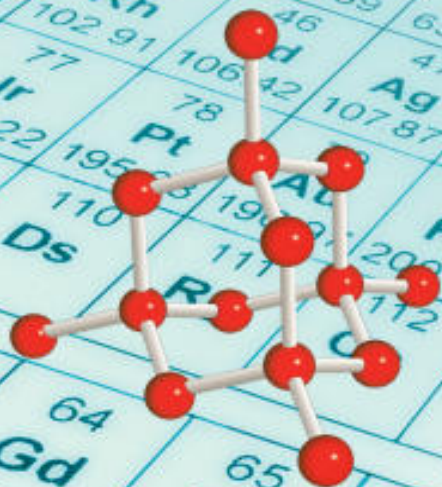


XIMIA

8



ПЕРЫЯДЫЧНАЯ СИСТЭМА ХІМІЧНЫХ

ПЕРЫЯДЫ	ГРУППЫ Э								
	1	2	3	4	5	6	7	8	9
	IA								
1	1 H ВАДАРОД 1,00794								
2	3 Li ЛІТЫЙ 6,941	4 Be БЕРЫЛІЙ 9,0122							
3	11 Na НАТРЫЙ 22,9898	12 Mg МАГНІЙ 24,305							
			IIIB	IVB	VB	VIB	VII B		VIIIB
4	19 K КАЛІЙ 39,0983	20 Ca КАЛЬЦЫЙ 40,078	21 Sc СКАНДЫЙ 44,956	22 Ti ТЫТАН 47,87	23 V ВАНАДЫЙ 50,942	24 Cr ХРОМ 51,996	25 Mn МАРГАНЕЦ 54,938	26 Fe ЖАЛЕЗА 55,845	27 Co КОБАЛЬТ 58,933
5	37 Rb РУБІДЫЙ 85,468	38 Sr СТРОНЦЫЙ 87,62	39 Y ІТРЫЙ 88,906	40 Zr ЦЫРКОНІЙ 91,224	41 Nb НІОБІЙ 92,906	42 Mo МАЛІБДЭН 95,94	43 Tc ТЭХНЕЦЫЙ [98]	44 Ru РУТЭНІЙ 101,07	45 Rh РОДЫЙ 102,905
6	55 Cs ЦЭЗЫЙ 132,905	56 Ba БАРЫЙ 137,327	57 La ЛАНТАН 138,906	72 Hf ГАФНІЙ 178,49	73 Ta ТАНТАЛ 180,948	74 W ВАЛЬФРАМ 183,84	75 Re РЭНІЙ 186,207	76 Os ОСМІЙ 190,23	77 Ir ІРЫДЫЙ 192,22
7	87 Fr ФРАНЦЫЙ [223]	88 Ra РАДЫЙ [226]	89 Ac АКТЫНІЙ [227]	104 Rf РЭЗЕРФАРДЫЙ [261]	105 Db ДУБНІЙ [262]	106 Sg СІБОРГІЙ [266]	107 Bh БОРЫЙ [271]	108 Hs ХАСІЙ [277]	109 Mt МЭЙТНЭР [268]
				ЛАНТАНІДЫ					
				58 Ce ЦЭРЫЙ 140,116	59 Pr ПРАЗЕАДЫЙ 140,907	60 Nd НЕАДЫЙ 144,242	61 Pm ПРАМЕТАЙ [145]	62 Sm САМАРЫЙ 150,36	
				АКТЫНІДЫ					
				90 Th ТОРЫЙ 232,038	91 Pa ПРАТАКТЫНІЙ 231,035	92 U УРАН 238,029	93 Np НЕПТУНІЙ [237]	94 Pu ПЛУТОНІЙ [239]	

Атамны нумар

Сімвал
элемента

Назва
элемента

Адносная
атамная маса

20

Н

Літій

6,941

Be

Берылій

9,0122

Mg

Магній

24,305

Ca

Кальций

40,078

Sc

Скандий

44,956

Ti

Титан

47,87

V

Ванадий

50,942

Cr

Хром

51,996

Mn

Марганец

54,938

Fe

Железо

55,845

Co

Кобальт

58,933

Х ЭЛЕМЕНТАЙ Д. I. МЕНДЗЯЛЕЕВА

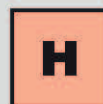
ЭЛЕМЕНТАЙ									
10	11	12	13	14	15	16	17	18	
								VIIIA 2 He ГЕЛИЙ 4,0026	
Ca КАЛЬЦИЙ 40,078									
			IIIA 5 B БОР 10,811	IVA 6 C ВУГЛЯРОД 12,011	VA 7 N АЗОТ 14,007	VIA 8 O КИСЛОРОД 15,9994	VIIA 9 F ФТОР 18,9984	10 Ne НЕОН 20,1797	
			13 Al АЛЮМИНИЙ 26,9815	14 Si КРЕМНИЙ 28,086	15 P ФОСФОР 30,9738	16 S СЕРА 32,066	17 Cl ХЛОР 35,452	18 Ar АРГОН 39,948	
	IB 28 Ni НИКЕЛЬ 58,693	IIB 29 Cu МЕДЬ 63,546	30 Zn ЦИНК 65,39	31 Ga ГАЛИЙ 69,723	32 Ge ГЕРМАНИЙ 72,61	33 As МЫШЬЯК 74,922	34 Se СЕЛЕН 78,96	35 Br БРОМ 79,904	36 Kr КРИПТОН 83,80
	46 Pd ПАДАДЫЙ 106,42	47 Ag СЕРАБРО 107,868	48 Cd КАДМИЙ 112,411	49 In ИНДЫЙ 114,82	50 Sn ВОЛАВА 118,71	51 Sb СУРМА 121,76	52 Te ТЭЛУР 127,60	53 I ЁД 126,904	54 Xe КСЕНОН 131,29
	78 Pt ПЛАЦИНА 195,08	79 Au ЗОЛАТА 196,967	80 Hg РТУЦЬ 200,59	81 Tl ТАЛИЙ 204,383	82 Pb СВИНЕЦ 207,2	83 Bi ВИСМУТ 208,980	84 Po ПОЛОНИЙ [209]	85 At АСТАТ [210]	86 Rn РАДОН [222]
	110 Ds ДАРМШАДТЫЙ [271]	111 Rg РЭНТГЕНИЙ [282]	112 Cn КАПЕРНИЦЫЙ [285]	113 Nh НИХОНИЙ [286]	114 Fl ФЛЕРАВИЙ [289]	115 Mc МАСКОВИЙ [289]	116 Lv ЛИБЕРМОРЫЙ [293]	117 Ts ТЭНЭСИН [294]	118 Og ОГАНЕССОН [294]
63 Eu ЕУРОПИЙ 151,964	64 Gd ГАДАЛИНИЙ 157,25	65 Tb ТЭРЕЙ 158,925	66 Dy ДЫСПРОЗИЙ 162,50	67 Ho ГОЛЬМИЙ 164,93	68 Er ЭРЕЙ 167,26	69 Tm ТУЛИЙ 168,934	70 Yb ИТЭРЕЙ 173,04	71 Lu ЛЮТЕЦИЙ 174,967	
95 Am АМЕРЫЦЫЙ [243]	96 Cm КОРЫЙ [247]	97 Bk БЕРКЛИЙ [247]	98 Cf КАЛПОРНИЙ [249]	99 Es ЭЙНШТЭЙНИЙ [252]	100 Fm ФЕРМИЙ [257]	101 Md МЕНДЗЯЛЕВИЙ [258]	102 No НОБЕЛИЙ [259]	103 Lr ЛАУРЭНСИЙ [262]	

ТАБЛІЦА РАСТВАРАЛЬНАСЦІ

АНІЁНЫ	КАТЫЁНЫ							
	K ⁺	Na ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	NH ₄ ⁺	Ag ⁺	Mg ²⁺	Pb ²⁺
I ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Н
Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	М
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	М
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Н	М	Р	М	Р	Н
SO ₃ ²⁻	Р	Р	Н	Н	Р	Н	М	Н
F ⁻	Р	Р	М	Н	Р	Р	Н	Н
NO ₂ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р
HCOO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
PO ₄ ³⁻	Р	Р	Н	Н	Р	Н	Н	Н
CO ₃ ²⁻	Р	Р	Н	Н	Р	Н	Н	Н
S ²⁻	Р	Р	Р	М	Р	Н	—	Н
SiO ₃ ²⁻	Р	Р	Н	Н	—	Н	Н	Н
OH ⁻	Р	Р	Р	М	Р	—	Н	Н
	Моцныя асновы							



—растваральныя



—нерастваральныя

Рад актыўнасці

Адпаведныя ўласцівасці

←	K	Ca	Na	Mg	Al	Zn	Fe	Mn
	K ⁺	Ca ²⁺	Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Zn ²⁺	Fe ²⁺	Mn ²⁺

Акідзальныя ўласцівасці

СОЛЕЙ, КІСЛОТ І АСНОЎ У ВАДЗЕ

І Ё Н Ы

Mn ²⁺	Fe ²⁺	Zn ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ³⁺	H ⁺	
Р	Р	Р	—	Н	Р	Р	—	Р	Моцныя кіслоты
Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	
Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	
Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	
Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	
Н	Н	М	Н	—	—	—	—	Р	Слабыя кіслоты
М	М	Р	Р	—	М	Р	М	Р	
—	—	—	—	—	—	—	—	Р	
Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	
Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	
Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Р	
Н	Н	Н	Н	Н	—	—	—	Р	
Н	Н	Н	Н	Н	—	—	Н	М	
Н	Н	Н	Н	—	—	—	—	Н	
Н	Н	Н	Н	—	Н	Н	Н		
Слабыя асновы								H ₂ O	

М — маларастваральныя — не існуюць або раскладаюцца вадой

асці металаў

цівасці ўзмацняюцца

Ni Sn Pb (H₂) Cu Hg Ag Pt Au

Ni²⁺ Sn²⁺ Pb²⁺ (H₂) Cu²⁺ Hg²⁺ Ag⁺ Pt²⁺ Au³⁺

цівасці ўзмацняюцца →

XIМІЯ

Вучэбны дапаможнік для 8 класа ўстаноў
адукацыі, якія рэалізуюць адукацыйныя праграмы
агульнай сярэдняй адукацыі,
з беларускай мовай навучання і выхавання

Пад рэдакцыяй І. Я. Шымановіча

*Данушчана
Міністэрствам адукацыі
Рэспублікі Беларусь*

2-е выданне, перагледжанае

Мінск
«Адукацыя і выхаванне»
2024

Правообладатель Адукацыя і выхаванне

УДК 54(075.3=161.3)
ББК 24я721
Х46

Аўтары:

І. Я. Шымановіч, В. А. Красіцкі, В. І. Сячко, В. М. Хвалюк

Пераклад з рускай *Н. М. Алганавай*

Рэцэнзенты:

кафедра хіміі біялагічнага факультэта ўстановы адукацыі «Гомельскі
дзяржаўны ўніверсітэт імя Францыска Скарыны»
(кандыдат хімічных навук, дацэнт, загадчык кафедры *Н. І. Драздова*);
старшы выкладчык кафедры педагогікі і прадметных метадык
дзяржаўнай установы адукацыі «Мінскі абласны інстытут развіцця
адукацыі» *Я. М. Уласавец*

ISBN 978-985-03-4096-2

© Алганавы Н. М., пераклад на беларускую мову, 2024
© Афармленне. Рэспубліканскае ўнітарнае прадпрыемства «Выдавецтва “Адукацыя і выхаванне”», 2024

ЗМЕСТ

Як працаваць з вучэбным дапаможнікам	6
--	---

ГЛАВА 1

АСНОЎНЫЯ ХАРАКТАРЫСТЫКІ РЭЧЫВА

§ 1. Атам, хімічны элемент, малекула. Простыя і складаныя рэчывы ...	8
§ 2. Адносная атамная маса. Адносная малекулярная маса	12
§ 3. Хімічныя рэакцыі	16
§ 4. Тыпы хімічных рэакцый	20
§ 5. Хімічная колькасць рэчыва	23
§ 6. Малярная маса. Малярны аб'ём газаў	28
§ 7. Вылічэнне хімічнай колькасці рэчыва па яго масе і масы рэчыва па яго хімічнай колькасці	32
§ 8. Вылічэнне хімічнай колькасці газу па яго аб'ёме і аб'ёму газу па яго хімічнай колькасці	35
Практычная работа 1. Хімічная колькасць рэчыва	39
§ 9. Колькасныя разлікі па ўраўненнях хімічных рэакцый	40
§ 10. Разлік масы (аб'ёму) рэчываў, якія ўтвараюцца, (прадуктаў) па масе (аб'ёме) зыходных рэчываў (рэагентаў)	44
§ 11. Разлік масы (аб'ёму) зыходных рэчываў (рэагентаў) па масе (аб'ёме) рэчываў, якія ўтвараюцца, (прадуктаў)	47

ГЛАВА 2

НАЙВАЖНЕЙШЫЯ КЛАСЫ НЕАРГАНІЧНЫХ ЗЛУЧЭННЯЎ

§ 12. Аксіды. Састаў і класіфікацыя аксідаў	52
§ 13. Хімічныя ўласцівасці кіслотных аксідаў	56
§ 14. Хімічныя ўласцівасці асноўных аксідаў	59
§ 15. Атрыманне і прымяненне аксідаў	63
§ 16. Кіслоты. Састаў і класіфікацыя кіслот	67
§ 17. Хімічныя ўласцівасці кіслот. Змяненне афарбоўкі індыкатараў. Узаемадзеянне з металамі	71
§ 18. Хімічныя ўласцівасці кіслот. Узаемадзеянне з асноўнымі аксідамі і асновамі. Рэакцыі з солямі	74
§ 19. Атрыманне і прымяненне кіслот	79
§ 20. Асновы	83
§ 21. Хімічныя ўласцівасці асноў	86
§ 22. Атрыманне і прымяненне асноў	91
Лабараторны дослед 1. Атрыманне нерастваральнай асновы	93
§ 23. Солі. Састаў і класіфікацыя солей	94

§ 24. Хімічныя ўласцівасці солей	97
Лабараторны дослед 2. Узаемадзеянне раствораў солей з металамі	101
§ 25. Атрыманне і прымяненне солей	102
Практычная работа 2. Хімічныя ўласцівасці солей	108
§ 26. Узаемасувязь паміж асноўнымі класамі неарганічных рэчываў	109
§ 27. Рапэнне разліковых задач па тэме «Асноўныя класы неарганічных злучэнняў»	113

ГЛАВА 3

ПЕРЫЯДЫЧНЫ ЗАКОН І ПЕРЫЯДЫЧНАЯ СІСТЭМА ХІМІЧНЫХ ЭЛЕМЕНТАЎ

§ 28. Сістэматызацыя хімічных элементаў	120
§ 29. Паняцце аб амфатэрнасці	124
Лабараторны дослед 3. Атрыманне гідраксиду цынку (алюмінію) <i>і вывучэнне яго амфатэрных уласцівасцей</i>	126
§ 30. Натуральныя сямействы элементаў	127
§ 31. Перыядычны закон Д. І. Мендзялеева	132
§ 32. Перыядычная сістэма хімічных элементаў	136

ГЛАВА 4

БУДОВА АТАМА І ПЕРЫЯДЫЧНАСЦЬ ЗМЯНЕННЯ ЎЛАСЦІВАСЦЕЙ АТАМАЎ ХІМІЧНЫХ ЭЛЕМЕНТАЎ І ІХ ЗЛУЧЭННЯЎ

§ 33. Будова атама. Атамны нумар хімічнага элемента	142
§ 34. Масавы лік атама	145
§ 35. Ізатопы. З'ява радыеактыўнасці	148
§ 36. Стан электронаў у атаме. Электроннае воблака. Атамная арбіталь	150
§ 37. Электронная будова атамаў	154
§ 38. Электронныя канфігурацыі атамаў	158
§ 39. Перыядычнасць змянення ўласцівасцей атамаў хімічных элементаў	162
§ 40. Характарыстыка хімічнага элемента па яго становішчы ў перыядычнай сістэме	167
Практычная работа 3. Вывучэнне кіслотна-асноўных уласцівасцей <i>гідраксідаў элементаў 3-га перыяду</i>	171

ГЛАВА 5

ХІМІЧНАЯ СУВЯЗЬ

§ 41. Прырода хімічнай сувязі	174
§ 42. Кавалентная сувязь	176
§ 43. Адзінарныя і кратныя сувязі	179

§ 44. Непалярная і палярная кавалентная сувязь. Электраадмоўнасць ...	181
Лабараторны дослед 4. Складанне мадэлей малекул	184
§ 45. Іонная сувязь	185
§ 46. Металічная сувязь. Міжмалекулярнае ўзаемадзеянне	188
§ 47. Крышталічны стан рэчыва	193

ГЛАВА 6

АКІСЛЯЛЬНА-АДНАЎЛЕНЧЫЯ РЭАКЦЫІ

§ 48. Ступень акіслення	200
§ 49. Працэсы акіслення і аднаўлення	203
§ 50. Акісляльна-аднаўленчыя рэакцыі	207
§ 51. Уяўленне аб метадзе электроннага балансу	211
Практычная работа 4. Рашэнне эксперыментальных задач	214
§ 52. Акісляльна-аднаўленчыя рэакцыі вакол нас	216
Прадметны паказальнік	221
Адказы	224
Дадатак 1	228
Дадатак 2	229

ЯК ПРАЦАВАЦЬ З ВУЧЭБНЫМ ДАПАМОЖНІКАМ

Дарагія васьмікласнікі! У гэтым навучальным годзе на ўроках хіміі вы навучыцеся праводзіць разлікі па формулах рэчываў і ўраўненнях хімічных рэакцый, пазнаёміцеся з перыядычным законам і сістэмай хімічных элементаў, атрымаеце пачатковае ўяўленне аб будове атамаў і хімічнай сувязі.

Паспяховае засваенне вучэбнага матэрыялу залежыць не толькі ад вашай увагі на ўроках, але і ад умення карыстацца вучэбным дапаможнікам, самастойна працаваць з ім.

У ваших руках вучэбны дапаможнік «Хімія». Пагартайце яго, азнаёмцеся са зместам. Увесь матэрыял вучэбнага дапаможніка падзелены на главы і параграфы. Прыведзеныя ў іх шматлікія малюнкi, схемы і табліцы дапамогуць вам дакладней уявіць тое, пра што ідзе гаворка ў тэксце вучэбнага дапаможніка.

У тэксце параграфаў азначэнні паняццяў, якія трэба запомніць, вылучаны вертыкальнай чырвонай лініяй **I** і **чорным паўтлустым курсівам**, хімічныя формулы, сімвалы і ўраўненні рэакцый — **тлустым шрыфтам**. Паняцці, якія спатрэбяцца вам для разумення і тлумачэння вывучаемага матэрыялу, адзначаны **сінім колерам**, іх азначэнні вылучаны курсівам. Правілы пазначаны вертыкальнай лініяй сіняга колеру **I**.

У канцы параграфаў ёсць вывады, прыведзеныя на каляровым фоне.

Пытанні і заданні ў канцы параграфа прызначаны для замацавання вывучанага матэрыялу. Адказы на ўсе разліковыя задачы вы знойдзеце ў канцы вучэбнага дапаможніка.

