў. Напрыклад, адбельванне цэлюлозы хлорам пры вытворчасці паперы прыводзіць да ўтварэння і паступлення ў навакольнае асяроддзе таксічных рэчываў — дыаксінаў. Каб гэтага пазбегнуць, лепш праводзіць адбельванне цэлюлозы пераксідам вадароду, які не ўяўляе такой небяспекі. Пры паданні ў навакольнае асяроддзе ён хутка раскладаецца:



Вядома пра шкоду, якую наносзяць усяму жывому выкінутыя палімерныя ўпакоўкі, пакеты, бутлі з пластыку. Аднак поўны пераход на папяровую ўпакоўку прывядзе да неабходнасці павелічэння вытворчасці паперы, а адсюль дадатковай высечкі лясоў. Таму прапануецца перайсці на выраб пакавальнага матэрыялу з біяраскладальных матэрыялаў, вырабленых, напрыклад, з малочнай кіслаты або вытворных цэлюлозы. Для вырабу бутэлек лепш выкарыстоўваць шкло, якім можна карыстацца паўторна або пераплаўляць і атрымліваць новыя вырабы.

3. Большасць хіміка-тэхналагічных працэсаў працякае ў растворах. Выкарыстання водныя або няводныя растваральнікі і прымесь, што ў іх змяшчаюцца, павінны праходзіць працэс ачысткі. Гэта нятанны працэс. Да таго ж поўнай ачысткі, як правіла, не адбываецца. Растваральнікі, якія ўтрымліваюць небяспечныя хімічныя рэагенты, у выглядзе сцёкавых вод скідаюцца ў рэкі. Выхадам з гэтай сітуацыі з'яўляецца *адмова ад выкарыстання растваральнікаў ці выбар такіх, якія не забруджваюць навакольнае асяроддзе*.

Напрыклад, у якасці растваральніку прапануюць ужываць вуглякіслы газ, сціснуты да стану, пры якім ён набліжаецца па шчыльнасці да вадкасці. Такі растваральнік ужо сёння выкарыстоўваюць для экстракцыі кафеіну з кававых зерняў, эфірных алеяў з раслін і ў некаторых хімічных рэакцыях. Пасля правядзення экстракцыі раствор дастаткова нагрэць і ўвесь CO_2 выпарыцца.



Мал. 131. Сонечная панэль на даху дома і схема канструкцыі сонечнага элемента

4. Каб прадухіліць вычарпанне прыродных рэсурсаў, неабходна *ствараць вытворчасці або ажыццяўляць працэсы, у якіх выкарыстоўваюцца аднаўляльныя віды сыравіны* — раслінныя алеі, цэлюлоза, бытавое смецце, вуглякіслы газ.

Такі падыход ляжыць у аснове атрымання метылавых эфіраў тлустых кіслот — біяпаліва з рапсавага алею.

Хімікі працуюць над стварэннем матэрыялаў для сонечных батарэй, якія ператвораць невычэрпную энергію Сонца ў электрычную (мал. 131).

5. Паменшыць пападанне выхляпных газаў аўтамабіляў у атмасферу і знізіць *парніковы эффект* можна шляхам замены рухавікоў унутранага згарання вуглевадародаў на электрухавікі. Для гэтага хімікі працуюць над стварэннем новых хімічных крыніц току, у прыватнасці, над распрацоўкай эфектыўных паліўных элементаў, якія змогуць ператварыць энергію бяспольнага акіслення вадароду кіслародам у электрычную. Значным крокам у зніжэнні ўзроўню забруджвання атмасферы з'яўляецца прымяненне аўтамабільных каталізатараў — прылад у выхляпной сістэме аўтамабіля. Яны прызначаны для зніжэння таксічных выкідаў у атмасферу шляхам аднаўлення аксідаў азоту і акіслення чаднага газу, а таксама вуглевадародаў, якія не згарэлі.

У цяперашні час для ўстойлівага развіцця цывілізацыі чалавецтва павінна накіроўваць сваю дзейнасць не толькі на ліквідацыю шкодных наступстваў, але і на прадухіленне іх з'яўлення, дзейнічаць па прынцыпе «Не нашкодзь сабе, грамадству, прыродзе». Такая дзейнасць магчымая ва ўмовах развіцця хімічнай навукі, распрацоўкі на яе аснове рэсурса-, энергазберагальных і экалагічна бяшкідных тэхналогій, новых матэрыялаў і рэчываў.

Задачы экалагічнай хіміі — адсочваючы паступленне шкодных рэчываў у навакольнае асяроддзе, абясшкоджваць або знішчаць іх, абмяжоўваць іх распаўсюджванне.

«Зялёная хімія» — гэта стратэгія вытворчасці і прымянення хімічных прадуктаў і працэсаў, якая прадугледжвае памяншэнне або адыход ад выкарыстання і ўтварэння шкодных рэчываў.

Пытанні, заданні, задачы

1. Назавіце прычыны экалагічных праблем. Як вы разумееце выраз: «Узнікненне экалагічных праблем — гэта наступствы празмернага спажывання»?

2. Назавіце рэчывы — асноўныя забруджвальнікі паветра і іх крыніцы.

3. Якія неарганічныя рэчывы могуць быць выяўлены ў вадзе з калодзежа, калі: а) яна з'яўляецца жорсткай; б) непадалёк размешчаны кароўнік; в) побач знаходзіцца поле з угнаеннямі?

4. Ацаніце плюсы і мінусы выкарыстання ў якасці ўпакоўкі поліэтылену і паперы.

5. Назавіце магчымыя шляхі памяншэння забруджвання навакольнага асяроддзя хімічнымі прадпрыемствамі. Як гэтыя задачы прапануе вырашаць «зялёная хімія»?

6. Прызнана, што танней прадухіліць утварэнне забруджванняў, чым ліквідаваць іх наступствы. Прывядзіце прыклады ўкаранення гэтай ідэі ў арганізацыю сучасных хімічных вытворчасцей.

7. Прапануйце спосабы паглынання рэчываў, якія вылучаюцца ў вытворчым працэсе, такіх як: а) хлоравадарод; б) серавадарод; в) сярністы газ.

8. На аснове вядомых вам рэакцый з удзелам металаў прапануйце метады здабывання медзі з адпрацаванага раствору гальванічнага мяднення, які змяшчае сульфат медзі.

9. Каля транспартных магістралей з інтэнсіўным рухам аўтатранспарту адчуваецца пах дыаксиду азоту. Растлумачце крыніцу яго ўзнікнення. Прыміце да ведама, што ў бензіне не ўтрымліваюцца злучэнні азоту, а ў цыліндры аўтамабільнага рухавіка дасягаецца высокі ціск і тэмпература. Адчуванне паху NO_2 пачынаецца пры яго ўтрыманні 8 мг/м^3 у паветры. Разлічыце аб'ёмную долю NO_2 , адпаведную гэтай яго канцэнтрацыі.

10. Па нормах зоагігіены гранічна дапушчальная канцэнтрацыя (ПДК) шкодных газаў на сваёй ферме ў аб'ёмных долях складае: NH_3 — $0,026 \%$ і H_2S — $0,01 \%$. Вядома, што пах аміяку адчуваецца чалавекам пры канцэнтрацыі 35 мг/м^3 , а пах серавадароду — пры канцэнтрацыі $1,4\text{--}2,8 \text{ мг/м}^3$. Ці можна з дапамогай нюху вызначыць ГДК названых газаў на сваёй ферме? Адказ абгрунтуйце разлікам.

Дадатак 1. Електронная будова атамаў хімічных элементаў малых перыядаў (I–III)