Не забывайце карыстацца прадметным паказальнікам. З яго дапамогай вам будзе лягчэй знайсці матэрыял, які трэба вывучыць ці паўтарыць.

У *Дадатках 1–2* размешчаны матэрыялы, якія пашыраць вашы ўяўленні аб спосабах рашэння задач па хіміі.

У дапаможніку вы сустрэнеце наступныя ўмоўныя абазначэнні:

 — для цікаўных;



— дамашні эксперымент.

Дадатковыя матэрыялы да вучэбнага дапаможніка можна знайсці на сайце <http://eior.by> (Адзіны інфармацыйна-адукацыйны рэсурс), выбраўшы ў меню «8 клас» → «Хімія», а таксама адсканіраваўшы QR-код.



Памятайце! Набытыя веды спатрэбяцца вам не толькі для паспяховага вывучэння хіміі ў старэйшых класах, але і ў паўсядзённым жыцці, у будучай працоўнай дзейнасці.

Жадаем вам поспехаў!

Глава 1

Асноўныя характарыстыкі рэчыва



У першай главе вы ўспомніце асноўныя паняцці хіміі, а таксама пазнаёміцеся з новымі — хімічнай колькасцю, малярнай масай і малярным аб'ёмам. Зразумеце сэнс некаторых пастаянных, з дапамогай якіх вы зможаце праводзіць самыя разнастайныя колькасныя разлікі па хіміі

§ 1. Атам, хімічны элемент, малекула.

Простыя і складаныя рэчывы

Усе фізічныя целы вакол нас складаюцца з рэчываў. А з чаго складаюцца самі рэчывы? Што змяняецца, а што застаецца нязменным пры ператварэнні адных рэчываў у іншыя?

З курса хіміі 7-га класа вы ўжо ведаеце, што існуюць вельмі маленькія часціцы, якія ў працэсе хімічных ператварэнняў не разбураюцца і не ўзнікаюць ізноў, а толькі пераходзяць з адных рэчываў у іншыя. Такія *найдрабнейшыя, хімічна непадзельныя часціцы называюць атамамі*.

Пэўны від атамаў называюць **хімічным элементам**. У цяперашні час вядома 118 хімічных элементаў, кожны з якіх мае сваю ўласную назву, а таксама ўмоўнае абазначэнне — хімічны сімвал (знак). Назвы і сімвалы ўсіх вядомых хімічных элементаў прыведзены на форзацы 1 вучэбнага дапаможніка ў перыядычнай сістэме хімічных элементаў.

Асобныя атамы могуць аб'ядноўвацца паміж сабой, утвараючы **малекулы** — *найдрабнейшыя часціцы рэчыва, якія здольны існаваць самастойна і захоўваюць яго хімічныя ўласцівасці*.

Малекулы такіх рэчываў, як кісларод O_2 , вадарод H_2 , азот N_2 , складаюцца з двух атамаў. Малекула белага фосфару P_4 змяшчае чатыры атамы, а серы S_8 — восем.



Вядома вельмі шмат рэчываў, якія маюць немалекулярную будову. Яны ўяўляюць сабой цвёрдыя крышталічныя рэчывы, пабудаваныя не з малекул, а з атамаў. Гэта, напрыклад, простыя рэчывы жалеза, графіт, алмаз.



Жалеза



Графіт



Алмаз

Рэчывы, якія складаюцца з атамаў аднаго віду, называюцца **простымі рэчывамі**, напрыклад кісларод O_2 , белы фосфар P_4 , азот N_2 , медзь Cu , жалеза Fe .

Простыя рэчывы дзеляцца на металы (напрыклад, медзь Cu , серабро Ag) і неметалы (напрыклад, крэмній Si , сера S) (мал. 1).

Калі рэчыва складаецца з атамаў розных хімічных элементаў, то яго называюць **складаным рэчывам**.

Пераважная большасць вядомых у наш час рэчываў з'яўляюцца складанымі. Складаныя рэчывы дзеляцца на неарганічныя (напрыклад, вада H_2O , хларыд натрыю $NaCl$, серная кіслата H_2SO_4) і арганічныя (напрыклад, глюкоза, лімонная кіслата, аспірын).

Як вам вядома, кожнае рэчыва валодае пэўным якасным і колькасным саставам, які хімікі перадаюць з дапамогай хімічных формул (напрыклад, азотная кіслата HNO_3 , азот N_2 , карбанат кальцыю $CaCO_3$, аксід серы(VI) SO_3 , жалеза Fe).

Якасны састаў рэчываў выражаецца з дапамогай сімвалаў хімічных элементаў, а колькасны — з дапамогай індэксаў, якія запісваюцца справа ўнізе ад сімвала элемента. Напрыклад, формула простага рэчыва кіслароду O_2 (чытаецца «о-два») паказвае яго якасны састаў (складаецца толькі з атамаў кіслароду) і колькасны састаў (малекула складаецца з двух атамаў кіслароду). Формула складанага рэчыва метану CH_4 («цэ-аш-чатыры») паказвае, што яно складаецца з атамаў вугляроду і вадароду (якасны састаў), а яго малекула складаецца з пяці атамаў — аднаго атома вугляроду і чатырох атамаў вадароду (колькасны састаў).



Серабро



Медзь



Крэмній



Сера

Мал. 1. Простыя рэчывы (металы і неметалы)

Такім чынам, **хімічная формула** — гэта ўмоўны запіс саставу рэчыва з дапамогай хімічных сімвалаў і індэксаў.



Для запісу формул складаных рэчываў, акрамя хімічных знакаў і індэксаў, хімікі дамовіліся выкарыстоўваць і іншыя сімвалы — круглыя і квадратныя дужкі, кропку, напрыклад: $K_3[Al(OH)_6]$, $CuSO_4 \cdot 5H_2O$.

Парадак запісу сімвалаў хімічных элементаў у формулах складаных рэчываў не з'яўляецца выпадковым. Ён вызначаецца прыналежнасцю гэтых рэчываў да пэўных класаў злучэнняў. Так, напрыклад, формулы неарганічных кіслот пачынаюцца са знака вадароду **H**, пасля чаго запісваюцца кіслотныя астаткі HCl , HNO_3 , H_2SO_4 .

У формуле любой асновы на першым месцы запісваецца сімвал металу, а потым гідраксгрупы **OH**, напрыклад: гідраксід натрыю $NaOH$, гідраксід магнію $Mg(OH)_2$, гідраксід жалеза(III) $Fe(OH)_3$.

Формулы солей таксама пачынаюцца са знака металу, пасля чаго запісваюцца кіслотныя астаткі $NaCl$, K_2SO_4 , $Ca_3(PO_4)_2$.

Як вы ўжо ведаеце, атамы або групы атамаў злучаюцца паміж сабой у адпаведнасці з іх **валентнасцю** — колькаснай характарыстыкай здольнасці атамаў дадзенага элемента злучацца з іншымі атамамі.

Валентнасць I ва ўсіх сваіх злучэннях праяўляюць атамы **H**, атамы шчолачных металаў **Li**, **Na**, **K**, а таксама некаторых іншых элементаў. Валентнасць атамаў **O**, як правіла, роўна II.

Для правільнага складання формул рэчываў трэба ведаць валентнасці (іх прынята запісваць з дапамогай рымскіх лічбаў над сімвалам хімічнага элемента) атамаў або груп атамаў (кіслотных астаткаў і гідраксільных груп), якія ўваходзяць у іх састаў.



Пры гэтым неабходна прытрымлівацца простага правіла: у хімічнай формуле бінарнага злучэння агульная колькасць адзінак валентнасці аднаго элемента заўсёды роўна агульнай колькасці адзінак валентнасці другога элемента. Напрыклад, у Al_2O_3 агульная колькасць адзінак валентнасці двух атамаў алюмінію роўна 6 ($2 \times \text{III}$) і агульная колькасць адзінак валентнасці трох атамаў кіслароду таксама роўна 6 ($3 \times \text{II}$).

Для больш складаных па саставе рэчываў (напрыклад, солей кіслародзмяшчальных кіслот і асноў) агульная колькасць адзінак валентнасці атамаў металу павінна быць роўна агульнай колькасці

адзінак валентнасці кіслотных астаткаў або груп **ОН**. Напрыклад, у $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ агульная колькасць адзінак валентнасці кальцыю роўна 6 ($3 \times \text{II}$) і агульная колькасць валентнасцей кіслотных астаткаў PO_4 таксама роўна 6 ($2 \times \text{III}$).

Атамы — найдрабнейшыя, хімічна непадзельныя часціцы.

Хімічны элемент — пэўны від атамаў.

Малекула — найдрабнейшая часціца рэчыва, якая здольна існаваць самастойна і захоўвае яго хімічныя ўласцівасці.

Хімічная формула — гэта ўмоўны запіс саставу рэчыва з дапамогай хімічных сімвалаў і індэксаў.

Простыя рэчывы ўтвораны атамамі аднаго хімічнага элемента, а складаныя — атамамі розных элементаў.

Пытанні і заданні

1. Прывядзіце прыклады трох фізічных цел, якія:
 - а) складаюцца з аднаго рэчыва;
 - б) складаюцца з некалькіх рэчываў.
2. Размясціце наступныя аб'екты ў парадку павелічэння іх памераў: гарошына, пясчынка, атам кіслароду, мячык для настольнага тэніса, малекула вады, вішня.
3. Запішыце хімічныя знакі і назвы хімічных элементаў, якія маюць наступнае вымаўленне:
 - а) аргентум; б) купрум; в) ферум; г) эн; д) пэ; е) аш.
4. Прачытайце ўслых хімічныя знакі наступных хімічных элементаў і назавіце іх: Cl, H, Na, Ag, Hg, Zn, S, O.
5. Прывядзіце прыклады малекул, кожная з якіх складаецца з:
 - а) двух атамаў; б) трох атамаў; в) чатырох атамаў.
6. Выпішыце з прыведзенага спіса асобна формулы простых і складаных рэчываў і назавіце іх: CO_2 , H_2O , O_2 , Cu, NaCl, SiO_2 , H_2SO_4 , O_3 , NaOH, CuO.
7. Вызначыце валентнасць атамаў кожнага хімічнага элемента ў злучэннях:
 - а) SO_3 ; б) Al_2S_3 ; в) MgCl_2 ; г) Na_2O ; д) P_2O_5 ; е) KCl.
8. Складзіце формулы бінарных злучэнняў, у састаў якіх уваходзяць атамы з пазначанай валентнасцю:
 - а) S(IV) і O(II); б) Al(III) і S(II); в) Zn(II) і Cl(I); г) Fe(III) і O(II); д) P(V) і O(II).

З дапамогай велічыні A_r можна лёгка параўноўваць масы атамаў паміж сабой. Напрыклад, атам кіслароду ў 16 разоў цяжэйшы за атам вадароду:

$$\frac{A_r(\text{O})}{A_r(\text{H})} = \frac{16}{1} = 16,$$

а атам серы ў 2 разы цяжэйшы за атам кіслароду:

$$\frac{A_r(\text{S})}{A_r(\text{O})} = \frac{32}{16} = 2.$$

Малекулы, як і атамы, маюць вельмі маленькую масу, велічыню якой выкарыстоўваць пры хімічных разліках нязручна. Замест яе пры разліках звычайна выкарыстоўваецца фізічная велічыня, якая называецца *адноснай малекулярнай масай* і абазначаецца M_r .

Адносная малекулярная маса (M_r) — гэта фізічная велічыня, якая паказвае, у колькі разоў маса адной малекулы рэчыва большая за $\frac{1}{12}$ часткі масы атама вугляроду.

Велічыню M_r можна разлічыць як суму велічынь A_r усіх атамаў з улікам іх колькасці ў малекуле. Напрыклад, малекула сернай кіслаты H_2SO_4 складаецца з 7 атамаў — 2 атамаў вадароду H , 1 атама серы S і 4 атамаў кіслароду O , таму:

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot A_r(\text{H}) + 1 \cdot A_r(\text{S}) + 4 \cdot A_r(\text{O}) = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 32 + 4 \cdot 16 = 98.$$

Масавая доля атамаў хімічнага элемента ў складаным рэчыве

Зыходзячы з хімічнай формулы складанага рэчыва, у ім можна разлічыць масавую долю атамаў кожнага хімічнага элемента.

Масавая доля (w) атамаў хімічнага элемента ў рэчыве паказвае, якая частка адноснай малекулярнай масы рэчыва прыпадае на атамы дадзенага элемента.

У агульным выглядзе формулу для разліку масавай долі атамаў элемента A ў складаным рэчыве A_xB_y можна выявіць наступным чынам:

$$w(A) = \frac{A_r(A) \cdot x}{M_r(A_xB_y)},$$

дзе w («дабл-ю») — масавая доля элемента A ;

$A_r(A)$ — адносная атамная маса элемента A ;

x, y — колькасці атамаў элементаў A і B у формуле рэчыва;

$M_r(A_xB_y)$ — адносная малекулярная маса рэчыва A_xB_y .

Масавую долю выражаюць у долях адзінкі, напрыклад 0,07; 0,26. Значэнне масавай долі можна выразіць і ў працэнтах. Для гэтага значэнне ў долях трэба памножыць на 100, напрыклад $w(\text{O}) = 0,26$, або 26 %.

Прыклад. *Вызначыце масавыя долі элементаў у фосфарнай кіслаце H_3PO_4 .*

Дадзена: H_3PO_4

Рашэнне

$w(\text{H})$ — ?

$w(\text{P})$ — ?

$w(\text{O})$ — ?

1. Вылічым адносную малекулярную масу H_3PO_4 :

$$M_r(\text{H}_3\text{PO}_4) = 3 \cdot A_r(\text{H}) + 1 \cdot A_r(\text{P}) + 4 \cdot A_r(\text{O}) = 3 \cdot 1 + 1 \cdot 31 + 4 \cdot 16 = 98.$$

2. Разлічым масавыя долі атамаў кожнага элемента:

$$w(\text{H}) = \frac{3 \cdot A_r(\text{H})}{M_r(\text{H}_3\text{PO}_4)} = \frac{3}{98} = 0,031, \text{ або } 3,1 \%;$$

$$w(\text{P}) = \frac{1 \cdot A_r(\text{P})}{M_r(\text{H}_3\text{PO}_4)} = \frac{31}{98} = 0,316, \text{ або } 31,6 \%;$$

$$w(\text{O}) = \frac{4 \cdot A_r(\text{O})}{M_r(\text{H}_3\text{PO}_4)} = \frac{64}{98} = 0,653, \text{ або } 65,3 \%.$$

Адказ: $w(\text{H}) = 3,1 \%$; $w(\text{P}) = 31,6 \%$; $w(\text{O}) = 65,3 \%$.

Звярніце ўвагу на тое, што $w(\text{H}) + w(\text{P}) + w(\text{O}) = 1$, або 100 %.

Маса любога складанага рэчыва роўна суме мас атамаў, якія ўваходзяць у яго састаў. Відавочна, што агульная маса атамаў кожнага элемента складае пэўную долю ад агульнай масы ўсяго рэчыва або, інакш кажучы, пэўную масавую долю. Яна паказвае, якую частку ад агульнай масы рэчыва складае маса атамаў дадзенага элемента.

Адносная атамная маса (A_r) — гэта фізічная велічыня, якая паказвае, у колькі разоў маса атама дадзенага хімічнага элемента большая за $\frac{1}{12}$ часткі масы атама вугляроду.

Адносная малекулярная маса (M_r) — гэта фізічная велічыня, якая паказвае, у колькі разоў маса адной малекулы рэчыва большая за $\frac{1}{12}$ часткі масы атама вугляроду.

Масавая доля (w) атамаў хімічнага элемента ў рэчыве паказвае, якая частка адноснай малекулярнай масы рэчыва прыпадае на атамны дадзенага элемента.

Пытанні і заданні

1. Назавіце хімічны элемент, атам якога мае найменшую масу.
2. Чаму хімікі пры правядзенні разлікаў выкарыстоўваюць адносныя атамныя і адносныя малекулярныя масы?
3. Прывядзіце прыклад вымярэння чаго-небудзь у адносных адзінках.
4. Што прынята ў цяперашні час у якасці адноснай адзінкі масы для вымярэння мас атамаў?
5. Якая малекула мае большую масу — HNO_3 або H_3PO_4 — і ў колькі разоў?
6. Вылічыце адносную малекулярную масу наступных рэчываў: P_4 , HCl , SO_3 , H_2CO_3 .
7. Маса атама якога хімічнага элемента ў 32 разы большая за $\frac{1}{12}$ часткі масы атама вугляроду?
8. Чаму роўны масавыя долі азоту ў наступных рэчывах: NO , N_2O_3 , NH_3 , NH_4NO_3 ? У якім з гэтых рэчываў масавая доля азоту найменшая?
9. У Стаўбцоўскім раёне Мінскай вобласці размяшчаецца Аколаўскае радовішча жалезнай руды. У ёй утрымліваюцца мінералы магнетыт Fe_3O_4 і гематыт Fe_2O_3 , з якіх у прамысловасці атрымліваюць жалеза. У якім з гэтых рэчываў масавая доля жалеза найбольшая?

Рыхтуемся да алімпіяд

Вядома, што маса атама вугляроду роўна $1,993 \cdot 10^{-26}$ кг, значыць, $\frac{1}{12}$ частка гэтай масы роўна $\frac{1,993 \cdot 10^{-26} \text{ кг}}{12} = 1,661 \cdot 10^{-27}$ кг.

Паколькі маса атама кіслароду роўна $26,58 \cdot 10^{-27}$ кг, яго адносная атамная маса $A_r(\text{O})$ складае:

$$A_r(\text{O}) = \frac{m_a(\text{O})}{\frac{1}{12}m_a(\text{C})} = \frac{26,58 \cdot 10^{-27} \text{ кг}}{1,661 \cdot 10^{-27} \text{ кг}} = 16.$$

Зыходзячы з таго, што маса малекулы сернай кіслаты H_2SO_4 складае $162,8 \cdot 10^{-27}$ кг, яе адносная малекулярная маса роўна:

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{162,8 \cdot 10^{-27} \text{ кг}}{1,661 \cdot 10^{-27} \text{ кг}} = 98.$$

1. Вылічыце масу: а) аднаго атама золата; б) трох атамаў брома; в) сямі атамаў свінцу; г) адной малекулы фосфарнай кіслаты; д) пяці малекул глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

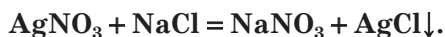
§ 3. Хімічныя рэакцыі

У навакольным свеце адны рэчывы ператвараюцца ў іншыя. Гэта адбываецца не толькі ў хімічных лабараторыях ці на прамысловых прадпрыемствах, але і ў нетрах Зямлі, на яе паверхні, у акіянах, у атмасферы. *Працэсы ператварэння адных рэчываў у іншыя называюць **хімічнымі рэакцыямі***. Падчас хімічных рэакцый адны рэчывы разбураюцца, іншыя — утвараюцца, але атамы, з якіх яны пабудаваны, не змяняюцца.