Электронная схема	Электронная канфігурацыя	Электронна-графічная схема
${}_1\text{H} \left(\overset{+1}{\underset{1}{\text{H}}} \right)$ або ${}_1\text{H} 1e^-$	${}_1\text{H} 1s^1$	${}_1\text{H} \begin{array}{ c } \hline 1s \\ \hline \uparrow \\ \hline \end{array}$
${}_2\text{He} \left(\overset{+2}{\underset{2}{\text{He}}} \right)$ або ${}_2\text{He} 2e^-$	${}_2\text{He} 1s^2$	${}_2\text{He} \begin{array}{ c } \hline 1s \\ \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array}$
${}_3\text{Li} \left(\overset{+3}{\underset{21}{\text{Li}}} \right)$ або ${}_3\text{Li} 2e^-, 1e^-$	${}_3\text{Li} 1s^2 2s^1$	${}_3\text{Li} \begin{array}{ c c c c } \hline 1s & 2s & 2p & \\ \hline \uparrow\downarrow & \uparrow & & \\ \hline \end{array}$
${}_4\text{Be} \left(\overset{+4}{\underset{22}{\text{Be}}} \right)$ або ${}_4\text{Be} 2e^-, 2e^-$	${}_4\text{Be} 1s^2 2s^2$	${}_4\text{Be} \begin{array}{ c c c c } \hline 1s & 2s & 2p & \\ \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & & \\ \hline \end{array}$
${}_5\text{B} \left(\overset{+5}{\underset{23}{\text{B}}} \right)$ або ${}_5\text{B} 2e^-, 3e^-$	${}_5\text{B} 1s^2 2s^2 2p^1$	${}_5\text{B} \begin{array}{ c c c c } \hline 1s & 2s & 2p & \\ \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow & \\ \hline \end{array}$
${}_6\text{C} \left(\overset{+6}{\underset{24}{\text{C}}} \right)$ або ${}_6\text{C} 2e^-, 4e^-$	${}_6\text{C} 1s^2 2s^2 2p^2$	${}_6\text{C} \begin{array}{ c c c c } \hline 1s & 2s & 2p & \\ \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\uparrow & \\ \hline \end{array}$
${}_7\text{N} \left(\overset{+7}{\underset{25}{\text{N}}} \right)$ або ${}_7\text{N} 2e^-, 5e^-$	${}_7\text{N} 1s^2 2s^2 2p^3$	${}_7\text{N} \begin{array}{ c c c c } \hline 1s & 2s & 2p & \\ \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\uparrow\uparrow & \\ \hline \end{array}$
${}_8\text{O} \left(\overset{+8}{\underset{26}{\text{O}}} \right)$ або ${}_8\text{O} 2e^-, 6e^-$	${}_8\text{O} 1s^2 2s^2 2p^4$	${}_8\text{O} \begin{array}{ c c c c } \hline 1s & 2s & 2p & \\ \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow\uparrow\uparrow & \\ \hline \end{array}$
${}_9\text{F} \left(\overset{+9}{\underset{27}{\text{F}}} \right)$ або ${}_9\text{F} 2e^-, 7e^-$	${}_9\text{F} 1s^2 2s^2 2p^5$	${}_9\text{F} \begin{array}{ c c c c } \hline 1s & 2s & 2p & \\ \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow\uparrow\uparrow & \\ \hline \end{array}$
${}_{10}\text{Ne} \left(\overset{+10}{\underset{28}{\text{Ne}}} \right)$ або ${}_{10}\text{Ne} 2e^-, 8e^-$	${}_{10}\text{Ne} 1s^2 2s^2 2p^6$	${}_{10}\text{Ne} \begin{array}{ c c c c } \hline 1s & 2s & 2p & \\ \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow & \\ \hline \end{array}$
${}_{11}\text{Na} \left(\overset{+11}{\underset{281}{\text{Na}}} \right)$ або ${}_{11}\text{Na} 2e^-, 8e^-, 1e^-$	${}_{11}\text{Na} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	${}_{11}\text{Na} \begin{array}{ c c c c c c c } \hline 1s & 2s & 2p & 3s & 3p & 3d & \\ \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow & \uparrow & & & \\ \hline \end{array}$
${}_{12}\text{Mg} \left(\overset{+12}{\underset{282}{\text{Mg}}} \right)$ або ${}_{12}\text{Mg} 2e^-, 8e^-, 2e^-$	${}_{12}\text{Mg} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	${}_{12}\text{Mg} \begin{array}{ c c c c c c c } \hline 1s & 2s & 2p & 3s & 3p & 3d & \\ \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & & & \\ \hline \end{array}$

${}_{13}\text{Al}^{(+13)} \left(\begin{array}{c} \uparrow\uparrow\uparrow \\ \uparrow\uparrow\uparrow \\ \uparrow\uparrow\uparrow \end{array} \right)$ 283 або ${}_{13}\text{Al} \ 2e^-, 8e^-, 3e^-$	${}_{13}\text{Al} \ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	
${}_{14}\text{Si}^{(+14)} \left(\begin{array}{c} \uparrow\uparrow\uparrow \\ \uparrow\uparrow\uparrow \\ \uparrow\uparrow\uparrow \end{array} \right)$ 284 або ${}_{14}\text{Si} \ 2e^-, 8e^-, 4e^-$	${}_{14}\text{Si} \ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	
${}_{15}\text{P}^{(+15)} \left(\begin{array}{c} \uparrow\uparrow\uparrow \\ \uparrow\uparrow\uparrow \\ \uparrow\uparrow\uparrow \end{array} \right)$ 285 або ${}_{15}\text{P} \ 2e^-, 8e^-, 5e^-$	${}_{15}\text{P} \ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	
${}_{16}\text{S}^{(+16)} \left(\begin{array}{c} \uparrow\uparrow\uparrow \\ \uparrow\uparrow\uparrow \\ \uparrow\uparrow\uparrow \end{array} \right)$ 286 або ${}_{16}\text{S} \ 2e^-, 8e^-, 6e^-$	${}_{16}\text{S} \ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	
${}_{17}\text{Cl}^{(+17)} \left(\begin{array}{c} \uparrow\uparrow\uparrow \\ \uparrow\uparrow\uparrow \\ \uparrow\uparrow\uparrow \end{array} \right)$ 287 або ${}_{17}\text{Cl} \ 2e^-, 8e^-, 7e^-$	${}_{17}\text{Cl} \ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	
${}_{18}\text{Ar}^{(+18)} \left(\begin{array}{c} \uparrow\uparrow\uparrow \\ \uparrow\uparrow\uparrow \\ \uparrow\uparrow\uparrow \end{array} \right)$ 288 або ${}_{18}\text{Ar} \ 2e^-, 8e^-, 8e^-$	${}_{18}\text{Ar} \ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	

Дадатак 2. Мінералы і іх цвёрдасць па шкале Моаса

Цвёрдасць па Моасу	Эталонны мінерал		Апраца- вальнасць	Мінералы з аналагічнай цвёрдасцю
1	Тальк ($\text{Mg}_3\text{Si}_4\text{O}_{10}(\text{OH})_2$)		Драпаецца пазногцем	Графіт
2	Гіпс ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$)		Драпаецца пазногцем	Галіт (NaCl); слюда ($\text{XY}_2[\text{AlSi}_3\text{O}_{10}](\text{OH},\text{F})_2$, дзе $X - \text{K}$, $Y - \text{Mg, Fe, Al}$)

3	Кальцит (CaCO_3)		Драпаецца медзю	Золата, серабро
4	Флюарыт (CaF_2)		Лёгка драпаецца нажом, шклом	Даламіт ($\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$); сфалерыт (ZnS)
5	Апатыт ($\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6(\text{OH}, \text{F}, \text{Cl})_2$)		З нама- ганнем драпаецца нажом, шклом	Гематыт (Fe_2O_3); лазурыт ($\text{Na}[(\text{AlSiO}_4)\text{SO}_4]$)
6	Артаклаз (KAlSi_3O_8)		Драпае шкло. Драпаецца напільнікам	Апал ($\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$); руціл (TiO_2)
7	Кварц (SiO_2)		Апрацоў- ваецца алмазам, драпае шкло	Гранат ($\text{X}_3\text{Y}_2[\text{SiO}_4]_3$), дзе X — Ca, Fe, Mg, Mn, а Y — Al, Fe, Cr; турмалін ($\text{Na}(\text{Li}, \text{Al})_3\text{Al}_6[(\text{OH})_4(\text{BO}_3)_3\text{Si}_6\text{O}_{18}]$)
8	Тапаз ($\text{Al}_2[\text{SiO}_4](\text{F}, \text{OH})_2$)		Апрацоў- ваецца алмазам, драпае шкло	Берыл ($\text{Al}_2[\text{Be}_3(\text{Si}_6\text{O}_{18})]$)
9	Карунд (Al_2O_3)		Апрацоў- ваецца алмазам, драпае шкло	Карбід вальфраму (WC)
10	Алмаз (C)		Рэжа шкло	Эльбор (BN)

Дадатак 3. Якасныя рэакцыі

Якасныя рэакцыі на некаторыя катыёны

Іон	Рэактыў	Умовы правядзення	Прыкмета рэакцыі	Ураўненне ў скарачанай іоннай форме
H^+	Лакмус	У растворы	Чырвоны раствор	$CH_3COOH \rightleftharpoons H^+ + CH_3COO^-$ $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$
	Метыларанж	У растворы	Чырвоны раствор	
	Універсальная індыкатарная папера	Нанясенне кроплі раствору на індыкатарную паперу	$pH < 7$	
NH_4^+	NaOH Ca(OH) ₂	У растворы або цвёрдыя рэчывы (пры награванні)	Вільготная фенолфталеінавая папера над рэакцыйнай сумессю ста-новіцца малінавай	$NH_4^+ + OH^- \xrightarrow{t} NH_3 \uparrow + H_2O$
Ca^{2+}	Na ₂ CO ₃	У растворы	Белы асадак	$Ca^{2+} + CO_3^{2-} = CaCO_3 \downarrow$
	H ₂ SO ₄ або Na ₂ SO ₄	У растворы	Белы асадак	$Ca^{2+} + SO_4^{2-} = CaSO_4 \downarrow$
		У полімі спіртоўкі	Кармінава-чырвоная афарбоўка полімя	
Ba^{2+}	Na ₂ CO ₃	У растворы	Белы асадак	$Ba^{2+} + CO_3^{2-} = BaCO_3 \downarrow$
	H ₂ SO ₄ або Na ₂ SO ₄	У растворы	Белы асадак	$Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4 \downarrow$
		У полімі спіртоўкі	Зялёная афарбоўка полімя	
Fe^{2+}	NaOH	У растворы	Белы асадак з шэра-зялёным адценнем	$Fe^{2+} + 2OH^- = Fe(OH)_2 \downarrow$
Fe^{3+}	NaOH	У растворы	Буры асадак	$Fe^{3+} + 3OH^- = Fe(OH)_3 \downarrow$
Fe^{3+}	KNCS	У растворы	Чырвоны раствор	$Fe^{3+} + 3NCS^- = Fe(NCS)_3$
Na^+		У полімі спіртоўкі	Жоўтая афарбоўка полімя	
K^+		У полімі спіртоўкі	Фіялетава афарбоўка полімя	
Li^+		У полімі спіртоўкі	Чырвоная афарбоўка полімя	
Sr^{2+}		У полімі спіртоўкі	Чырвоная афарбоўка полімя	