Вывучэнне хімічных ператварэнняў, умоў іх праходжання, саставу і ўласцівасцей рэчываў — асноўная задача хіміі, адной з найважнейшых абласцей навукі і практычнай дзейнасці чалавека.

Адрозніць хімічныя рэакцыі ад іншых працэсаў можна па шэрагу характэрных прымет: змяненні колеру, вылучэнні газу, утварэнні або знікненні асадку, выпраменьванні святла, вылучэнні цеплаты і з'яўленні паху (мал. 2).

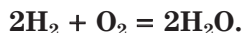
Сутнасць любой хімічнай рэакцыі перадаецца ўмоўным запісам, які называецца **ўраўненнем хімічнай рэакцыі** або проста **хімічным ураўненнем**. Умоўным ён называецца таму, што хімікі дамовіліся пры запісе ўраўненняў выкарыстоўваць пэўныя сімвалы — формулы рэчываў, знакі «+» і «=», стрэлкі ўверх «↑» (для абазначэння газу) і ўніз «↓» (для абазначэння асадку нерастваральных рэчываў), напрыклад:



Мал. 2. Прыметы хімічных рэакцый: 1 — вылучэнне газу, 2 — выпраменьванне святла і вылучэнне цеплаты, 3 — утварэнне асадку, 4 — змяненне колеру

Часта выкарыстоўваюцца і некаторыя іншыя сімвалы: t — награванне, p — павышаны ціск, I — электрычны ток, $h\nu$ — абпраменьванне, святло.

Ураўненне хімічнай рэакцыі падобна да матэматычнага ўраўнення і складаецца з дзвюх частак (левай і правай), злучаных знакам роўнасці. У левай частцы ўраўнення запісваюцца формулы рэчываў, якія ўступаюць у рэакцыю (рэагентаў), а ў правай — формулы рэчываў, якія ўтвараюцца (прадуктаў), злучаныя знакам «+». Напрыклад, ураўненне рэакцыі гарэння вадароду ў кіслародзе мае выгляд:



З гэтага ўраўнення вынікае, што дзве малекулы вадароду рэагуюць з адной малекулай кіслароду з утварэннем дзвюх малекул вады. Лікі, якія стаяць у хімічным ураўненні перад формуламі рэчываў, называюць **каэфіцыентамі**. Каэфіцыент 1 ва ўраўненнях рэакцый звычайна не запісваецца.

Для складання ўраўненняў хімічных рэакцый неабходна прытрымлівацца наступнага парадку дзеянняў:

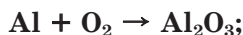
а) скласці схему рэакцыі. У яе левай частцы трэба запісаць формулы зыходных рэчываў і злучыць іх знакам «+», у правай частцы — формулы прадуктаў рэакцыі і таксама злучыць іх знакам «+». Затым паміж левай і правай часткамі схемы трэба паставіць стрэлку «→»;

б) перад формуламі рэчываў расставіць каэфіцыенты, г. зн. ураўнаваць колькасці атамаў кожнага хімічнага элемента ў абедзвюх частках схемы;

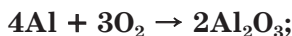
в) замяніць у схеме рэакцыі стрэлку на знак «=».

Прыклад 1. У выніку ўзаемадзеяння алюмінію з кіслародам утвараецца аксід алюмінію. Складзіце адпаведнае ўраўненне рэакцыі.

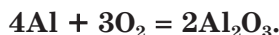
а) Складзём схему рэакцыі:



б) расставім каэфіцыенты:



в) заменім у схеме рэакцыі стрэлку на знак «=»:



Прыклад 2. Складзіце ўраўненні хімічных рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:

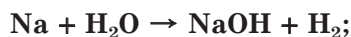


Пазначым над стрэлкамі нумары ператварэнняў:



Ператварэнне 1:

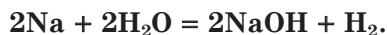
а) складзём схему рэакцыі:



б) расставім каэфіцыенты:

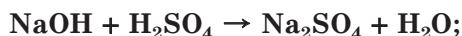


в) заменім у схеме рэакцыі стрэлку на знак «=»:

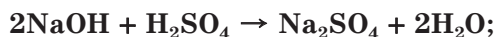


Ператварэнне 2:

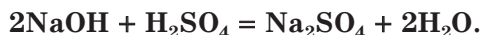
а) складзём схему рэакцыі:



б) расставім каэфіцыенты:



в) заменім у схеме рэакцыі стрэлку на знак «=»:



Рэчывы рэагуюць адно з адным у выніку судакранання іх часціц. Для выканання гэтай умовы цвёрдыя рэчывы папярэдне здрабняюць, а сумесі рэчываў, якія рэагуюць, змешваюць. Працяканню рэакцый спрыяюць таксама награванне, павышэнне ціску, абпраменьванне святлом, выкарыстанне каталізатараў.



Некаторыя хімічныя рэакцыі названы імёнамі вучоных, якія іх адкрылі. Гэта, напрыклад, рэакцыя М. А. Прыляжаева. Мікалай Аляксандравіч Прыляжаеў (1877–1944) з'яўляўся адным з арганізатараў хімічнага факультэта БДУ, узначальваў Інстытут хіміі АН БССР. Ён быў заснавальнікам беларускай школы хімікаў-арганікаў.

*Хімічныя рэакцыі — гэта ператварэнні адных рэчываў у іншыя.
Хімічнае ўраўненне — гэта ўмоўны запіс хімічнай рэакцыі.*

Пытанні і заданні

1. Вызначыце, у якіх выпадках працякае хімічная рэакцыя, і растлумачце, чаму:
 - а) утварэнне пілавіння пры распілоўванні драўніны;
 - б) гарэнне бенгальскага агню;
 - в) пачарненне сярэбранага ланцужка з цягам часу.
2. Прывядзіце тры прыклады працэсаў з паўсядзённага жыцця, падчас якіх працякаюць хімічныя рэакцыі.
3. Як называюцца і што паказваюць лікі, якія стаяць перад формуламі рэчываў ва ўраўненнях хімічных рэакцый?
4. Чым схема хімічнай рэакцыі адрозніваецца ад ураўнення хімічнай рэакцыі? Запішыце па адным прыкладзе схемы і ўраўнення хімічнай рэакцыі.
5. Расстаўце каэфіцыенты ў наступных схемах хімічных рэакцый:
 - а) $\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3$;
 - б) $\text{Ca(OH)}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ca(NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 - в) $\text{HgO} \rightarrow \text{Hg} + \text{O}_2$;
 - г) $\text{Mg} + \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$;
 - д) $\text{Fe(OH)}_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
 - е) $\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$.
6. Складзіце ўраўненне рэакцыі алюмінію з сернай кіслотой, у выніку якой утвараецца сульфат алюмінію і вылучаецца вадарод.
7. Складзіце ўраўненні хімічных рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:
 - а) $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2$;
 - б) $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$.

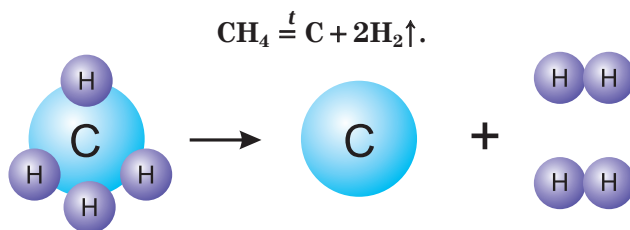
Рыхтуемся да алімпіяд

1. Маса дзесяці малекул рэчыва роўна $2,99 \cdot 10^{-22}$ г. Разлічыце адносную малекулярную масу гэтага рэчыва.

§ 4. Тыпы хімічных рэакцый

Вывучаючы хімію ў 7-м класе, вы пазнаёміліся з рознымі рэакцыямі, якія характарызуюць хімічныя ўласцівасці кіслароду, вадароду, вады, а таксама кіслот і асноў. Давайце ўспомнім, як падчас гэтых рэакцый змяняліся састаў і колькасць зыходных рэчываў.

Рэакцыі, у якіх з аднаго зыходнага рэчыва (абавязкова складанага) утвараецца некалькі новых (простых ці складаных) рэчываў, адносяць да **рэакцый раскладання**, напрыклад (мал. 3):



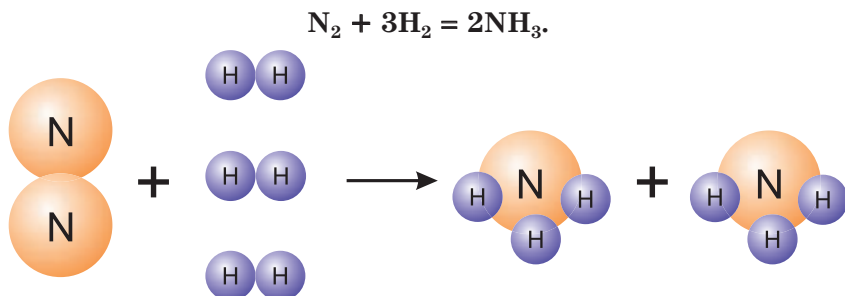
Мал. 3. Мадэль рэакцыі раскладання

У выніку гэтай рэакцыі раскладання з аднаго складанага рэчыва метану CH_4 утвараюцца два простыя рэчывы — вуглярод і вадарод.

Прадуктамі рэакцый раскладання могуць быць таксама і складаныя рэчывы. Прыкладам такой рэакцыі з'яўляецца ўтварэнне аксиду кальцыю CaO і аксиду вугляроду(IV) CO_2 у выніку напальвання карбанату кальцыю CaCO_3 :



Да **рэакцый злучэння** адносяць рэакцыі, у якіх з некалькіх рэчываў (простых ці складаных) утвараецца толькі адно (абавязкова складанае) рэчыва, напрыклад (мал. 4):



Мал. 4. Мадэль рэакцыі злучэння

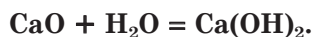
Да рэакцый злучэння адносіцца таксама ўзаемадзеянне кіслароду з простымі рэчывамі з утварэннем аксідаў, з якімі вы пазнаёміліся ў 7-м класе.

У рэакцыі злучэння ўступаюць і складаныя рэчывы. Напрыклад, вада злучаецца з аксідам вугляроду(IV) з утварэннем вугальнай кіслаты:



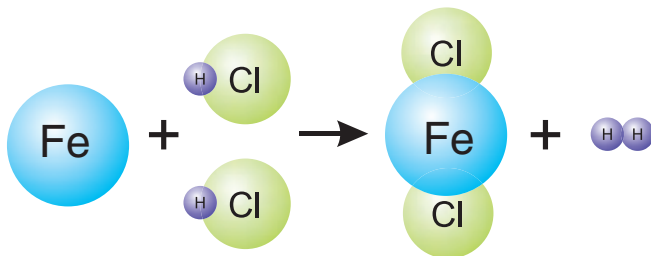
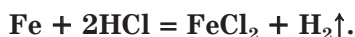
Гэтым тлумачыцца кіславаты прысмак газіраванай вады, якую атрымліваюць, насычаючы ваду вуглякіслым газам.

Яшчэ адзін прыклад такіх рэакцый — злучэнне аксіду кальцыю з вадой:



Пры гэтым аксід кальцыю CaO ператвараецца ў гідраксід кальцыю — важны будаўнічы матэрыял.

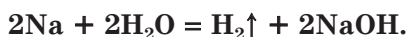
Рэакцыі, у ходзе якіх атамы простага рэчыва замяшчаюць атамы аднаго з элементаў у складаным рэчыве, адносяць да **рэакцый замяшчэння**. У такіх рэакцыях рэагентамі з'яўляюцца адно простае і адно складанае рэчывы, а прадуктамі — новае простае і новае складанае рэчывы, напрыклад (мал. 5):



Мал. 5. Мадэль рэакцыі замяшчэння

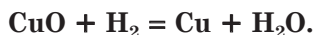
У ходзе гэтай рэакцыі атамы простага рэчыва жалеза Fe замяшчаюць атамы вадароду H у складаным рэчыве HCl . Прадуктамі рэакцыі з'яўляюцца новае простае рэчыва вадарод H_2 і новае складанае рэчыва — соль FeCl_2 — хларыд жалеза(II).

Прыкладамі рэакцый замяшчэння з'яўляюцца таксама рэакцыі актыўных металаў, напрыклад натрыю з вадой:



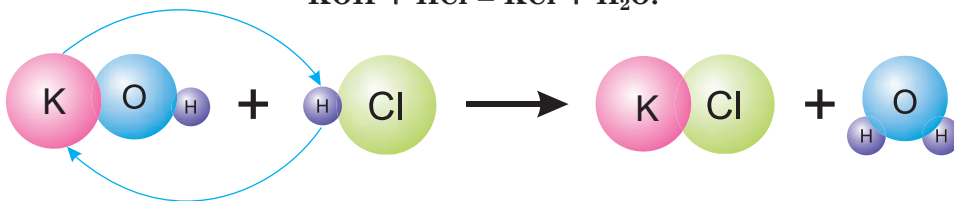
Пры гэтым атамы простага рэчыва натрыю Na замяшчаюць у малекулах вады атамы вадароду H , у выніку чаго ўтвараюцца новае простае рэчыва вадарод H_2 і новае складанае рэчыва — гідраксід натрыю NaOH .

Да вельмі важных рэакцый замяшчэння адносіцца ўжо знаёмая вам рэакцыя вадароду з аксідамі металаў, напрыклад з аксідам медзі(II):



Такія рэакцыі дазваляюць атрымліваць некаторыя металы з іх аксідаў.

Калі падчас хімічнай рэакцыі складаныя рэчывы абменьваюцца сваімі састаўнымі часткамі, то такія рэакцыі адносяць да **рэакцый абмену**, напрыклад (мал. 6):



Мал. 6. Мадэль рэакцыі абмену

Успомнім, што такая рэакцыя паміж асновай і кіслотой з утварэннем солей і вады ў хіміі называецца **рэакцыяй нейтралізацыі**.

Да рэакцый абмену адносіцца таксама ўзаемадзеянне солей з кіслотамі або з асновамі, рэакцыі солей адна з адной. Больш падрабязна гэтыя працэсы будуць разгледжаны ў адной з наступных глаў.

Пры далейшым вывучэнні хіміі вы пазнаёміцеся і з іншымі тыпамі хімічных рэакцый.

У залежнасці ад колькасці і саставу зыходных рэчываў і канчатковых рэчываў адрозніваюць чатыры тыпы рэакцый: злучэння, раскладання, замяшчэння і абмену.

Пытанні і заданні

1. Назавіце дзве хімічныя рэакцыі, якія адбываюцца ў прыродзе, і паспрабуйце вызначыць іх тып.
2. Пагартайце ваш вучэбны дапаможнік і паспрабуйце знайсці ў іншых параграфрах прыклады ўраўненняў рэакцый:
 - а) злучэння; б) раскладання; в) замяшчэння; г) абмену.
3. Складзіце ўраўненні хімічных рэакцый паміж прапанаванымі рэчывамі і вызначыце тып кожнай з іх:
 - а) цынк і сяляная кіслата; б) сера і кісларод; в) гідраксід калію і серная кіслата.

4. Расстаўце каэфіцыенты ў наступных схемах хімічных рэакцый, вызначыце іх тып:
- а) $P + Cl_2 \rightarrow PCl_5$; в) $Al + CuCl_2 \rightarrow Cu \downarrow + AlCl_3$;
б) $Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 + H_2O$; г) $MgSO_4 + KOH \rightarrow Mg(OH)_2 \downarrow + K_2SO_4$.
5. Замяніце пыталынікі на формулы неабходных рэчываў і расстаўце каэфіцыенты ў атрыманых схемах хімічных рэакцый, для кожнай рэакцыі назавіце яе тып:
- а) $? + O_2 \rightarrow H_2O$; в) $Zn + ? \rightarrow ZnSO_4 + H_2 \uparrow$;
б) $Cu + O_2 \rightarrow ?$; г) $Fe_2O_3 + H_2 \rightarrow Fe + ?$.
6. Запішыце прадукты рэакцый наступных рэчываў і складзіце адпаведныя ўраўненні хімічных рэакцый:
- а) $H_2SO_4 + Fe \rightarrow$; г) $K_2O + H_2O \rightarrow$;
б) $HCl + Ca(OH)_2 \rightarrow$; д) $C + O_2 \rightarrow$;
в) $CuO + H_2 \rightarrow$; е) $NaOH + HNO_3 \rightarrow$.
7. Складзіце ўраўненні хімічных рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:
- а) $Ca \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl_2$; б) $HCl \rightarrow H_2 \rightarrow H_2O$.

Рыхтуемца да алімпіяд

1. У газападобнай сумесі кіслароду і азоту іх аб'ёмныя долі былі аднолькавымі. Да порцыі гэтай сумесі аб'ёмам 240 дм^3 (н. у.) дадалі вуглякіслы газ аб'ёмам 100 дм^3 (н. у.). У колькі разоў паменшылася аб'ёмная доля кіслароду ў атрыманай сумесі?

§ 5. Хімічная колькасць рэчыва

У хімічных лабараторыях ці на хімічных прадпрыемствах мы маем справу не з асобнымі атамамі і малекуламі, з якіх складаюцца рэчывы, а з порцыямі гэтых рэчываў. Іх масы складаюць ад некалькіх грамаў да некалькіх тон.

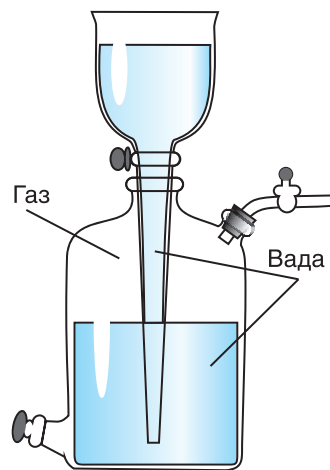
Калі неабходна ўзяць порцыю цвёрдага рэчыва пэўнай масы, то для гэтага можна выкарыстоўваць вагі (мал. 7). Калі рэчыва вадкае, то яго пэўную порцыю зручна адмяраць



Мал. 7. Узважванне



Мал. 8. Мерны посуд



Мал. 9. Газаметр

з дапамогай мензуркі, мернага цыліндра або мернай колбы (мал. 8). Для таго каб узяць порцыю газападобнага рэчыва пэўнага аб'ёму, выкарыстоўваюць спецыяльныя мерныя пасудзіны — газаметры (мал. 9). Значыць, **аб'ём** і **маса** — гэта велічыні, якія характарызуюць дадзеную порцыю рэчыва.

У хіміі для характарыстыкі порцыі рэчыва, акрамя яго масы і аб'ёму, выкарыстоўваюць спецыяльную велічыню — **колькасць рэчыва (хімічную колькасць рэчыва)**. Гэта фізічная велічыня з'яўляецца адной з сямі асноўных велічын Міжнароднай сістэмы адзінак (СИ).

Хімічная колькасць рэчыва — фізічная велічыня, прапарцыянальная колькасці часціц (атамаў або малекул), якія змяшчаюцца ў дадзенай порцыі рэчыва.

Кожную фізічную велічыню абазначаюць сімвалам, прынятым у Міжнароднай сістэме адзінак. Напрыклад, масу абазначаюць сімвалам m , аб'ём — V . Для абазначэння хімічнай колькасці рэчыва выкарыстоўваецца сімвал n .