Якасныя рэакцыі на некаторыя аніёны

Іон	Рэактыў	Умовы правядзення	Прыкмета рэакцыі	Ураўненне ў скарачанай іоннай форме
OH ⁻	Лакмус	У раствору	Сіні раствор	$\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$
	Метыларанж	У раствору	Жоўты раствор	
	Фенолфталеін	У раствору	Малінавы раствор	
	Універсальная індикатарная папера	Нанясенне кроплі раствору на індикатарную паперу	pH > 7	
Cl ⁻	AgNO ₃	У раствору	Белы тварожысты асадак	$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl} \downarrow$
Br ⁻	AgNO ₃	У раствору	Светла-жоўты асадак	$\text{Ag}^+ + \text{Br}^- = \text{AgBr} \downarrow$
I ⁻	AgNO ₃	У раствору	Жоўты асадак	$\text{Ag}^+ + \text{I}^- = \text{AgI} \downarrow$
F ⁻	CaCl ₂	У раствору	Белы асадак	$\text{Ca}^{2+} + 2\text{F}^- = \text{CaF}_2 \downarrow$
NO ₃ ⁻	Распалены вугольчык	Цвёрдая соль	Успышка на вугольчыку	$2\text{NaNO}_3 \xrightarrow{t} 2\text{NaNO}_2 + \text{O}_2 \uparrow$
SO ₄ ²⁻	BaCl ₂ або Ba(NO ₃) ₂	У раствору	Белы асадак	$\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4 \downarrow$
CO ₃ ²⁻	HCl або іншая кіслата	У раствору	Газ	$2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$
SiO ₃ ²⁻	HCl або іншая кіслата	У раствору	Студзяністы белы асадак	$2\text{H}^+ + \text{SiO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{SiO}_3 \downarrow$
PO ₄ ³⁻	AgNO ₃	У раствору (шчолачнае асяроддзе)	Жоўты асадак, растваральны ў азотнай кіслаце	$3\text{Ag}^+ + \text{PO}_4^{3-} = \text{Ag}_3\text{PO}_4 \downarrow$

АДКАЗЫ НА РАЗЛКОВЫЯ ЗАДАЧЫ

Раздзел 1.

§ 1. 5. 19; 1; 39; 227. 6. 33 дм^3 . 7. 25 %. 8. $3,2 \cdot 10^5 \text{ т}$. 9. 250 тыс. т; 280 тыс. м^3 . 10. $9,03 \cdot 10^{22}$.

§ 2. 4. а) 17 і 60; б) 310 і 250. 6. а) 0,158; б) 0,201. 8. Хром. 9. 23,3 %. 10. 0,5 кг.

§ 3. 7. $0,393 > 0,324$. 8. Фосфар, фасфат калію. 10. 48,3 %.

§ 4. 3. 0,25 моль. 4. а) $33,6 \text{ дм}^3$; б) $33,6 \text{ м}^3$. 5. а) 60; 60 г/моль; 0,25 моль; $1,51 \cdot 10^{23}$ малекул; $14,29 \text{ см}^3$; б) 27; 27 г/моль; 0,556 моль $3,34 \cdot 10^{23}$ атамаў; $5,56 \text{ см}^3$; в) 32; 32 г/моль; 0,47 моль; $2,82 \cdot 10^{23}$ малекул; $10,5 \text{ дм}^3$; г) 71; 71 г/моль; 0,211 моль; $1,27 \cdot 10^{23}$ малекул; $4,73 \text{ дм}^3$. 6. O_2 — 32 а. а. м.; $5,3 \cdot 10^{-23} \text{ г}$; $5,3 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$; H_2O — 18 а. а. м.; $2,99 \cdot 10^{-23} \text{ г}$; $2,99 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$. 7. 248 г. 8. $9,03 \cdot 10^{22}$. 9. 360 г. 10. 35,3 %.

§ 5. 6. 8,1 г. 7. $2,93 \text{ м}^3$ (н. у.). 8. 14,6 г. 9. а) Fe_3O_4 ; б) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$; в) Cl_2O_7 ; г) Na_2SO_3 . 10. 0,84 г CaO ; 0,2 г MgO .

§ 6. 3. а) 8; б) 11; в) 2,4; г) 8,5. 4. NO , C_2H_6 , CH_2O . 6. 350 м^3 ; 1667 м^3 . 7. 120 м^3 . 8. 5,35. 9. C_4H_{10} . 10. $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.

Раздзел 2.

§ 7. 7. 9 разнавіднасцей. 9. 63,56. 10. 12,011.

§ 8. 8. $2,64 \cdot 10^{20}$. 9. $^{17}_8\text{O}$. 10. а) $1,95 \cdot 10^{13} \text{ Дж/моль}$; б) $8,30 \cdot 10^{13} \text{ Дж/кг}$.

§ 9. 9. $3,61 \cdot 10^{23}$. 10. Ca.

§ 10. 9. 19,8 г.

§ 11. 10. Аб'ём HCl у 2,147 раза менш за аб'ём NH_3 .

§ 12. 9. 9,2. 10. Se.