Пры запісе хімічнай колькасці рэчыва яго хімічная формула запісваецца ў круглых дужках пасля сімвала n . Напрыклад, запіс $n(\text{H}_2\text{O})$ азначае, што нас цікавіць хімічная колькасць малекул вады ў некаторай порцыі, а $n(\text{Fe})$ — хімічная колькасць атамаў жалеза ў порцыі (навесцы) гэтага металу.

Кожная з асноўных фізічных велічынь мае сваю адзінку. Напрыклад, адзінка даўжыні — *метр* (скарочана м), масы — *кілаграм* (кг), часу — *секунда* (с). Адзінкай хімічнай колькасці рэчыва з'яўляецца *моль*.



Аднакаранёвыя тэрміны «малекула» і «моль» паходзяць ад аднаго і таго ж лацінскага слова «*moles*». Яно мае, прынамсі, два значэнні — «маса» або «кучка». Ад гэтага слова ўтварыліся два тэрміны: малекула — «маленькая маса» і моль — «вялікая маса». Аўтарам тэрміна «моль» з'яўляецца вядомы нямецкі хімік і фізік Вільгельм Оствальд.

Моль — адзінка хімічнай колькасці рэчыва

Як ужо было сказана, хімічная колькасць рэчыва прапарцыянальна колькасці часціц, якія ў ім змяшчаюцца (атамаў або малекул). Калі колькасць часціц у порцыі рэчыва складае $6,02 \cdot 10^{23}$, яго хімічная колькасць роўна 1 моль.

1 моль — порцыя рэчыва, якая змяшчае $6,02 \cdot 10^{23}$ часціц (атамаў або малекул).

Скарочанае абазначэнне адзінкі хімічнай колькасці запісваецца гэтаксама, як і поўнае, — «моль». Таму калі слова «моль» стаіць пасля ліку, то яно не скланяецца, гэтак жа як і іншыя скарочаныя адзінкі велічынь: 3 кг, 5 дм³, 8 моль. Пры чытанні ўслых і пры запісе лічэбніка літарамі слова «моль» змяняецца: тры кілаграмы, пяць літраў, восем молей.

Пастаянная Авагадра

Устаноўлена, што ў порцыі любога рэчыва X хімічнай колькасцю 1 моль змяшчаецца $6,02 \cdot 10^{23}$ атамаў або малекул. Напрыклад, калі такія рэчывы, як медзь і графіт, складаюцца з атамаў, то ў іх порцыях, роўных 1 моль, змяшчаецца па $6,02 \cdot 10^{23}$ атамаў. Калі ж рэчывы складаюцца з малекул, напрыклад вада H_2O , вуглякіслы газ CO_2 , глюкоза $C_6H_{12}O_6$, то іх порцыі хімічнай колькасцю 1 моль змяшчаюць па $6,02 \cdot 10^{23}$ малекул.

Хімічная колькасць рэчыва $n(X)$ заўсёды прапарцыянальна колькасці часціц $N(X)$, што змяшчаюцца ў ім. Калі, напрыклад, колькасць часціц рэчыва павялічыць у 2 разы, то ў столькі ж разоў павялічыцца яго хімічная колькасць. Адсюль вынікае, што *адносіна колькасці часціц $N(X)$ у порцыі рэчыва да яго хімічнай колькасці $n(X)$ ёсць велічыня*

пастаянная. Яна абазначаецца N_A і называецца **пастаяннай Авагадра**. Гэта адна з найважнейшых універсальных канстант у прыродазнаўстве:

$$N_A = \frac{N(X)}{n(X)} = 6,02 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{моль}} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}.$$

Адзінка ў лічніку дробу ($\frac{1}{\text{моль}}$) фактычна азначае атам або малекулу рэчыва.

Выкарыстаўшы пастаянную Авагадра і хімічную колькасць рэчыва, можна разлічыць колькасць часціц (атамаў або малекул), якія змяшчаюцца ў ім:

$$N(X) = n(X) \cdot N_A.$$

Напрыклад, у порцыі вады хімічнай колькасцю 5 моль колькасць малекул H_2O роўна:

$$N(H_2O) = n(H_2O) \cdot N_A = 5 \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{моль}} = 3,01 \cdot 10^{24}.$$

І наадварот, ведаючы колькасць часціц $N(X)$ рэчыва ў любой яго порцыі, мы можам разлічыць хімічную колькасць $n(X)$ рэчыва ў ёй:

$$n(X) = \frac{N(X)}{N_A}.$$

Напрыклад, хімічная колькасць сернай кіслаты ў яе порцыі, якая змяшчае $3,01 \cdot 10^{23}$ малекул H_2SO_4 , роўна:

$$n(H_2SO_4) = \frac{N(H_2SO_4)}{N_A} = \frac{3,01 \cdot 10^{23}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}} = 0,5 \text{ моль}.$$

Калі вядома хімічная колькасць малекул рэчыва, можна разлічыць агульную хімічную колькасць атамаў, якія змяшчаюцца ў ім.

Прыклад. У порцыі азотнай кіслаты HNO_3 хімічная колькасць яе малекул роўна 0,7 моль. Разлічыце агульную хімічную колькасць атамаў усіх элементаў у гэтай порцыі кіслаты.

Рашэнне

1) Знойдем, як звязана адносіна колькасці атамаў і колькасці малекул, у якіх яны змяшчаюцца, з адносінай хімічных колькасцей гэтых часціц. Для гэтага спачатку выразім колькасць атамаў і колькасць утвораных імі малекул праз іх хімічныя колькасці:

$$N(\text{атамаў}) = n(\text{атамаў}) \cdot N_A; \quad N(\text{малекул}) = n(\text{малекул}) \cdot N_A.$$

Запішам адносіну колькасці атамаў і колькасці малекул:

$$\frac{N(\text{атамаў})}{N(\text{малекул})} = \frac{n(\text{атамаў}) \cdot N_A}{n(\text{малекул}) \cdot N_A} = \frac{n(\text{атамаў})}{n(\text{малекул})}.$$

З гэтага выразу бачна, што колькасці атамаў і ўтвораных імі малекул адносяцца гэтак жа, як хімічныя колькасці гэтых часціц. Іншымі словамі, у колькі разоў колькасць атамаў большая за колькасць утвораных імі малекул, у столькі ж разоў хімічная колькасць атамаў большая за хімічную колькасць малекул, у якіх яны змяшчаюцца.

2) Разлічым агульную хімічную колькасць атамаў усіх элементаў у названай порцыі азотнай кіслаты. З формулы HNO_3 бачна, што ў адной малекуле гэтага рэчыва змяшчаецца 5 атамаў, г. зн. у азотнай кіслаце агульная колькасць атамаў у 5 разоў большая за колькасць малекул. Значыць, у гэтым рэчыве агульная хімічная колькасць атамаў H , N і O ў 5 разоў большая за хімічную колькасць малекул:

$$n_{\text{агульн.}} (\text{атамаў}) = 5 \cdot n (\text{малекул}) = 5 \cdot 0,7 \text{ моль} = 3,5 \text{ моль}.$$

Хімічная колькасць рэчыва — фізічная велічыня, прапарцыянальная колькасці часціц (атамаў або малекул), якія змяшчаюцца ў дадзенай порцыі рэчыва.

1 моль — порцыя рэчыва, якая змяшчае $6,02 \cdot 10^{23}$ часціц (атамаў або малекул).

Адносіна колькасці часціц у любой порцыі рэчыва да яго хімічнай колькасці — велічыня пастаянная і роўная $6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$. Яна называецца пастаяннай Авагадра і абазначаецца N_A .

Пытанні і заданні

1. Назавіце любыя тры фізічныя велічыні і адпаведныя ім адзінкі. Што з'яўляецца адзінкай хімічнай колькасці рэчыва?
2. Што азначаюць наступныя запісы:
а) $m(\text{CuO})$; б) $V(\text{N}_2)$; в) $n(\text{HCl})$?
3. Назавіце колькаснае значэнне і адзінку пастаяннай Авагадра.
4. Ёсць тры порцыі рэчываў: першая змяшчае 1 моль вады, другая — 1 моль кіслароду, а трэцяя — 1 моль вадароду. Што агульнае маюць гэтыя тры порцыі і чым яны адрозніваюцца?
5. Як зменіцца хімічная колькасць рэчыва ў порцыі, калі колькасць яго малекул павялічыць у 5 разоў?
6. Разлічыце адносную малекулярную масу:
а) аксиду серы(VI); б) метану; в) вугальнай кіслаты; г) азону.
7. Складзіце ўраўненні хімічных рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:



8. У порцыі фосфарнай кіслаты H_3PO_4 хімічная колькасць яе малекул роўна 1,25 моль. Разлічыце агульную хімічную колькасць атамаў усіх элементаў у гэтай порцыі кіслаты.
9. У некаторай порцыі сернай кіслаты H_2SO_4 агульная хімічная колькасць усіх атамаў, якія змяшчаюцца ў яе малекулах, роўна 28,7 моль. Чаму роўна хімічная колькасць атамаў кіслароду ў гэтай порцыі?

Рыхтуемся да алімпіяд

1. У невядомым рэчыве масавыя долі натрыю, серы і кіслароду роўны адпаведна 36,5 %, 25,4 % і 38,1 %. Вызначыце хімічную формулу гэтага рэчыва.

§ 6. Малярная маса. Малярны аб'ём газу

Калі хімічная колькасць аднаго і таго ж рэчыва ў дзвюх яго порцыях аднолькавая, то аднолькавай з'яўляецца і колькасць часціц (атамаў або малекул), якія ў іх змяшчаюцца. З гэтага вынікае, што гэтыя порцыі маюць таксама і аднолькавую масу, паколькі складаюцца з аднолькавай колькасці адных і тых жа часціц.

Ці будзе гэта справядлівым у тым выпадку, калі рэчывы будуць розныя, а іх хімічная колькасць у кожнай порцыі па-ранейшаму будзе аднолькавай?

Малярная маса

З папярэдняга параграфа вам вядома, што пры павелічэнні колькасці часціц у порцыі рэчыва, напрыклад у 3 разы, яго хімічная колькасць павялічваецца ў столькі ж разоў. А што адбудзецца з масай порцыі пры такім павелічэнні? Паколькі колькасць часціц у порцыі павялічылася ў 3 разы, то і яе маса таксама стане ў 3 разы большай. Адсюль вынікае, што адносіна масы порцыі рэчыва да яго хімічнай колькасці таксама ёсць некаторая пастаянная для дадзенага рэчыва велічыня. Гэта велічыня мае назву **малярная маса рэчыва** і абазначаецца сімвалам ***M***.

Малярная маса рэчыва — гэта велічыня, роўная адносіне масы любой порцыі гэтага рэчыва да яго хімічнай колькасці.

Для любой порцыі рэчыва **X** масай ***m(X)***, у якой хімічная колькасць рэчыва роўна ***n(X)***, можам запісаць:

$$M(X) = \frac{m(X)}{n(X)}.$$

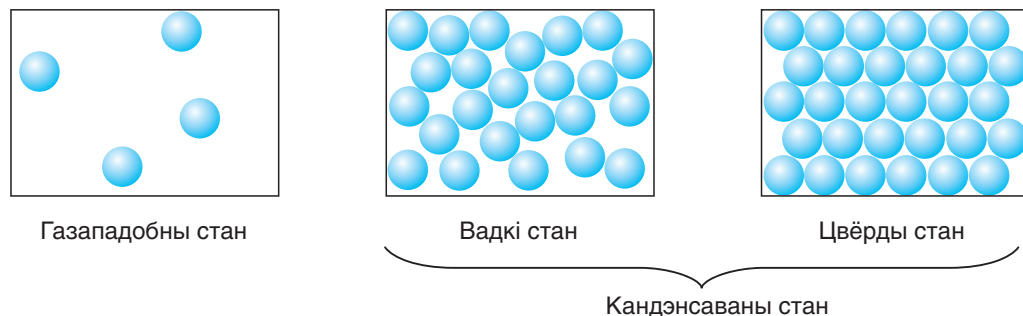
Адзінкай масы ў Міжнароднай сістэме адзінак (СИ) з'яўляецца кілаграм, а хімічнай колькасці — моль. Таму асноўнай адзінкай малярнай масы ў СИ з'яўляецца $\frac{\text{кг}}{\text{моль}}$. Хімікі часцей карыстаюцца адзінкай $\frac{\text{г}}{\text{моль}}$, якая ў 1000 разоў меншая за асноўную ($1 \frac{\text{кг}}{\text{моль}} = 1 \cdot 10^3 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$).

Лікавае значэнне малярнай масы, выражанай у $\frac{\text{г}}{\text{моль}}$, супадае з лікавым значэннем адноснай атамнай або адноснай малекулярнай масы. Гэта справядліва для любых рэчываў — простых і складаных. Напрыклад, для простага рэчыва вугляроду: $A_r(\text{C}) = 12$ і $M(\text{C}) = 12 \text{ г/моль}$. Для складанага рэчыва вады: $M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18$ і $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}$. Для аксиду натрыю $M_r(\text{Na}_2\text{O}) = 62$ і $M(\text{Na}_2\text{O}) = 62 \text{ г/моль}$.

Малярны аб'ём газаў

Адрозненне газападобных рэчываў ад цвёрдых і вадкіх заключаецца ў тым, што сярэдняя адлегласць паміж часціцамі ў іх значна большая за памеры саміх часціц (мал. 10). Таму аб'ём газу пры нязменных умовах (ціск, тэмпература) вызначаецца толькі колькасцю часціц у яго порцыі і амаль не залежыць ад памеру саміх часціц газу. Гэта значыць, што калі мы возьмем дзве порцыі розных газаў, якія змяшчаюць аднолькавую колькасць часціц (а значыць, і аднолькавую іх хімічную колькасць у кожнай порцыі), то аб'ёмы гэтых порцый будуць роўнымі.

Калі хімічную колькасць газу павялічыць, напрыклад, у 5 разоў, то ў столькі ж разоў узрасце і колькасць яго малекул. Аб'ём дадзенага газу (пры нязменных тэмпературы і ціску) таксама павялічыцца



Мал. 10. Схема газападобнага і кандэнсаванага стану рэчываў

ў 5 разоў. Атрымліваецца, што адносіна аб'ёму порцыі любога газу да яго хімічнай колькасці ў гэтай жа порцыі заўсёды будзе пастаяннай велічынёй. Велічыня гэтай адносіны будзе аднолькавая для любых порцый любых газаў, аднак яна залежыць ад знешніх умоў. Гэта пастаянная (пры зададзеных тэмпературы і ціску) велічыня мае назву **малярны аб'ём газу** і абазначаецца сімвалам V_m . Калі хімічную формулу газу абазначыць як X , то для любой яго порцыі хімічнай колькасцю $n(X)$, якая займае аб'ём $V(X)$, можам запісаць:

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

Гэта велічыня дазваляе звязаць паміж сабой параметры (аб'ём, масу, хімічную колькасць) газаў, і мы будзем у далейшым выкарыстоўваць яе пры правядзенні хімічных разлікаў.

Паколькі аб'ём газу, у адрозненне ад яго хімічнай колькасці, залежыць ад знешніх умоў (тэмпературы і ціску), велічыня V_m таксама залежыць ад гэтых знешніх умоў. Эксперыментальна ўстаноўлена, што пры нармальным умовах (коратка н. у.) — тэмпературы $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ і ціску $101\,325\text{ Па}$ ($101,325\text{ кПа}$) любы газ хімічнай колькасцю 1 моль займае аб'ём, роўны $22,4\text{ дм}^3$. Адсюль вынікае, што пры н. у. **малярны аб'ём** любога газу роўны **$22,4\text{ дм}^3/\text{моль}$** :

$$V_m = \frac{V(X)}{n(X)} = \frac{22,4\text{ дм}^3}{1\text{ моль}} = 22,4\text{ дм}^3/\text{моль}.$$

Малярная маса рэчыва (M) — гэта велічыня, роўная адносіне масы любой порцыі гэтага рэчыва да яго хімічнай колькасці.

Малярныя масы рэчываў лікава роўны іх адносным малекулярным масам M_r .

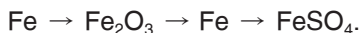
Тэмпературу $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ і ціск $101,325\text{ кПа}$ называюць нармальнымі ўмовамі і коратка абазначаюць н. у.

Для любой порцыі любога газу пры зададзеных умовах (тэмпературы і ціску) адносіна аб'ёму да хімічнай колькасці газу ёсць велічыня пастаянная. Яна называецца малярным аб'ёмам газу і абазначаецца V_m .

Пры н. у. велічыня V_m для любога газу роўна $22,4\text{ дм}^3/\text{моль}$.

Пытанні і заданні

1. Які фізічны сэнс мае малярная маса рэчыва?
2. Разлічыце малярную масу:
 - а) азону O_3 ;
 - б) азоту N_2 ;
 - в) фосфарнай кіслаты H_3PO_4 ;
 - г) аксиду алюмінію Al_2O_3 .
3. Ці можа ў розных рэчываў быць аднолькавая малярная маса? Прывядзіце прыклады такіх рэчываў.
4. Маса порцыі некаторага рэчыва роўна 144 г, а хімічная колькасць рэчыва ў ёй складае 0,75 моль. Разлічыце малярную масу гэтага рэчыва.
5. Што такое малярны аб'ём газу? Ці залежыць гэта велічыня ад знешніх умоў (тэмпературы і ціску)?
6. Які аб'ём пры н. у. займае кісларод хімічнай колькасцю 10 моль?
7. ААТ «Крыон» (г. Мінск) з'яўляецца спецыялізаваным прадпрыемствам па выпуску прадуктаў раздзялення паветра: кіслароду, азоту, аргону, а таксама харчовых і тэхнічных газавых сумесей. Харчовыя газавыя сумесі выкарыстоўваюцца для павелічэння тэрміну прыдатнасці прадуктаў. У адной з такіх сумесей аб'ёмам 432 дм^3 (н. у.) змяшчаецца азот (харчовая дабаўка E941) аб'ёмам $259,2 \text{ дм}^3$ (н. у.) і вуглякіслы газ (харчовая дабаўка E290). У колькі разоў у гэтай сумесі аб'ёмная доля вуглякіслага газу меншая за аб'ёмную долю азоту?
8. Сера ўтварае два злучэнні з кіслародам — аксід серы(IV) і аксід серы(VI). Разлічыце, у колькі разоў адрозніваюцца малярныя масы названых рэчываў.
9. Складзіце ўраўненні хімічных рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:



Рыхтуемца да алімпіяд

1. Разлічыце масу вады, у якой агульная колькасць атамаў вадароду і кіслароду роўна агульнай колькасці атамаў у порцыі фосфару масай 18,6 г.

§ 7. Вылічэнне хімічнай колькасці рэчыва па яго масе і масы рэчыва па яго хімічнай колькасці

Для таго каб колькасна ахарактарызаваць **порцыю рэчыва X**, важна ведаць або яго масу $m(X)$, або хімічную колькасць рэчыва $n(X)$ у гэтай порцыі. Для любога рэчыва з малярнай масай $M(X)$ гэтыя дзве велічыні звязаны паміж сабой прастай суадносінай:

$$n(X) = \frac{m(X)}{M(X)}; \quad m(X) = n(X) \cdot M(X).$$

Вы ўжо ведаеце, што малярная маса рэчыва $M(X)$, выражаная ў г/моль, лікава роўна адноснай малекулярнай або адноснай атамнай масе.