Раздзел 3.

§ 13. 9. $1,44 \cdot 10^{25}$. 10. 415,5 кДж/моль.

§ 14. 10. 22 кДж.

§ 15. 10. +6.

§ 16. 8. 1,25 кг; 2,5 кг Bi; 1,25 кг Sn. 9. $n(\text{Sn}) : n(\text{Pb}) : n(\text{Bi}) : n(\text{Cd}) = 1,00 : 1,15 : 2,28 : 1,07$. 10. $4,8 \cdot 10^{22}$.

§ 17. 9. 50,9 моль. 10. CH_3OH .

Раздзел 4.

§ 18. 10. 0,3 моль; $1,81 \cdot 10^{23}$.

§ 19. 2. 13 кДж. 3. CaO , 116 кДж. 4. $2,24 \text{ дм}^3$. 5. 176 кДж. 6. $Q = 3510 \text{ кДж}$. 7. 32,8 і 45,1 кДж/г. 8. 0,28 моль. 9. $2\text{Ag}_2\text{O}_{(\text{цв})} = 4\text{Ag}_{(\text{цв})} + \text{O}_{2(\text{г})} - 62 \text{ кДж}$. 10. 204,4 кДж.

§ 20. 7. а) $5 \cdot 10^{-3} \text{ моль/}(\text{дм}^3 \cdot \text{с})$; б) $2,5 \cdot 10^{-3} \text{ моль/}(\text{дм}^3 \cdot \text{с})$. 8. $1,7 \cdot 10^{-5} \text{ моль/}(\text{дм}^3 \cdot \text{с})$. 9. Павялічыцца на $0,03 \text{ моль/дм}^3$. 10. $5,0 \cdot 10^{-4} \text{ моль/}(\text{дм}^3 \cdot \text{с})$; $\Delta c(\text{CO}) = -0,02 \text{ моль/дм}^3$, $\Delta c(\text{CO}_2) = 0,02 \text{ моль/дм}^3$.

§ 21. 9. 3,8 моль/дм³. 10. 2,22 моль/дм³ · с).

§ 22. 10. 0,015 моль/дм³; 0,0175 моль/дм³.

Раздзел 5.

§ 23. 4. а) KNO_3 , KCl ; б) NaCl ; в) HCl , SO_2 , NH_3 . 7. 44,4 %. 8. 31,6 г. 9. +132 г. 10. Паменшыцца на 62,8 г; $82,8 \text{ дм}^3$.

- § 24. 2. 10 %. 3. 180 г, 19 820 см³. 4. а) 0,3 моль/дм³, б) 0,3 моль/дм³. 5. 4,76 %.
 6. 1,38 %. 7. 50 %, 7,1 моль/дм³. 8. 91,3 см³, 10,2 моль/дм³. 9. 131,7 см³. 10. 23,0 %.
 § 25. 7. $5,4 \cdot 10^{24}$. 8. 0,06 моль. 9. $6,5 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³. 10. 0,0655 моль/дм³.
 § 26. 2. <7. 5. а) 4, б) 1. 6. 11. 7. а) 10^{-12} моль/дм³; б) 10^{-9} моль/дм³; в) 10^{-6} моль/дм³; г) 10^{-2} моль/дм³; д) 1 моль/дм³. рН = 2 адпавядае $c(\text{HCl}) = 10^{-2}$ моль/дм³, рН = 14 адпавядае $c(\text{KOH}) = 1$ моль/дм³. 8. 10^{-4} моль/дм³. 10. 28,6 %, 3.
 § 27. 1. F⁻, SO₃²⁻, CO₃²⁻, SiO₃²⁻, PO₄³⁻. 6. 4,26 г з 1 дм³. 7. 250 г. 8. 3020 г. 9. 40,8 г, 22,2 см³. 10. 93,2 г; 338,6 г; 30,2 %.

Раздзел 6.

- § 28. 6. 112,5 кг. 10. Cl₂.
 § 29. 5. 269 дм³. 8. 10,8 МДж. 9. Са. 10. 60 г.
 § 30. 3. 2,45. 4. 211 моль. 6. 1,57 %. 8. 15,8 м³. 9. KClO₃.
 § 31. 4. 6,0 г. 5. 38,3 дм³ (н. у.). 9. 35 %. 10. 1,6 г.
 § 32. 4. 112 г. 7. а) 40 дм³; б) 310 м³ (н. у.). 8. 13,4 дм³ (н. у.). 10. 75 %.
 § 33. 8. 0,453 %. 9. 0,2 моль/дм³. 10. 3,69 %.
 § 34. 3. а) 2,86 г/дм³; б) 32; в) 2,21. 6. 6,72 дм³ (н. у.). 8. 2,24 дм³ (н. у.).
 10. 26,7 %.
 § 35. 6. 7 %. 9. 8808 г. 10. 9 г.
 § 36. 6. Ca₃N₂. 8. 1,14 т. 10. 13,6 %.
 § 37. 3. 8,5; 0,586. 6. 2,24 дм³. 7. NH₄HSO₄. 10. 80 %.
 § 38. 7. 22,4 г. 10. 4,34 см³.
 § 39. 5. 24,3 МДж. 9. 18 г P₂O₅; 482 г вады. 10. 4,3 м³ (н. у.); 3,16 кг.
 § 40. 5. а) 35 % і 47 %; б) 63 % і 68 %. 6. ω(N) = 12 %; ω(P₂O₅) = 62 %. 7. 1,14 т.
 9. 77 кг. 10. CaHPO₄ · 2H₂O.
 § 41. 5. 7,5 м³. 6. 12,6 МДж. 10. 2,52 г NaHCO₃; 0,53 г Na₂CO₃.
 § 42. 6. 22,2 кг; 20,9 кг; 75,3 кг. 10. 226 дм³.

Раздзел 7.

- § 43. 8. Сталь. 9. 30 г; $7,53 \cdot 10^{23}$. 10. Сг.
 § 44. 6. 448 см³. 9. 9,42 дм³. 10. 16,8 г Fe, 19,2 г Cu.
 § 45. 5. 34,8 %; 57,7 %. 7. 20 408 тэлефонаў. 10. 1,85 т.
 § 46. 5. 107 г. 9. 561 г NaOH; 157 дм³ Cl₂. 10. 6,2 кг.
 § 47. 2. 25,1 кДж. 8. 42,4 кг.
 § 48. 5. 16,8 дм³. 8. 0,05 моль/дм³. 9. а) 4,02 г; б) 0,36 г; в) 19,17 г.
 § 49. 6. 30,4 г. 9. 10,12 г. 10. 92,5 %.
 § 50. 4. 3,36 дм³. 7. 20,1 %. 9. 2,6 %.

Раздзел 8.

- § 51. 8. 186 см³. 9. ω(H₃PO₄) = 7,7 %, $c(\text{H}_3\text{PO}_4) = 0,8$ моль/дм³.
 10. $m((\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4) : m(\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4) : m(\text{KCl}) = 4 : 3 : 14$.
 § 52. 9. $1,09 \cdot 10^9$ дм³; $1,09 \cdot 10^9$ дм³.
 10. ≈ 400 кг раствору (NH₄)₂CO₃; ≈ 600 кг раствору NH₄NO₃; ω(N) ≈ 3 %.
 § 53. 9. $3,9 \cdot 10^{-4}$ %. 10. Так.

ЗМЕСТ

Раздзел I. Асноўныя паняцці і законы хіміі	5
§ 1. Хімія. Рэчыва, хімічны элемент, атам	5
§ 2. Простыя і складаныя рэчывы. Рэчывы малекулярнай і немалекулярнай будовы	11
§ 3. Асноўныя класы неарганічных злучэнняў	15
§ 4. Колькасныя характарыстыкі рэчыва.	21
§ 5. Асноўныя законы хіміі. Закон пастаянства саставу рэчыва. Закон захавання масы рэчыва.	26
§ 6. Закон Авагадра як адзін з асноўных законаў хіміі.	31
Раздзел II. Будова атама і перыядычны закон	36
§ 7. Будова атама	36
§ 8. З'ява радыеактыўнасці	42
§ 9. Стан электрона ў атаме	47
§ 10. Перыядычны закон у святле тэорыі будовы атама.	52
§ 11. Перыядычнасць змянення ўласцівасцей атамаў хімічных элементаў і рэчываў, якія імі ўтвораны.	57
§ 12. Значэнне перыядычнага закону і перыядычнай сістэмы Д. І. Мендзялеева для развіцця навукі	65
Раздзел III. Хімічная сувязь і будова рэчыва	69
§ 13. Прырода і тыпы хімічнай сувязі	69
§ 14. Уласцівасці хімічных сувязей	77
Лабараторны дослед 1	83
§ 15. Валентнасць і ступень акіслення	84
§ 16. Тыпы крышталічных структур	88
§ 17. Міжмалекулярнае ўзаемадзеянне і вадародная сувязь	93
Раздзел IV. Хімічныя рэакцыі	99
§ 18. Класіфікацыя і агульныя характарыстыкі хімічных рэакцый	99
§ 19. Цеплавые эфекты хімічных рэакцый	106
§ 20. Скорасць хімічных рэакцый	111
§ 21. Фактары, якія ўплываюць на скорасць хімічных рэакцый	115
Лабараторны дослед 2	119
§ 22. Хімічная раўнавага	120
Практычная работа 1	125
Раздзел V. Хімія раствораў	126
§ 23. Растварэнне як фізіка-хімічны працэс	126
§ 24. Прыгатаванне раствораў	133
§ 25. Электралітычная дысацыяцыя рэчываў у растворах	137
§ 26. Паняцце аб вадародным паказчыку (рН) раствору	142
Лабараторны дослед 3	146
§ 27. Хімічныя ўласцівасці кіслот, асноў, солей у святле тэорыі электралітычнай дысацыяцыі	146
Практычная работа 2	152