Разгледзім прыклады разлікаў, якія грунтуюцца на ўзаемасувязі хімічнай колькасці рэчываў і іх масы.

Прыклад 1. У шклянцы змяшчаецца вада масай 250 г. Разлічыце хімічную колькасць вады ў названай яе порцыі.

Дадзена:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 250 \text{ г}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = ?$$

Рашэнне

1. Для разліку хімічнай колькасці вады выкарыстаем формулу:

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})}.$$

2. Разлічым адносную малекулярную масу H_2O :

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot A_r(\text{H}) + A_r(\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18.$$

Значыць, малярная маса $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}$.

3. Падставім вядомыя велічыні ў формулу і выканаем вылічэнне:

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{250 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 13,9 \text{ моль}.$$

Адказ: $n(\text{H}_2\text{O}) = 13,9 \text{ моль}$.

Прыклад 2. Для правядзення аднаго з хімічных аналізаў выкарыстоўваецца раствор, у якім хімічная колькасць сернай кіслаты H_2SO_4 роўна 0,25 моль. Разлічыце масу сернай кіслаты, якая змяшчаецца ў гэтым растворе.

Дадзена:

$$n(H_2SO_4) = 0,25 \text{ моль}$$

$$m(H_2SO_4) = ?$$

Рашэнне

1. Для разліку масы сернай кіслаты выкарыстаем формулу:

$$m(H_2SO_4) = n(H_2SO_4) \cdot M(H_2SO_4).$$

2. Разлічым адносную малекулярную масу H_2SO_4 :

$$M_r(H_2SO_4) = 2 \cdot A_r(H) + A_r(S) + 4 \cdot A_r(O) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98.$$

Значыць, малярная маса $M(H_2SO_4) = 98 \text{ г/моль}$.

3. Падставім вядомыя велічыні ў формулу і выканаем вылічэнне:

$$m(H_2SO_4) = n(H_2SO_4) \cdot M(H_2SO_4) = 0,25 \text{ моль} \cdot 98 \text{ г/моль} = 24,5 \text{ г}.$$

Адказ: $m(H_2SO_4) = 24,5 \text{ г}$.

Разлік хімічнай колькасці рэчыва па яго масе можа спатрэбіцца і ў больш складаных хімічных задачах. У гэтым выпадку, зыходзячы з дадзенага ў задачы, спачатку трэба разлічыць масу рэчыва, а затым — яго хімічную колькасць.

Прыклад 3. Для кансервавання агародніны ў дамашняй гаспадарцы выкарыстоўваецца сумесь кухоннай солі $NaCl$ і вады. У гэтай сумесі масавая доля $NaCl$ роўна 12,5 %. Разлічыце хімічную колькасць кухоннай солі, якая змяшчаецца ў сумесі для кансервавання масай 2,56 кг.

Дадзена:

$$m(NaCl + H_2O) = 2,56 \text{ кг}$$

$$w(NaCl) = 12,5 \%$$

$$n(NaCl) = ?$$

Рашэнне

1. З курса хіміі 7-га класа вядома, што масавая доля рэчыва ў сумесі роўна адносіне масы гэтага рэчыва да масы сумесі:

$$w(NaCl) = \frac{m(NaCl)}{m(NaCl + H_2O)}.$$

2. Выразім з гэтай формулы масу $NaCl$, падставім вядомыя велічыні з умовы задачы і правядзём вылічэнні:

$$m(NaCl) = w(NaCl) \cdot m(NaCl + H_2O) = 0,125 \cdot 2,56 \text{ кг} = 0,32 \text{ кг} = 320 \text{ г}.$$

3. Для разліку хімічнай колькасці NaCl выкарыстаем формулу:

$$n(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{M(\text{NaCl})}.$$

4. Разлічым малярную масу NaCl:

$$M_r(\text{NaCl}) = A_r(\text{Na}) + A_r(\text{Cl}) = 23 + 35,5 = 58,5.$$

Значыць, малярная маса $M(\text{NaCl}) = 58,5$ г/моль.

5. Падставім вядомыя велічыні ў формулу і выканаем вылічэнне:

$$n(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{M(\text{NaCl})} = \frac{320 \text{ г}}{58,5 \text{ г/моль}} = 5,47 \text{ моль}.$$

Адказ: $n(\text{NaCl}) = 5,47$ моль.

Пытанні і заданні

- Разлічыце хімічную колькасць:
 - H_2O ў навесцы масай 14,8 кг;
 - Na_2O ў навесцы масай 280 г;
 - FeO ў навесцы масай 850 мг.
- Чаму роўна маса (г) порцыі, якая змяшчае:
 - 4,5 моль H_3PO_4 ;
 - 1,84 моль NaOH ;
 - 0,024 моль FeCl_3 ;
 - 88 моль CaCO_3 ?
- Масавая доля азотнай кіслаты ў раствору роўна 25 %. Разлічыце хімічную колькасць азотнай кіслаты, якая змяшчаецца ў такім раствору масай 6,3 кг.
- Паветра ўяўляе сабою сумесь газаў, але пры правядзенні некаторых разлікаў яго зручна ўяўляць адным газам, які мае адносную малекулярную масу, роўную 29. Пры н. у. у пакоі памерам 3 м × 4 м × 3 м змяшчаецца паветра хімічнай колькасцю прыкладна 1600 моль. Разлічыце масу паветра ў гэтым пакоі пры н. у.
- Якая порцыя мае большую масу:
 - 2 моль SO_3 або 3 моль SO_2 ;
 - 4 моль H_2O або 3 моль CO_2 ?
- Чаму роўна масавая доля азотнай кіслаты ў сумесі, якая змяшчае 12 моль вады і 5 моль азотнай кіслаты?
- У кожную з трох шклянак з гарбатай паклалі па 2 чайныя лыжкі цукру $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$. Разлічыце агульную хімічную колькасць цукру, пакладзенага ў гарбату, прыняўшы, што маса цукру ў кожнай лыжцы была роўна 3,42 г.

Рыхтуемся да алімпіяд

1. У крыві чалавека аб'ёмам 1 дм^3 змяшчаецца хларыд натрыю NaCl масай 9 г. Прыняўшы, што ў дарослага чалавека аб'ём крыві роўны 5 дм^3 , разлічыце хімічную колькасць хларыду натрыю, які змяшчаецца ў крыві чалавека.

§ 8. Вылічэнне хімічнай колькасці газу па яго аб'ёме і аб'ёму газу па яго хімічнай колькасці

Да характарыстык порцыі рэчыва, акрамя масы, хімічнай колькасці і колькасці часціц, адносіцца і яе аб'ём. Для цвёрдых або вадкіх рэчываў аб'ём іх порцыі, у адрозненне ад газаў, практычна не залежыць ад знешніх умоў (ціску і тэмпературы).

Зусім іншая сітуацыя ў рэчываў, якія знаходзяцца ў газападобным стане. Як вы ўжо ведаеце (гл. § 6), пры пэўных знешніх умовах аб'ём порцыі газу не залежыць ад таго, які гэта газ, а вызначаецца толькі колькасцю часціц у гэтай порцыі. Колькасць часціц, як вы ўжо ведаеце, характарызуюць з дапамогай хімічнай колькасці рэчыва. Гэта дазваляе разлічваць хімічную колькасць газу па яго аб'ёме і аб'ёму газу па яго хімічнай колькасці:

$$n(\text{X}) = \frac{V(\text{X})}{V_m}; \quad V(\text{X}) = n(\text{X}) \cdot V_m.$$

Разгледзім канкрэтныя прыклады.

Прыклад 1. Разлічыце хімічную колькасць метану CH_4 у яго порцыі аб'ёмам 100 дм^3 (н. у.).

Дадзена:

$$V(\text{CH}_4) = 100 \text{ дм}^3$$

$$n(\text{CH}_4) = ?$$

Рашэнне

1. Для разліку хімічнай колькасці CH_4 выкарыстаем формулу:

$$n(\text{CH}_4) = \frac{V(\text{CH}_4)}{V_m},$$

дзе $V_m = 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}$ — малярны аб'ём любога газу пры н. у.

2. Падставім вядомыя велічыні ў формулу і выканаем вылічэнне:

$$n(\text{CH}_4) = \frac{V(\text{CH}_4)}{V_m} = \frac{100 \text{ дм}^3}{22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}} = 4,46 \text{ моль}.$$

Адказ: $n(\text{CH}_4) = 4,46 \text{ моль}$.

Разлік хімічнай колькасці газу па яго аб'ёме можа спатрэбіцца пры вылічэнні масы порцыі газу. Гэта лёгка зрабіць, паколькі мы ўжо ведаем (гл. § 6), як з дапамогай хімічнай колькасці рэчыва (незалежна ад яго агрэгатнага стану) разлічыць масу порцыі. Пры разліках, звязаных з паветрам, трэба памятаць, што сярэдняя малярная маса паветра пры н. у. роўна 29 г/моль, а 21 % яго аб'ёму складае кісларод O_2 , 78 % — азот N_2 і 1 % — астатнія газы.

Прыклад 2. Які аб'ём (н. у.) займае аміяк NH_3 хімічнай колькасцю 0,35 моль?

Дадзена:

$$n(NH_3) = 0,35 \text{ моль}$$

$$V(NH_3) = ?$$

Рашэнне

1. Для разліку аб'ёму аміяку выкарыстаем формулу:

$$V(NH_3) = n(NH_3) \cdot V_m,$$

дзе $V_m = 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}$ — малярны аб'ём газу пры н. у.

2. Падставім вядомыя велічыні ў формулу і выканаем вылічэнне:

$$V(NH_3) = n(NH_3) \cdot V_m = 0,35 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль} = 7,84 \text{ дм}^3.$$

$$\text{Адказ: } V(NH_3) = 7,84 \text{ дм}^3.$$

Прыклад 3. Пры поўнай запраўцы стандартны стальны балон змяшчае кісларод аб'ёмам 6 м^3 (н. у.). Разлічыце масу гэтай порцыі кіслароду.

Дадзена:

$$V(O_2) = 6 \text{ м}^3 =$$

$$= 6 \cdot 10^3 \text{ дм}^3$$

$$m(O_2) = ?$$

Рашэнне

1. Для разліку масы кіслароду нам спатрэбіцца спачатку вылічыць яго хімічную колькасць. Для гэтага выкарыстаем формулу:

$$n(O_2) = \frac{V(O_2)}{V_m},$$

дзе $V_m = 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}$ — малярны аб'ём любога газу пры н. у.

2. Падставім вядомыя велічыні ў формулу і выканаем вылічэнне:

$$n(O_2) = \frac{V(O_2)}{V_m} = \frac{6 \cdot 10^3 \text{ дм}^3}{22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}} = 268 \text{ моль}.$$

3. Масу кіслароду разлічым па формуле:

$$m(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \cdot M(\text{O}_2).$$

4. Для вызначэння малярнай масы O_2 трэба разлічыць яго адносную малекулярную масу:

$$M_r(\text{O}_2) = 2 \cdot A_r(\text{O}) = 2 \cdot 16 = 32.$$

Значыць, малярная маса кіслароду $M(\text{O}_2) = 32$ г/моль.

5. Падставім вядомыя велічыні ў формулу і выканаем вылічэнне:

$$m(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \cdot M(\text{O}_2) = 268 \text{ моль} \cdot 32 \text{ г/моль} = 8,58 \cdot 10^3 \text{ г} = 8,58 \text{ кг}.$$

Адказ: $m(\text{O}_2) = 8,58$ кг.

Прыклад 4. Газавая сумесь складаецца з вадароду H_2 хімічнай колькасцю 3,8 моль і азоту N_2 хімічнай колькасцю 0,7 моль. Разлічыце аб'ём гэтай газавай сумесі пры н. у.

Дадзена:

$$n(\text{H}_2) = 3,8 \text{ моль}$$

$$n(\text{N}_2) = 0,7 \text{ моль}$$

$$V(\text{H}_2 + \text{N}_2) = ?$$

Рашэнне

1. Для разліку аб'ёму газавай сумесі выкарыстаем формулу:

$$V(\text{H}_2 + \text{N}_2) = n(\text{H}_2 + \text{N}_2) \cdot V_m,$$

дзе $V_m = 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}$ — малярны аб'ём любога газу пры н. у.

2. Хімічная колькасць газаў у сумесі роўна суме хімічных колькасцей кампанентаў:

$$n(\text{H}_2 + \text{N}_2) = n(\text{H}_2) + n(\text{N}_2) = 3,8 \text{ моль} + 0,7 \text{ моль} = 4,5 \text{ моль}.$$

3. Падставім вядомыя велічыні ў формулу і выканаем вылічэнне:

$$V(\text{H}_2 + \text{N}_2) = n(\text{H}_2 + \text{N}_2) \cdot V_m = 4,5 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль} = 101 \text{ дм}^3.$$

Адказ: $V(\text{H}_2 + \text{N}_2) = 101 \text{ дм}^3$.

Цяпер вы ведаеце, што пры зададзеных умовах пэўную порцыю рэчыва X (з вядомым якасным і колькасным саставам) можна ахарактарызаваць рознымі фізічнымі велічынямі: масай $m(\text{X})$, аб'ёмам $V(\text{X})$, колькасцю часціц $N(\text{X})$ і хімічнай колькасцю $n(\text{X})$. Прычым, ведаючы толькі адну з гэтых велічынь, можна лёгка разлічыць усе астатнія.

Для гэтага трэба выкарыстаць вядомыя канстанты (N_A і V_m) і знаёмыя вам формулы:

$$m(X) = n(X) \cdot M(X); \quad V(X) = n(X) \cdot V_m; \quad N(X) = n(X) \cdot N_A.$$

Узаемасувязь паміж усімі пералічанымі характарыстыкамі рэчываў адлюстравана ў табліцы.

Хімічная колькасць рэчыва	Характарыстыкі рэчыва		
	у любым аграгатным стане		у газападобным стане (н. у.)
1 моль	M (г/моль)	$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \left(\frac{\text{часціц}}{\text{моль}} \right)$	$V_m = 22,4 \left(\frac{\text{дм}^3}{\text{моль}} \right)$
n моль	m (г)	N (часціц)	V (дм ³)

Пытанні і заданні

- Разлічыце аб'ём (н. у.) наступных порцый газаў:
 - 5,6 моль CO_2 ;
 - 2,4 моль NH_3 ;
 - 0,08 моль O_3 ;
 - 12,8 моль N_2 .
- Чаму роўна хімічная колькасць:
 - аміяку NH_3 у яго порцыі аб'ёмам 112 дм³ (н. у.);
 - сярністага газу SO_2 у яго порцыі аб'ёмам 280 см³ (н. у.)?
- Газавая сумесь складаецца з кіслароду аб'ёмам 16,8 дм³ (н. у.) і азону аб'ёмам 2,8 дм³ (н. у.). Разлічыце хімічную колькасць атамаў кіслароду ў гэтай сумесі.
- Газавая сумесь складаецца з азоту масай 120 г і кіслароду масай 140 г. Разлічыце аб'ём гэтай газавай сумесі пры н. у.
- Складзіце ўраўненні рэакцый:
 - вадароду з аксідам медзі(II);
 - вады з натрыем.
- Масавая доля кіслароду ў сумесі з азотам роўна 20,8 %. Які аб'ём (н. у.) кіслароду змяшчаецца ў такой сумесі масай 12,6 кг?

Рыхтуемся да алімпіяд

- Разлічыце аб'ём (н. у.) вуглякіслага газу, які трэба дадаць да вадароду аб'ёмам 280 дм³ (н. у.) для атрымання сумесі з масавай доляй простага рэчыва, роўнай 5 %.

Практычная работа 1

Хімічная колькасць рэчыва

Мэта работы: замацаваць веды па тэме «Хімічная колькасць рэчыва», уменні карыстацца абсталяваннем і рэактывамі, рабіць разлікі з ужываннем паняцця «моль».

Абсталяванне і рэактывы: мерны цыліндр, хімічныя шклянкі, вагі, шпатель, вымяральная лінейка; вада, карбанат натрыю (або іншае цвёрдае рэчыва на выбар настаўніка).

Прытрымлівайцеся правіл бяспечных паводзін!

Выкананне работы

Заданне 1. Вызначэнне хімічнай колькасці і аб'ёму вадкага рэчыва (вады)

а) Вызначэнне хімічнай колькасці вадкага рэчыва (вады)

Адмерайце пры дапамозе мернага цыліндра ваду аб'ёмам 10; 36; 45 см³ (па ўказанні настаўніка). З хімічнай шклянкі або колбы наліце ваду ў цыліндр і сачыце за напаўненнем да патрэбнага аб'ёму (па ніжнім узроўні вадкасці). Разлічыце хімічную колькасць вады ў гэтай порцыі.

б) Разлік аб'ёму вады пэўнай хімічнай колькасці

Разлічыце масу вады хімічнай колькасцю 1; 1,5; 2,5 моль (па ўказанні настаўніка). Улічыўшы, што шчыльнасць вады роўна 1 г/см³, знайдзіце аб'ём вашай порцыі вады.

Адмерайце мерным цыліндрам дадзены аб'ём вады.

Заданне 2. Вызначэнне хімічнай колькасці і масы газападобнага рэчыва

а) Вызначэнне хімічнай колькасці газападобнага рэчыва

Вымерайце лінейкай даўжыню (мм) канта паказанага куба (1, 2 або 3 на малюнку 11) і прыміце ўмоўна, што гэта велічыня выражана ў дэцыметрах (дм).

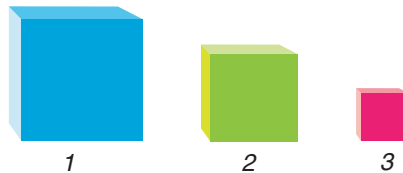
Вызначыце аб'ём куба па вядомай вам формуле $V = a^3$.

Дапусціце, што куб запоўнены азотам N₂ пры н. у. Разлічыце хімічную колькасць азоту N₂ у кубе.

б) Разлік масы пэўнай хімічнай колькасці газападобнага рэчыва

Разлічыце масу (г) азоту ў кубе.

Дадатковае заданне. Зрабіце падобныя вылічэнні для вуглякіслага газу CO₂ і серавадароду H₂S.



Мал. 11. Мадэлі кубоў рознага аб'ёму

Заданне 3. Вызначэнне масы і ўзважванне цвёрдага рэчыва**а) Разлік масы пэўнай хімічнай колькасці цвёрдага рэчыва**

Разлічыце масу соды Na_2CO_3 (або іншага рэчыва па ўказанні настаўніка) хімічнай колькасцю 0,02; 0,03; 0,05 моль.

б) Узважванне цвёрдага рэчыва

Прывядзіце вагі з пустой шклянкай на левай чашы ў раўнавагу. На правую чашу вагаў пастаўце гіркі, якія адпавядаюць разлічанай масе рэчыва. Невялікімі порцыямі насыпце ў шклянку рэчыва да ўраўнаважвання чашаў вагаў.

Аформіце справаздачу аб праведзенай рабоце.

**Дамашні эксперымент**

1. Вымерайце (у метрах) даўжыню, шырыню і вышыню вашага пакоя. Разлічыце яго аб'ём (м^3), перамножыўшы знойдзеныя параметры. Разлічыце аб'ём, хімічную колькасць і колькасць малекул кіслароду ў вашым пакоі, калі вядома, што яго аб'ёмная доля ў паветры складае 21 %.

2. Растварыце чайную ложку цукру ў шклянцы вады. Прыміце, што маса цукру ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) роўна 3,42 г, а маса вады — 180 г. Разлічыце агульную колькасць малекул усіх рэчываў у прыгатаваным раствору.

§ 9. Колькасныя разлікі па ўраўненнях хімічных рэакцый

У папярэдніх параграфрах вы даведаліся, як звязаны паміж сабой найважнейшыя характарыстыкі порцыі любога рэчыва — яго маса, хімічная колькасць рэчыва і колькасць яго часціц, а калі яно газападобнае, то і аб'ём.

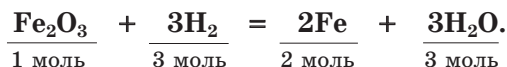
Хімія як навука вывучае не толькі рэчывы, але і іх ператварэнні, гэта значыць хімічныя рэакцыі. Якія разлікі можна праводзіць на падставе ўраўненняў хімічных рэакцый?

Напрыклад, трэба атрымаць новае рэчыва (прадукт) пэўнай масы ці аб'ёму. Па ўраўненні рэакцыі можна разлічыць, колькі для гэтага трэба ўзяць зыходных рэчываў (рэагентаў). І наадварот: калі ёсць пэўная порцыя зыходных рэчываў (рэагентаў), то можна разлічыць, колькі новага рэчыва (прадукту) можна атрымаць з іх.

Асновай для правядзення падобных разлікаў у хіміі з'яўляецца ўраўненне хімічнай рэакцыі. Як мы ўжо ведаем, каэфіцыенты ва ўраўненні хімічнай рэакцыі паказваюць суадносіны паміж колькасцю

часціц (атамаў або малекул), якія ўдзельнічаюць у рэакцыі. Акрамя таго, яны таксама паказваюць суадносіны паміж хімічнымі колькасцямі ўсіх рэчываў, якія ўдзельнічаюць у рэакцыі. Гэтым мы будзем карыстацца пры рашэнні хімічных задач, у якіх неабходна правесці разлікі па ўраўненні рэакцыі.

Для прыкладу разгледзім ураўненне хімічнай рэакцыі паміж аксідам жалеза(III) і вадародам:



З гэтага ўраўнення бачна, што аксід жалеза(III) хімічнай колькасцю 1 моль рэагуе з вадародам, хімічная колькасць якога роўна 3 моль. Пры гэтым утвараюцца жалеза і вада, хімічныя колькасці якіх роўны адпаведна 2 моль і 3 моль.

А як быць, калі для рэакцыі мы возьмем не 1 моль, а 6 моль Fe_2O_3 або любую іншую яго хімічную колькасць? У гэтым выпадку выкарыстоўваюць матэматычную прапарцыю. Паколькі хімічную колькасць Fe_2O_3 мы павялічылі ў 6 разоў (з 1 моль да 6 моль), то і ўсе астатнія хімічныя колькасці таксама павялічацца ў 6 разоў. У гэтым выпадку для рэакцыі неабходна 3 моль $\cdot$ 6 = 18 моль H_2 , а ў выніку рэакцыі ўтвараецца 2 моль $\cdot$ 6 = 12 моль Fe і 3 моль $\cdot$ 6 = 18 моль H_2O . Такі ж падыход можна прымяніць і для любой іншай хімічнай колькасці Fe_2O_3 .

Параўноўваючы каэфіцыенты перад формуламі розных рэчываў у прыведзеным ураўненні, мы можам зрабіць наступныя высновы.

1. Паколькі каэфіцыент перад H_2 (ён роўны 3) у 3 разы большы за каэфіцыент перад Fe_2O_3 (ён роўны 1), то хімічная колькасць H_2 , неабходнага для рэакцыі з Fe_2O_3 , заўсёды будзе ў 3 разы большай за ўзятую хімічную колькасць Fe_2O_3 . Матэматычна гэта можна запісаць у выглядзе ўраўнення $n(\text{H}_2) = 3 \cdot n(\text{Fe}_2\text{O}_3)$. І наадварот, хімічная колькасць Fe_2O_3 будзе заўсёды ў 3 разы меншай за ўзятую хімічную колькасць вадароду, або ў матэматычнай форме $n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \frac{n(\text{H}_2)}{3}$.

2. Хімічная колькасць утворанага Fe заўсёды будзе ў 2 разы большай за хімічную колькасць узятага для рэакцыі Fe_2O_3 , або ў матэматычнай форме $n(\text{Fe}) = 2 \cdot n(\text{Fe}_2\text{O}_3)$. І наадварот: $n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \frac{1}{2} n(\text{Fe})$.

3. Хімічная колькасць утворанай вады H_2O заўсёды будзе роўна хімічнай колькасці вадарода H_2 , які прарэагаваў, або $n(\text{H}_2\text{O}) = n(\text{H}_2)$. Адпаведна, у дадзеным выпадку справядліва і адваротнае сцвярджанне, $n(\text{H}_2) = n(\text{H}_2\text{O})$.

Пры рашэнні задач можа спатрэбіцца адна або некалькі такіх суадносін. З іх дапамогай мы зможам лёгка разлічыць хімічную колькасць любога рэчыва, яго масу і колькасць часціц, а для газаў — яшчэ і аб'ём.

Вельмі важна не забываць, што перад выкананнем разлікаў па ўраўненні хімічнай рэакцыі ў ім абавязкова трэба расставіць каэфіцыенты. Калі яны не расставлены ці расставлены няправільна, то прыведзеныя вышэй суадносіны паміж колькасцямі рэчываў таксама будуць няслушнымі. Нават пры правільнай паслядоўнасці матэматычных дзеянняў гэта прывядзе да няправільнага канчатковага выніку.

Такім чынам, для рашэння хімічнай задачы варта:

- 1) прааналізаваць умову задачы і вызначыць, ці трэба для адказу на пастаўленае пытанне выкарыстоўваць разлік па ўраўненні хімічнай рэакцыі;
- 2) калі такі разлік неабходны, то з умовы задачы высветліць, якія рэчывы з'яўляюцца рэагентамі, а якія — прадуктамі;
- 3) зыходзячы з прыроды рэчываў і прыведзеных знешніх умоў, трэба вызначыць, якая хімічная рэакцыя працякае паміж гэтымі рэчывамі;
- 4) скласці схему працякаючай хімічнай рэакцыі;
- 5) расставіць каэфіцыенты ў схеме, ператварыўшы яе ва ўраўненне хімічнай рэакцыі;
- 6) зыходзячы з каэфіцыентаў ва ўраўненні рэакцыі, устанавіць матэматычную залежнасць паміж хімічнымі колькасцямі рэчываў, аб якіх ідзе гаворка ў задачы;
- 7) правесці неабходныя матэматычныя разлікі.

У заключэнне адзначым, што пры рашэнні задач па ўраўненнях хімічных рэакцый разам з суадносінамі хімічных колькасцей рэчываў можна выкарыстоўваць і суадносіны іх мас, а таксама суадносіну масы аднаго рэчыва і аб'ёму другога рэчыва. Гэта значыць, напрыклад, што па масе аднаго рэчыва можна разлічыць масу або аб'ём другога рэчыва (і наадварот), не выкарыстоўваючы суадносіны іх хімічных колькасцей. Такія прыклады рашэнняў задач прыведзены ў *Дадатках 1 і 2*.

Пытанні і заданні

1. Пры правядзенні разлікаў часцей за ўсё хімікі выкарыстоўваюць малярную масу, выражаную ў г/моль. Але ў некаторых выпадках для гэтых мэт больш зручна выкарыстоўваць і іншыя адзінкі. Чаму роўна малярная маса сернай кіслаты, выражаная ў:

а) кг/моль; б) мг/моль; в) т/моль?

2. Разлічыце хімічную колькасць вады, якая ўтвараецца ў выніку згарання вадароду ў кіслародзе хімічнай колькасцю 5 моль.

3. Якія з запісаных разліковых формул правільныя:

$$\text{а) } n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2)}; \quad \text{д) } n(\text{CH}_4) = \frac{m(\text{CH}_4)}{M(\text{H}_2)};$$

$$\text{б) } m(\text{P}_4) = n(\text{P}_4) \cdot M(\text{P}); \quad \text{е) } m(\text{Fe}) = n(\text{Fe}_2\text{O}_3) \cdot M(\text{Fe}_2\text{O}_3);$$

$$\text{в) } n(\text{CO}_2) = \frac{m(\text{CO}_2)}{M(\text{CO}_2)}; \quad \text{ж) } M(\text{CuO}) = \frac{m(\text{Cu})}{n(\text{O}_2)};$$

$$\text{г) } V(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \cdot V_{\text{м}}; \quad \text{з) } V(\text{C}) = n(\text{C}) \cdot V_{\text{м}}?$$

4. Пры згаранні вадароду ў кіслародзе ўтвараецца вада. Якая хімічная колькасць:

а) кіслароду неабходна для поўнага спальвання вадароду хімічнай колькасцю 8 моль;

б) вадароду ўступіла ў рэакцыю, калі ўтварылася вада хімічнай колькасцю 12 моль;

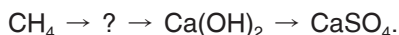
в) вады ўтворыцца, калі ў рэакцыю ўступіць кісларод хімічнай колькасцю 9 моль;

г) вадароду ўступіла ў рэакцыю, калі зрасходаваўся кісларод хімічнай колькасцю 6 моль?

5. Складзіце ўраўненні хімічных рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:



6. Дапоўніце схему і складзіце ўраўненні хімічных рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:



Рыхтуемся да алімпіяд

1. Разлічыце хімічную колькасць азотнай кіслаты, неабходнай для поўнай нейтралізацыі сумесі КОН і NaOH агульнай масай 20 г, у якой масавая доля рэчыва з меншай малярнай масай роўна 16 %.

§ 10. Разлік масы (аб'ёму) рэчываў, якія ўтвараюцца, (прадуктаў) па масе (аб'ёме) зыходных рэчываў (рэагентаў)

У гэтым параграфе мы разгледзім, як можна па хімічным ураўненні разлічыць масу (або аб'ём) прадукту рэакцыі, зыходзячы з масы (або аб'ёму) рэагента.

Для разліку масы (аб'ёму) як прадукту, так і рэагенту неабходна ведаць хімічную колькасць кожнага з іх. Матэматычную сувязь паміж хімічнай колькасцю рэагенту і хімічнай колькасцю прадукту можна ўстанавіць з ураўнення рэакцыі. Як гэта рабіць, мы ўжо ведаем з папярэдняга параграфа.

Прыклад 1. Разлічыце масу жалезнай акаліны Fe_3O_4 , якая ўтвараецца пры поўным згаранні жалеза масай 8,4 г у кіслародзе.

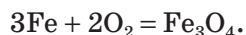
Дадзена:

$$m(\text{Fe}) = 8,4 \text{ г}$$

$$m(\text{Fe}_3\text{O}_4) = ?$$

Рашэнне

1. Запішам ураўненне дадзенай хімічнай рэакцыі:



2. Хімічная колькасць жалеза, якое ўступіла ў рэакцыю, роўна:

$$n(\text{Fe}) = \frac{m(\text{Fe})}{M(\text{Fe})} = \frac{8,4 \text{ г}}{56 \text{ г/моль}} = 0,15 \text{ моль}.$$

3. З ураўнення рэакцыі вынікае, што з 3 моль Fe ўтвараецца 1 моль Fe_3O_4 . Гэта азначае, што хімічная колькасць утворанага Fe_3O_4 у 3 разы меншая за хімічную колькасць Fe, што ўступіла ў рэакцыю. У матэматычнай форме гэта можна запісаць так: $n(\text{Fe}_3\text{O}_4) = \frac{n(\text{Fe})}{3}$.

Хімічная колькасць утворанага Fe_3O_4 роўна:

$$n(\text{Fe}_3\text{O}_4) = \frac{n(\text{Fe})}{3} = \frac{0,15 \text{ моль}}{3} = 0,05 \text{ моль}.$$

4. Масу Fe_3O_4 разлічым па формуле:

$$m(\text{Fe}_3\text{O}_4) = n(\text{Fe}_3\text{O}_4) \cdot M(\text{Fe}_3\text{O}_4).$$

5. Для вызначэння малярнай масы Fe_3O_4 выканаем адпаведныя разлікі:

$$M_r(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 3 \cdot A_r(\text{Fe}) + 4 \cdot A_r(\text{O}) = 3 \cdot 56 + 4 \cdot 16 = 232.$$

Значыць, $M(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 232 \text{ г/моль}$.

6. Маса ўтворанага Fe_3O_4 роўна:

$$m(\text{Fe}_3\text{O}_4) = n(\text{Fe}_3\text{O}_4) \cdot M(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 0,05 \text{ моль} \cdot 232 \text{ г/моль} = 11,6 \text{ г.}$$

Адказ: $m(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 11,6 \text{ г.}$

Другі спосаб рашэння гэтай задачы прыведзены ў *Дадатку 1*.

Калі рэагент і прадукт з'яўляюцца газамі, то каэфіцыенты ва ўраўненні хімічнай рэакцыі паказваюць не толькі суадносіну іх хімічных колькасцей, але і суадносіну іх аб'ёмаў. Гэта спрашчае правядзенне разлікаў. Вылічэнні можна таксама праводзіць і як у прыкладзе 1, з той толькі розніцай, што хімічную колькасць газу трэба разлічваць з дапамогай малярнага аб'ёму газу V_m . Такое рашэнне таксама з'яўляецца правільным, але прадугледжвае большую колькасць вылічэнняў.

Прыклад 2. Разлічыце аб'ём (н. у.) вуглякіслага газу, які ўтвараецца пры поўным згаранні чаднага газу ў кіслародзе аб'ёмам 212 дм^3 (н. у.).

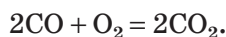
Дадзена:

$$V(\text{O}_2) = 212 \text{ дм}^3$$

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

Рашэнне

1. Запішам ураўненне дадзенай хімічнай рэакцыі:



2. Як рэагент (O_2), так і прадукт (CO_2) пры н. у. з'яўляюцца газамі. У гэтым выпадку каэфіцыенты ва ўраўненні хімічнай рэакцыі паказваюць суадносіну іх аб'ёмаў. З ураўнення хімічнай рэакцыі вынікае, што з 1 аб'ёму O_2 утвараецца 2 аб'ёмы CO_2 . Гэта азначае, што аб'ём утворанага CO_2 у 2 разы большы за аб'ём O_2 , які ўступіў у рэакцыю. У матэматычнай форме гэта можна запісаць так:

$$V(\text{CO}_2) = 2 \cdot V(\text{O}_2).$$

Значыць, аб'ём утворанага CO_2 роўны:

$$V(\text{CO}_2) = 2 \cdot V(\text{O}_2) = 2 \cdot 212 \text{ дм}^3 = 424 \text{ дм}^3.$$

Адказ: $V(\text{CO}_2) = 424 \text{ дм}^3$.

Калі рэагентам з'яўляецца газ, то для разліку яго хімічнай колькасці трэба выкарыстоўваць малярны аб'ём газаў V_m .

Прыклад 3. Для атрымання вальфраму аксід вальфраму(VI) награвяюць у патоку вадароду. Разлічыце масу вальфраму, які ўтвараецца пры прапусканні вадароду аб'ёмам $16,8 \text{ дм}^3$ (н. у.) над аксідам вальфраму(VI).

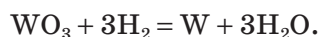
Дадзена:

$$V(\text{H}_2) = 16,8 \text{ дм}^3$$

$$m(\text{W}) = ?$$

Рашэнне

1. Запішам ураўненне дадзенай хімічнай рэакцыі:

2. Хімічная колькасць H_2 , які ўступіў у рэакцыю, роўна:

$$n(\text{H}_2) = \frac{V(\text{H}_2)}{V_m} = \frac{16,8 \text{ дм}^3}{22,4 \text{ дм}^3 / \text{моль}} = 0,75 \text{ моль}.$$

3. З ураўнення хімічнай рэакцыі вынікае, што хімічная колькасць утворанага W у 3 разы меншая за хімічную колькасць H_2 , які ўступіў у рэакцыю. У матэматычнай форме гэта можна запісаць так:

$$n(\text{W}) = \frac{n(\text{H}_2)}{3}.$$

Значыць, хімічная колькасць утворанага W роўна:

$$n(\text{W}) = \frac{n(\text{H}_2)}{3} = \frac{0,75 \text{ моль}}{3} = 0,25 \text{ моль}.$$

4. Разлічым масу ўтворанага вальфраму:

$$m(\text{W}) = n(\text{W}) \cdot M(\text{W}) = 0,25 \text{ моль} \cdot 184 \text{ г/моль} = 46 \text{ г}.$$

Адказ: $m(\text{W}) = 46 \text{ г}$.Другі спосаб рашэння гэтай задачы прыведзены ў *Дадатку 2*.

Пытанні і заданні

1. Разлічыце масу хларыду натрыю, які ўтвараецца ў выніку рэакцыі натрыю масай 55,2 г з хлорам Cl_2 .
2. Гідраксід кальцыю $\text{Ca}(\text{OH})_2$, які шырока выкарыстоўваецца ў будаўніцтве, атрымліваюць рэакцыяй аксиду кальцыю з вадой. Разлічыце масу названага гідраксиду, які можна атрымаць, прыняўшы масу аксиду кальцыю роўнай 280 г.
3. Аб'ём кіслароду, які прарэагаваў з магніем, роўны 56 дм³ (н. у.). Разлічыце масу ўтворанага аксиду магнію.
4. Гідраксід натрыю масай 46 г нейтралізаваў салянай кіслотой. Разлічыце масы кожнага з прадуктаў дадзенай рэакцыі.
5. Пры награванні аксиду медзі(І) у кіслародзе ўтвараецца аксід медзі(ІІ). Разлічыце масу прадукта дадзенай рэакцыі, калі аб'ём кіслароду, які прарэагаваў, роўны 67,2 дм³ (н. у.).
6. Маса азоту, які прарэагаваў з вадародам, роўна 560 г. Разлічыце аб'ём (н. у.) утворанага аміяку NH_3 .

7. Разлічыце аб'ём (н. у.) вуглякіслага газу, які ўтвараецца пры поўным згаранні метану аб'ёмам $6,72 \text{ м}^3$ (н. у.) у кіслародзе.
8. Сумесь магнію і цынку, у якой іх хімічныя колькасці былі роўны адпаведна $0,25$ моль і $0,5$ моль, растварылі ў салянай кіслаце. Разлічыце агульную масу ўтвораных солей і аб'ём вадароду, які вылучыўся.
9. У даўнія часы для атрымання вадароду ў прамысловых маштабах пары вады прапускалі над распаленымі чыгуннымі стружкамі (сплаў жалеза і вугляроду). Прадуктамі гэтай рэакцыі былі жалезная акаліна Fe_3O_4 і вадарод H_2 . Разлічыце масу жалезнай акаліны і аб'ём (н. у.) вадароду, якія ўтвараюцца пры прапусканні пары вады над распаленымі чыгуннымі стружкамі, у састаў якіх уваходзіць жалеза масай 420 г .