Раздзел VI. Неметалы	153
§ 28. Агульная характарыстыка неметалаў	153
§ 29. Вадарод	158
Лабараторны дослед 4	164
§ 30. Галагены	164
§ 31. Злучэнні галагенаў	170
§ 32. Элементы VIA-групы	
Кісларод і сера	176
§ 33. Вадародныя злучэнні кіслароду і серы	182
§ 34. Кіслародныя злучэнні серы	186
§ 35. Серная кіслата	190
Лабараторны дослед 5	197
§ 36. Элементы VA-групы. Азот і фосфар	197
§ 37. Аміяк	202
Лабараторны дослед 6	207
§ 38. Азотная кіслата	207
§ 39. Кіслародзмяшчальныя злучэнні фосфару	212
§ 40. Найважнейшыя мінеральныя ўгнаенні	216
§ 41. Элементы IVA-групы. Вуглярод і крэмній	221
§ 42. Вугальная і крэмнёвая кіслоты, іх солі	228
Практычная работа 3	232
Раздзел VII. Металы	233
§ 43. Металы. Агульная характарыстыка	233
§ 44. Агульныя хімічныя ўласцівасці металаў	239
§ 45. Агульныя спосабы атрымання металаў	244
§ 46. Шчолачныя металы	250
§ 47. Металы IIA-групы перыядычнай сістэмы	256
Лабараторны дослед 8	263
§ 48. Алюміній і яго злучэнні	264
Лабараторны дослед 9	269
§ 49. Жалеза і яго злучэнні	269
§ 50. Найважнейшыя злучэнні жалеза	274
Практычная работа 4	278
Раздзел VIII. Хімічныя рэчывы ў жыцці і дзейнасці чалавека	279
§ 51. Роля хіміі ў развіцці цывілізацыі	279
§ 52. Хімічная прамысловасць Рэспублікі Беларусь у інтарэсах устойлівага развіцця краіны	283
§ 53. Ахова навакольнага асяроддзя ад шкоднага ўздзеяння хімічных рэчываў. «Зялёная хімія»	290
Дадаткі	295
Адказы на разліковыя задачы	300

(Назва ўстановы адукацыі)

Навучальны год	Імя і прозвішча вучня	Стан вучэбнага дапаможніка пры атрыманні	Адзнака вучню за карыстанне вучэбным дапаможнікам
20 /			
20 /			
20 /			
20 /			
20 /			

Вучэбнае выданне

Мычко Дзмітрый Іванавіч
Прахарэвіч Канстанцін Мікалаевіч
Барушка Ірына Іванаўна

Хімія

Вучэбны дапаможнік для 11 класа ўстаноў агульнай сярэдняй адукацыі
з беларускай мовай навучання
(з электронным дадаткам для павышанага ўзроўню)

Рэдактары	<i>В. В. Мінянкова, К. М. Пучынская, Л. У. Сагановіч</i>
Мастакі вокладкі	<i>К. Ю. Сарока, К. К. Шастойскі</i>
Мастацкія рэдактары	<i>В. В. Канявега, К. У. Максімава, В. В. Мінянкова</i>
Тэхнічны рэдактар	<i>К. М. Лісецкі</i>
Камп'ютарны набор	<i>В. В. Мінянковай, К. М. Пучынскай</i>
Праўка камп'ютарнага набору	<i>К. М. Лісецкага</i>
Камп'ютарная вёрстка	<i>К. М. Лісецкага</i>
Карэктары	<i>К. М. Пучынская, Л. У. Сагановіч</i>

Падпісана да друку 29.04.2021. Фармат 70×90^{1/16}. Папера афсетная. Друк афсетны.
Ум. друк. арк. 22,23. Ул.-выд. арк. 17,0 + 28,5 эл. дадатак (17,0 баз. + 11,5 пав.).
Тыраж 10 400 экз. Заказ

Рэспубліканскае ўнітарнае прадпрыемства «Выдавецтва “Адукацыя і выхаванне”».
Пасведчанне аб дзяржаўнай рэгістрацыі выдаўца, вытворцы,
распаўсюджвальніка друкаваных выданняў № 1/19 ад 02.08.2013.
Вул. Будзёнага, 21, 220070, г. Мінск.

Рэспубліканскае ўнітарнае прадпрыемства «Выдавецтва “Беларускі Дом друку”».
Пасведчанне аб дзяржаўнай рэгістрацыі выдаўца, вытворцы,
распаўсюджвальніка друкаваных выданняў № 2/102 ад 01.04.2014.
Пр-т Незалежнасці, 79, 220013, г. Мінск.

Правообладатель Адукацыя і выхаванне