Рыхтуемся да алімпіяд

1. У большай частцы нафты, якая здабываецца ў радовішчах на тэрыторыі Рэспублікі Беларусь, масавая доля серы складае не больш за $0,6 \%$. Гэта з'яўляецца адным з паказчыкаў высокай якасці нафты. Разлічыце аб'ём (н. у.) аксиду серы(IV), які можна атрымаць з серы, што змяшчаецца ў нафце масай 2 т .

§ 11. Разлік масы (аб'ёму) зыходных рэчываў, (рэагентаў) па масе (аб'ёме) рэчываў, якія ўтвараюцца, (прадуктаў)

Як разлічыць масу (аб'ём) прадукту рэакцыі, мы даведаліся з папярэдняга параграфа. У гэтым параграфе мы даведаемся, як рашыць адваротную задачу — па масе (аб'ёме) прадукту рэакцыі разлічыць масу (аб'ём) рэагентаў.

Такія разлікі нічым не адрозніваюцца ад ужо разгледжаных намі. Адрозненне заключаецца толькі ў тым, што з ураўнення хімічнай рэакцыі нам неабходна атрымаць залежнасць хімічнай колькасці (аб'ёму) рэагентаў ад хімічнай колькасці (аб'ёму) прадуктаў рэакцыі.

Прыклад 1. *Алюміній у прамысловасці атрымліваюць з аксиду алюмінію. Пад дзеяннем электрычнага току пры высокай тэмпературы ён раскладаецца на алюміній і кісларод. Разлічыце масу аксиду алюмінію, якая неабходна для атрымання алюмінію масай 540 кг .*

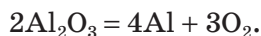
Дадзена:

$$m(\text{Al}) = 540 \text{ кг} = 540 \cdot 10^3 \text{ г}$$

$$m(\text{Al}_2\text{O}_3) = ?$$

Рашэнне

1. Запішам ураўненне дадзенай хімічнай рэакцыі:



2. Хімічная колькасць прадукту рэакцыі роўна:

$$n(\text{Al}) = \frac{m(\text{Al})}{M(\text{Al})} = \frac{540 \cdot 10^3 \text{ г}}{27 \text{ г/моль}} = 20 \cdot 10^3 \text{ моль.}$$

3. З ураўнення хімічнай рэакцыі вынікае, што 4 моль Al утвараюцца з 2 моль Al_2O_3 . Гэта азначае, што хімічная колькасць зыходнага Al_2O_3 у 2 разы меншая за хімічную колькасць утворанага Al.

У матэматычнай форме гэта можна запісаць так: $n(\text{Al}_2\text{O}_3) = \frac{n(\text{Al})}{2}$.

Значыць, хімічная колькасць Al_2O_3 роўна:

$$n(\text{Al}_2\text{O}_3) = \frac{n(\text{Al})}{2} = \frac{20 \cdot 10^3 \text{ моль}}{2} = 1 \cdot 10^4 \text{ моль.}$$

4. Вызначым малярную масу Al_2O_3 :

$$M_r(\text{Al}_2\text{O}_3) = 2 \cdot A_r(\text{Al}) + 3 \cdot A_r(\text{O}) = 2 \cdot 27 + 3 \cdot 16 = 102.$$

Значыць, $M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 102 \text{ г/моль}$.

5. Разлічым масу аксиду алюмінію:

$$\begin{aligned} m(\text{Al}_2\text{O}_3) &= n(\text{Al}_2\text{O}_3) \cdot M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 1 \cdot 10^4 \text{ моль} \cdot 102 \text{ г/моль} = \\ &= 1,02 \cdot 10^6 \text{ г} = 1020 \text{ кг.} \end{aligned}$$

Адказ: $m(\text{Al}_2\text{O}_3) = 1020 \text{ кг}$.

Як мы ўжо ведаем, калі рэагент і прадукт з'яўляюцца газамі, то больш зручна карыстацца іх аб'ёмнымі суадносінамі падчас рэакцый. Гэта спрашчае разлікі.

Прыклад 2. *Пры поўным згаранні аміяку NH_3 у кіслародзе O_2 утвараюцца азот N_2 і вада H_2O . Разлічыце аб'ём (н. у.) кіслароду, які быў зрасходаваны для спальвання аміяку, калі пры гэтым утварыўся азот аб'ёмам 120 дм^3 (н. у.).*

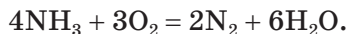
Дадзена:

$$V(\text{N}_2) = 120 \text{ дм}^3$$

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

Рашэнне

1. Запішам ураўненне дадзенай рэакцыі:



2. З ураўнення хімічнай рэакцыі вынікае, што калі ў рэакцыю ўступіць 3 аб'ёму O_2 , то ўтвараецца 2 аб'ёмы N_2 . Гэта азначае, што аб'ём O_2 , які ўступіў у рэакцыю, у $\frac{3}{2}$ раза большы за аб'ём утворанага N_2 . Матэматычна гэта можна запісаць так:

$$V(\text{O}_2) = \frac{3}{2} V(\text{N}_2).$$

У адпаведнасці з гэтым аб'ём O_2 , зрасходаванага на спальванне аміяку, роўны:

$$V(O_2) = \frac{3}{2} \cdot V(N_2) = \frac{3}{2} \cdot 120 \text{ дм}^3 = 180 \text{ дм}^3.$$

Адказ: $V(O_2) = 180 \text{ дм}^3$.

Калі прадуктам рэакцыі з'яўляецца газ, то для разліку яго хімічнай колькасці трэба выкарыстоўваць малярны аб'ём газаў V_m .

Прыклад 3. У выглядзе простага рэчыва кісларод упершыню быў атрыманы пры награванні аксиду ртуці(II). Разлічыце масу аксиду ртуці(II), неабходнага для атрымання кіслароду аб'ёмам 560 см^3 (н. у.).

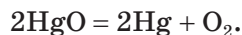
Дадзена:

$$V(O_2) = 560 \text{ см}^3 = 0,560 \text{ дм}^3$$

$m(\text{HgO})$ — ?

Рашэнне

1. Запішам ураўненне дадзенай хімічнай рэакцыі:



2. Хімічная колькасць утворанага O_2 роўна:

$$n(O_2) = \frac{V(O_2)}{V_m} = \frac{0,56 \text{ дм}^3}{22,4 \text{ дм}^3 / \text{моль}} = 0,025 \text{ моль}.$$

3. З ураўнення хімічнай рэакцыі вынікае, што 1 моль O_2 утвараецца з 2 моль HgO . Гэта азначае, што хімічная колькасць HgO , які ўступіў у рэакцыю, у 2 разы большая за хімічную колькасць утворанага O_2 . Матэматычна гэта можна запісаць так:

$$n(\text{HgO}) = 2 \cdot n(O_2).$$

У адпаведнасці з гэтым хімічная колькасць HgO роўна:

$$n(\text{HgO}) = 2 \cdot n(O_2) = 2 \cdot 0,025 \text{ моль} = 0,05 \text{ моль}.$$

4. Масу HgO разлічым па формуле:

$$m(\text{HgO}) = n(\text{HgO}) \cdot M(\text{HgO}).$$

Паколькі $M_r(\text{HgO}) = A_r(\text{Hg}) + A_r(\text{O}) = 201 + 16 = 217$,

$$M(\text{HgO}) = 217 \text{ г/моль}.$$

Значыць, маса HgO роўна:

$$m(\text{HgO}) = n(\text{HgO}) \cdot M(\text{HgO}) = 0,05 \text{ моль} \cdot 217 \text{ г/моль} = 10,85 \text{ г}.$$

Адказ: $m(\text{HgO}) = 10,85 \text{ г}$.

Калі сярод прадуктаў рэакцыі ёсць цвёрдыя рэчывы і газы, то для знаходжання іх мас (аб'ёмаў) варта выкарыстоўваць малярную масу (для цвёрдых рэчываў) і малярны аб'ём газу (для газападобных рэчываў)).

Мы пазнаёміліся толькі з некаторымі са спосабаў правядзення разлікаў па ўраўненнях хімічных рэакцый, але існуюць і іншыя. Звярніце ўвагу на галоўнае — любыя падобныя разлікі заснаваны на выкарыстанні каэфіцыентаў з ураўнення хімічнай рэакцыі. Таму для правільнага правядзення такіх разлікаў трэба добра разумець сэнс, які яны маюць ва ўраўненні хімічнай рэакцыі.

Пытанні і заданні

1. Разлічыце масу натрыю, пры ўзаемадзеянні якога з вадой утвараецца гідраксід натрыю масай 100 г.
2. У выніку згарання жалеза ў кіслародзе ўтварылася жалезная акаліна Fe_3O_4 масай 34,8 г. Разлічыце масу жалеза і аб'ём кіслароду, якія ўступілі ў названую хімічную рэакцыю.
3. Разлічыце аб'ём кіслароду, які прарэагаваў з фосфарам, калі ў выніку рэакцыі ўтварыўся аксід фосфару(V) масай 35,5 г.
4. У выніку згарання чаднага газу CO ў кіслародзе ўтварыўся вуглякіслы газ масай 110 г. Разлічыце агульны аб'ём CO і O_2 , якія прарэагавалі.
5. Пры награванні аксиду азоту(II) адбываецца рэакцыя яго раскладання на простыя рэчывы. Разлічыце аб'ём (н. у.) аксиду азоту(II), які ўступіў у рэакцыю, калі пры гэтым утварыўся кісларод аб'ёмам 5,6 дм³ (н. у.).
6. Аміяк NH_3 у прамысловых умовах атрымліваюць рэакцыяй азоту з вадародам. Разлічыце аб'ёмы (н. у.) названых рэагентаў, неабходных для атрымання аміяку масай 51 кг.
7. Пры поўным згаранні ў кіслародзе сумесі вугляроду і серы ўтварылася газавая сумесь аб'ёмам 33,6 дм³ (н. у.), у якой аб'ёмная доля газаў аднолькавая. Разлічыце масу сумесі вугляроду і серы, якая згарэла.

Рыхтуемся да алімпіяд

1. Сумесь вадароду і кіслароду агульным аб'ёмам 400 дм³ (н. у.) падпалілі. Аб'ём вадароду, што застаўся пасля заканчэння рэакцыі, склаў 100 дм³ (н. у.). Разлічыце аб'ёмную долю кіслароду ў зыходнай газавай сумесі.

Глава 2

Найважнейшыя класы неарганічных злучэнняў



У другой главе вы працягнеце знаёмства з асноўнымі класамі неарганічных злучэнняў — аксідамі, кіслотамі, асновамі і солямі. Вы даведаецеся аб саставе, будове, фізічных і хімічных уласцівасцях гэтых рэчываў, аб іх практычным прымяненні

§ 12. Аксіды.

Састаў і класіфікацыя аксідаў

Рэчывы гэтага класа шырока распаўсюджаны на нашай планеце. Моры і акіяны, якія ахутваюць Зямлю, складаюцца з вады — аксіду вадароду H_2O , а пустыні пакрыты слоем пяску, які змяшчае аксід крэмнію(IV) SiO_2 .

Аксіды ўваходзяць у састаў многіх горных парод і мінералаў і знаходзяць шырокае практычнае прымяненне.

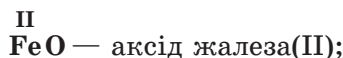
Састаў аксідаў

З курса хіміі 7-га класа вам ужо вядома, што **аксіды** — гэта складаныя рэчывы, якія складаюцца з атамаў двух хімічных элементаў, адзін з якіх — кісларод. Агульная хімічная формула аксідаў — $\text{Э}_x\text{O}_y$, дзе Э — сімвал хімічнага элемента, O — сімвал кіслароду.

У хімічных формулах аксідаў на першым месцы прынята запісваць сімвал элемента, які ўтварае аксід, а на другім — сімвал кіслароду, напрыклад:



Назва любога аксіду складаецца з двух слоў, першае з якіх слова «аксід», а другое — назва элемента ў родным склоне. Прыклады: Na_2O — аксід натрыю, Al_2O_3 — аксід алюмінію. Калі элемент Э праяўляе зменную валентнасць, то яе значэнне паказваецца рымскай лічбай у дужках пасля назвы элемента, напрыклад:



Колькасны састаў кожнага аксіду вызначаецца значэннямі валентнасці элемента (Э) і кіслароду, якія ў ім змяшчаюцца.

Паколькі валентнасць атамаў кіслароду ў аксідах заўсёды роўна II, а валентнасць атамаў іншых элементаў (Э) прымае значэнні ад I да VIII, састаў аксідаў выражаецца наступнымі формуламі:

Валентнасць элемента Э	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Агульныя формулы аксідэў	I II $\text{Э}_2\text{O}$	II II ЭO	III II $\text{Э}_2\text{O}_3$	IV II ЭO_2	V II $\text{Э}_2\text{O}_5$	VI II ЭO_3	VII II $\text{Э}_2\text{O}_7$	VIII II ЭO_4
Прыклады аксідэў	H_2O Li_2O Na_2O K_2O Ag_2O	MgO CaO ZnO CuO FeO	Al_2O_3 Fe_2O_3	CO_2 SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7	OsO_4 аксід осмію

Пры пакаёвай тэмпературы аксіды неметалаў — вадкія, газападобныя або цвёрдыя рэчывы. Што да аксідэў металаў, то большасць з іх уяўляюць сабой цвёрдыя тугаплаўкія рэчывы. Многія з аксідэў афарбаваны ў розныя колеры (мал. 12).

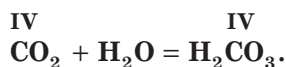


Мал. 12. Афарбоўка розных аксідэў

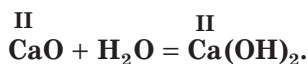
Класіфікацыя аксідаў

Паколькі аксідаў вядома шмат, узнікае неабходнасць класіфікацыі гэтых рэчываў па іх хімічных уласцівасцях, г. зн. па здольнасці ператварацца ў іншыя рэчывы.

Аксіды могуць рэагаваць з вадой, ператвараючыся пры гэтым у злучэнні двух тыпаў — кіслоты і асновы. Так, напрыклад, аксід вугляроду(IV) CO_2 у рэакцыі з вадой утварае кіслату H_2CO_3 :



Аксід кальцыю CaO , рэагуючы з вадой, ператвараецца ў аснову Ca(OH)_2 :



Інакш кажучы, *аксід вугляроду(IV) адпавядае кіслата, а аксід кальцыю адпавядае аснова*.

Значыць, аксіды можна падзяліць на дзве вялікія групы — *кіслотныя і асноўныя аксіды*.

Да **кіслотных** адносяцца аксіды, якім адпавядаюць кіслоты. Нараўне з CO_2 кіслотнымі з'яўляюцца таксама аксіды SO_2 , N_2O_5 , P_2O_5 , SO_3 і некаторыя іншыя. Усім ім адпавядаюць кіслоты.

Кіслотны аксід	$\overset{\text{IV}}{\text{SO}_2}$	$\overset{\text{V}}{\text{P}_2\text{O}_5}$	$\overset{\text{VI}}{\text{SO}_3}$	$\overset{\text{VII}}{\text{Cl}_2\text{O}_7}$
Кіслата	$\overset{\text{IV}}{\text{H}_2\text{SO}_3}$	$\overset{\text{V}}{\text{H}_3\text{PO}_4}$	$\overset{\text{VI}}{\text{H}_2\text{SO}_4}$	$\overset{\text{VII}}{\text{HClO}_4}$

У састаў большасці кіслотных аксідаў уваходзяць атамы неметалаў, валентнасць якіх роўна IV, V, VI, VII.

Да **асноўных** адносяцца аксіды, якім адпавядаюць асновы. Акрамя CaO асноўнымі з'яўляюцца таксама аксіды Na_2O , K_2O , FeO , CuO і шэраг іншых. Хоць некаторыя з іх (напрыклад, FeO і CuO) не рэагуюць з вадой, усім асноўным аксідам адпавядаюць асновы.

Асноўны аксід	$\overset{\text{I}}{\text{Na}_2\text{O}}$	$\overset{\text{I}}{\text{K}_2\text{O}}$	$\overset{\text{II}}{\text{FeO}}$	$\overset{\text{II}}{\text{CuO}}$
Аснова	$\overset{\text{I}}{\text{NaOH}}$	$\overset{\text{I}}{\text{KOH}}$	$\overset{\text{II}}{\text{Fe(OH)}_2}$	$\overset{\text{II}}{\text{Cu(OH)}_2}$

У састаў большасці асноўных аксідаў уваходзяць атамы металаў, валентнасць якіх роўна I і II.

Аксіды — складаныя рэчывы, якія складаюцца з атамаў двух хімічных элементаў, адзін з якіх — кісларод.

Аксіды падзяляюцца на дзве вялікія групы — кіслотныя і асноўныя аксіды.

Да кіслотных адносяцца аксіды, якім адпавядаюць кіслоты.

Да асноўных адносяцца аксіды, якім адпавядаюць асновы.

Пытанні і заданні

1. Якія рэчывы называюцца аксідамі? Чаму роўна валентнасць атамаў кіслароду ў аксідах?
2. Якія агульныя формулы аксідаў, у якіх валентнасць элементаў Э прымае значэнні ад I да VIII? Прывядзіце па адным прыкладзе адпаведных аксідаў.
3. Складзіце формулы аксідаў, утвораных атамамі элементаў: Zn(II), B(III), Si(IV), P(V), S(IV). Назавіце гэтыя аксіды.
4. Запішыце формулы двух кіслотных аксідаў. Складзіце ўраўненне рэакцыі аднаго з іх з вадой.
5. Запішыце формулы двух асноўных аксідаў. Складзіце ўраўненне рэакцыі аднаго з іх з вадой.
6. Знайдзіце агульную масу сумесі аксідаў магнію і алюмінію, калі іх хімічныя колькасці ў гэтай сумесі роўны адпаведна 0,25 моль і 0,6 моль.
7. У сумесі змяшчаецца кісларод масай 4,8 г і аксід серы(IV) масай 16 г. Разлічыце аб'ём (н. у.) дадзенай сумесі.
8. У аксідзе $\text{Э}_2\text{O}_3$ масавая доля кіслароду роўна 30 %. Вызначыце хімічны элемент Э.

Рыхтуемся да алімпіяд

1. Аб'ём невядомага газападобнага аксіду саставу ЭO_2 роўны 3,36 дм³ (н. у.), а яго маса складае 6,6 г. Вызначыце элемент, аб аксідзе якога ідзе гаворка.

§ 13. Хімічныя ўласцівасці кіслотных аксідаў

Для рэчываў кожнага класа характэрны спецыфічныя, г. зн. уласцівыя толькі ім, хімічныя ўласцівасці. Давайце бліжэй пазнаёмімся з хімічнымі ўласцівасцямі кіслотных аксідаў і даведаемся, з чым рэагуюць гэтыя рэчывы і што пры гэтым утвараецца.

Хімічныя ўласцівасці кіслотных аксідаў

1. Узаемадзеянне з вадой

З курса хіміі 7-га класа вы ўжо ведаеце, што прадукты ўзаемадзеяння аксідаў з вадой называюцца гідраксідамі:

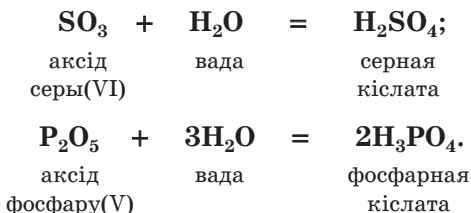


Паколькі аксіды, якія ўступаюць у гэту рэакцыю, дзеляцца на кіслотныя і асноўныя, то і гідраксіды, якія ўтвараюцца з іх, таксама дзеляцца на кіслотныя і асноўныя.

Кіслотныя аксіды (акрамя SiO_2 і некаторых іншых) рэагуюць з вадой, утвараючы кіслотныя гідраксіды, якія з'яўляюцца кіслародзмяшчальнымі кіслотамі:



Напрыклад:



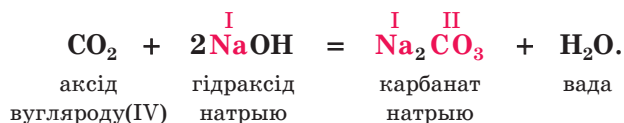
Такім чынам, кожнаму кіслотнаму аксиду адпавядае кіслародзмяшчальная кіслата. Нягледзячы на тое што аксід крэмнію SiO_2 , у адрозненне ад іншых кіслотных аксідаў, з вадой не рэагуе, яму таксама адпавядае кіслата — H_2SiO_3 . Яе атрымліваюць іншымі спосабамі.

2. Узаемадзеянне са шчолачамі

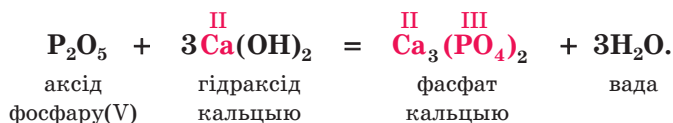
Усе кіслотныя аксіды рэагуюць са шчолачамі ў адпаведнасці з агульнай схемай:



У солі, якая ўтвараецца, валентнасць металу такая ж, як і ў зыходнай шчолачы. У састаў солі ўваходзіць астатак кіслаты, якая адпавядае дадзенаму кіслотнаму аксиду. Напрыклад, калі ў рэакцыю ўступае кіслотны аксід CO_2 , якому адпавядае кіслата H_2CO_3 , то ў састаў солі, якая ўтвараецца, уваходзіць астатак гэтай кіслаты, г. зн. CO_3 . Яго валентнасць, як вы ўжо ведаеце, роўна II:



Калі ж у рэакцыю ўступае кіслотны аксід P_2O_5 , якому адпавядае кіслата H_3PO_4 , то ў састаў солі, якая ўтвараецца, уваходзіць астатак гэтай кіслаты, г. зн. PO_4 з валентнасцю, роўнай III:

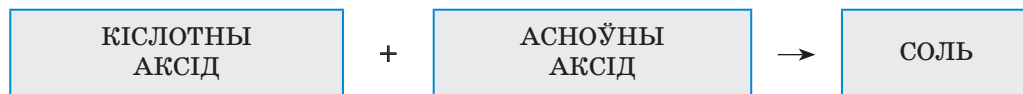


Паколькі ўсе кіслотныя аксіды рэагуюць са шчолачамі з утварэннем солей і вады, гэтым аксідам можна даць іншае значэнне.

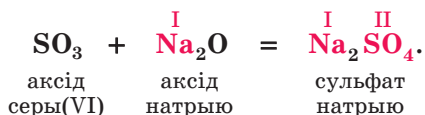
Кіслотнымі называюцца аксіды, якія рэагуюць са шчолачамі з утварэннем солей і вады.

3. Рэакцыі з асноўнымі аксідамі

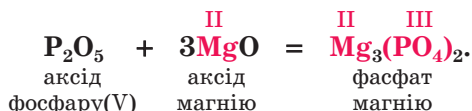
Кіслотныя аксіды рэагуюць з асноўнымі аксідамі з утварэннем солей у адпаведнасці з агульнай схемай:



У солі, якая ўтвараецца, валентнасць металу такая ж, як і ў зыходным асноўным аксідзе. Варта запомніць, што ў састаў солі ўваходзіць астатак той кіслаты, якая адпавядае кіслотнаму аксиду, які ўступае ў рэакцыю. Напрыклад, калі ў рэакцыю ўступае кіслотны аксід SO_3 , якому адпавядае кіслата H_2SO_4 , то ў састаў солі, якая ўтвараецца, уваходзіць астатак гэтай кіслаты, г. зн. SO_4 . Яго валентнасць, як вы ўжо ведаеце, роўна II:



Калі ж у рэакцыю ўступае кіслотны аксід P_2O_5 , якому адпавядае кіслата H_3PO_4 , то ў саставе солі, якая ўтвараецца, будзе астатак гэтай кіслаты, г. зн. PO_4 з валентнасцю, роўнай III:



Такім чынам, да найважнейшых хімічных уласцівасцей кіслотных аксідаў адносіцца іх узаемадзеянне з вадой, са шчолачамі і з асноўнымі аксідамі.

Кіслотныя аксіды (акрамя SiO_2) рэагуюць з вадой з утварэннем кіслародзмязшальных кіслот (кіслотных гідраксідаў).

Усе кіслотныя аксіды рэагуюць са шчолачамі з утварэннем солей і вад.

Усе кіслотныя аксіды рэагуюць з асноўнымі аксідамі з утварэннем солей.

Пытанні і заданні

1. Запішыце хімічныя формулы чатырох вядомых вам кіслотных аксідаў. Растлумачце, чаму яны адносяцца да гэтай групы аксідаў.
2. Як у агульным выглядзе называюцца прадукты рэакцый кіслотных аксідаў з вадой? Да якога класа неарганічных рэчываў яны адносяцца? Прывядзіце тры прыклады. Ці ўсе кіслотныя аксіды рэагуюць з вадой?
3. У якім з кіслотных аксідаў — SO_2 або SO_3 — масавая доля серы найбольшая? Напішыце ўраўненне рэакцыі гэтага аксіду з вадой.
4. Разлічыце масу аксіду фосфару(V), пры ўзаемадзеянні якога з вадой утвараецца адпаведная кіслата масай 78,4 г.

- Разлічыце масу сернай кіслаты, утворанай у выніку рэакцыі адпаведнага кіслотнага аксіду масай 36 г з вадой.
- Якія рэчывы ўтвараюцца пры ўзаемадзеянні кіслотных аксідаў са шчолачамі? Запішыце тры ўраўненні адпаведных рэакцый і назавіце рэчывы, якія ўтвараюцца.
- Разлічыце аб'ём вуглякіслага газу, які прарэагаваў з гідраксідам калію, калі маса ўтворанай солі роўна 103,5 г. Як яна называецца?
- Порцыю аксіду серы(VI) масай 24 г увялі ў рэакцыю з гідраксідам натрыю. Разлічыце масу солі, якая ўтварылася, і назавіце яе.
- У выніку ўзаемадзеяння кіслотнага і асноўнага аксідаў утварылася соль фасфат магнію масай 91,7 г. Разлічыце масы аксідаў, якія прарэагавалі.

Рыхтуемца да алімпіяд

- У сумесі аксіду фосфару(V) і аксіду серы(VI) агульнай масай 19,1 г хімічная колькасць аксіду з большай малярнай масай роўна 0,05 моль. Разлічыце масу гідраксіду калію, які цалкам прарэагуе з названай сумессю аксідаў.

§ 14. Хімічныя ўласцівасці асноўных аксідаў

У папярэднім параграфі вы даведаліся, з чым рэагуюць кіслотныя аксіды і якія рэчывы пры гэтым утвараюцца. Цяпер вы пазнаёміцеся з найважнейшымі хімічнымі ўласцівасцямі асноўных аксідаў.

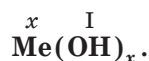
1. Узаемадзеянне з вадой

Вам ужо вядома, што ў выніку рэакцый асноўных аксідаў з вадой утвараюцца асноўныя гідраксіды, якія інакш называюцца асновамі:

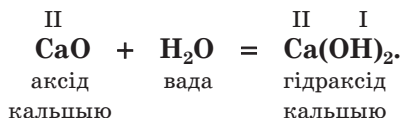
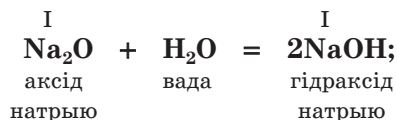


Да такіх асноўных аксідаў адносяцца аксіды Li_2O , Na_2O , K_2O , CaO , BaO і некаторыя іншыя.

Пры напісанні ўраўненняў адпаведных рэакцый варта памятаць, што валентнасць металу ў аснове, якая ўтвараецца, роўна яго валентнасці ў зыходным аксідзе. Нагадаем, што ў формуле любой асновы колькасць груп **ОН**, звязаных з атамам металу, роўна яго валентнасці:



Напішам ураўненні рэакцый, якія праходзяць па дадзенай схеме:



Асноўныя аксіды, утвораныя такімі металамі, як, напрыклад, **Cu** і **Fe**, з вадой не рэагуюць. Асновы, якія ім адпавядаюць, атрымліваюць іншымі спосабамі, з якімі вы пазнаёміцеся пазней.

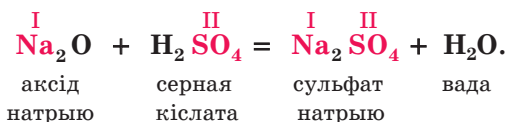
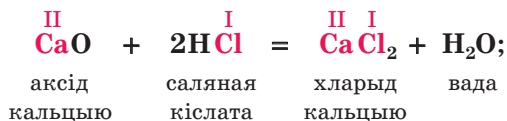
2. Узаемадзеянне з кіслотамі

Практычна ўсе асноўныя аксіды рэагуюць з кіслотамі з утварэннем солей і вады па агульнай схеме:



Трэба памятаць, што ў солі, якая ўтвараецца, валентнасць металу такая ж, як у зыходным аксідзе, а валентнасць кіслотнага астатку такая ж, як у зыходнай кіслаце.

Прывядзём прыклады ўраўненняў рэакцый, якія праходзяць у адпаведнасці з гэтай схемай:



Паколькі асноўныя аксіды рэагуюць з кіслотамі з утварэннем солей і вады, гэтым аксідам можна даць іншае азначэнне.

Асноўнымі называюцца аксіды, якія рэагуюць з кіслотамі з утварэннем солей і вады.

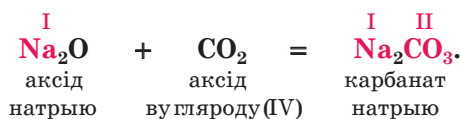
3. Узаемадзеянне з кіслотнымі аксідамі

Асноўныя аксіды рэагуюць з кіслотнымі аксідамі з утварэннем солей у адпаведнасці з агульнай схемай:

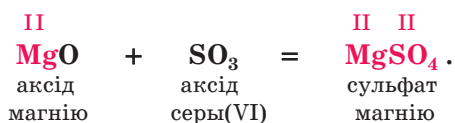


Варта запомніць, што ў солі, якая ўтвараецца, валентнасць металу такая ж, як і ў зыходным асноўным аксідзе. У састаў солі ўваходзіць астатак той кіслаты, якая адпавядае кіслотнаму аксиду, што ўступае ў рэакцыю.

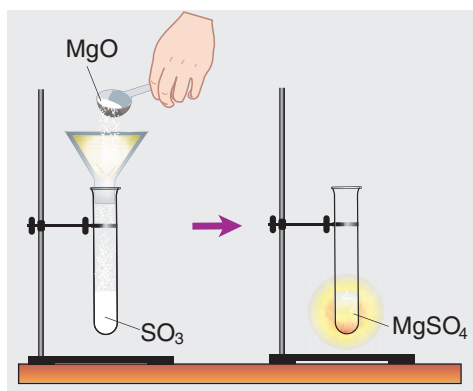
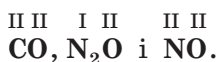
Напрыклад, калі ў рэакцыю ўступае кіслотны аксід CO_2 , якому адпавядае кіслата H_2CO_3 , то ў састаў солі будзе ўваходзіць астатак гэтай кіслаты, г. зн. CO_3 . Яго валентнасць, як вы ўжо ведаеце, роўна II:



Калі ж у рэакцыю ўступае кіслотны аксід SO_3 , якому адпавядае кіслата H_2SO_4 , то ў саставе солі, якая ўтвараецца, будзе астатак гэтай кіслаты, г. зн. SO_4 з валентнасцю, роўнай II (мал. 13):



Паколькі разгледжаныя намі кіслотныя і асноўныя аксіды ў выніку розных рэакцый *утвараюць солі*, іх называюць **салеўтваральнымі**. Існуе, аднак, невялікая група аксідаў, якія *не ўтвараюць солей* і называюцца **несалеўтваральнымі**. Гэта аксіды



Мал. 13. Рэакцыя аксиду магнію з аксідам серы(VI)

Асноўныя аксіды Li_2O , Na_2O , K_2O , CaO , BaO рэагуюць з вадой з утварэннем асноў (асноўных гідраксідаў).

Асноўныя аксіды CuO і FeO з вадой не рэагуюць.

Практычна ўсе асноўныя аксіды рэагуюць з кіслотамі з утварэннем солей і вады.

Асноўныя аксіды рэагуюць з кіслотнымі аксідамі з утварэннем солей.

Кіслотныя і асноўныя аксіды з'яўляюцца солейутваральнымі. Несольутваральныя аксіды — CO , N_2O , NO .

Пытанні і заданні

1. Запішыце хімічныя формулы чатырох вядомых вам асноўных аксідаў. Растлумачце, чаму яны адносяцца да гэтай групы аксідаў.
2. Як у агульным выглядзе называюцца прадукты рэакцый асноўных аксідаў з вадой? Да якога класа неарганічных рэчываў яны адносяцца? Ці ўсе асноўныя аксіды рэагуюць з вадой?
3. У якім з асноўных аксідаў — K_2O або CaO — масавая доля кіслароду найбольшая? Напішыце ўраўненне рэакцыі гэтага аксіду з вадой.
4. Разлічыце масу аксіду калію, пры ўзаемадзеянні якога з вадой утвараецца адпаведная аснова масай 42 г.
5. Разлічыце масу гідраксіду кальцыю, які ўтвараецца пры ўзаемадзеянні адпаведнага асноўнага аксіду масай 112 г з вадой.
6. Якія рэчывы ўтвараюцца пры ўзаемадзеянні асноўных аксідаў з кіслотамі? Запішыце тры ўраўненні адпаведных рэакцый і назавіце рэчывы, якія ўтвараюцца.
7. Разлічыце масу азотнай кіслаты, якая прарэагавала з асноўным аксідам, калі ў выніку рэакцыі ўтварыўся нітрат калію масай 40,4 г.
8. Якія рэчывы ўтвараюцца пры ўзаемадзеянні асноўных аксідаў з кіслотнымі аксідамі? Запішыце тры ўраўненні адпаведных рэакцый і назавіце рэчывы, якія ўтвараюцца.
9. Знайдзіце аб'ём (н. у.) вуглякіслага газу, які прарэагуе з аксідам кальцыю масай 14 г, і разлічыце масу солі, якая пры гэтым утвараецца.
10. Разлічыце масы аксіду калію і аксіду фосфару(V), пры ўзаемадзеянні якіх утвараецца соль масай 42,4 г.

Рыхтуемса да алімпіяд

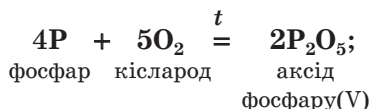
1. Маса сумесі аксідаў натрыю і магнію роўна 40 г, а масавая доля рэчыва з меншай малярнай масай у гэтай сумесі роўна 22,5 %. Разлічыце масу азотнай кіслаты, якая прарэагуе з названай сумессю аксідаў, і масу сумесі солей, якія ўтвараюцца ў выніку рэакцый.

§ 15. Атрыманне і прымяненне аксідаў

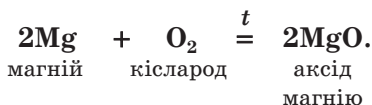
Некаторыя аксіды, напрыклад H_2O , SiO_2 , Fe_2O_3 , сустракаюцца ў прыродзе, іншыя — атрымліваюць штучна з дапамогай хімічных рэакцый. Найважнейшыя з іх — узаемадзеянне простых і складаных рэчываў з кіслародам (акісленне), раскладанне некаторых складаных рэчываў пры награванні. Разгледзім гэтыя рэакцыі.

1. Узаемадзеянне простых рэчываў з кіслародам

Некаторыя аксіды ўтвараюцца ў выніку спалвання ў кіслародзе (або ў паветры) адпаведных простых рэчываў. Так можна атрымаць аксіды фосфару(V) (мал. 14), магнію, вугляроду(IV), серы(IV) і шэрага іншых элементаў:

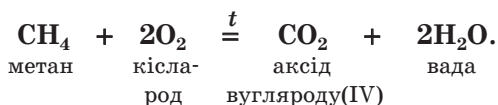
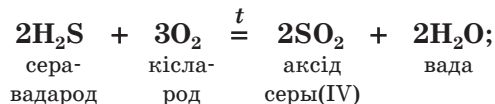


Мал. 14. Гарэнне фосфару ў кіслародзе



2. Узаемадзеянне складаных рэчываў з кіслародам

Аксіды таксама можна атрымліваць спалваннем у кіслародзе і некаторых складаных рэчываў, напрыклад:



3. Раскладанне некаторых солей пры награванні



Прымяненне аксідаў

Адзін з аксідаў, якія найбольш шырока выкарыстоўваюцца, — вада H_2O , аб прымяненні яе ў побыце, тэхніцы і прамысловасці вы ўжо ведаеце.

Разнастайнае прымяненне знаходзяць і некаторыя іншыя аксіды (мал. 15). Так, напрыклад, з аксіду жалеза(III) Fe_2O_3 , які ўваходзіць у састаў жалезных руд, у прамысловасці атрымліваюць жалеза, а з аксіду алюмінію Al_2O_3 — алюміній. Аксід алюмінію ўжываюць таксама для вырабу штучных каштоўных камянёў — рубіну і сафіру. Дробныя крышталі гэтага аксіду прымяняюцца ў вытворчасці наждачнай паперы.

Аксід вугляроду(IV) CO_2 (вуглякіслы газ) выкарыстоўваюць у харчовай прамысловасці для вырабу газіраваных напояў, для павелічэння тэрміну захоўвання садавіны і агародніны (харчовая дабаўка E290). Паколькі гэта рэчыва не гарыць і не падтрымлівае гарэння, ім напаўняюць вуглекіслотныя вогнетушыцелі. У Беларусі хладонавыя і вуглекіслотныя вогнетушыцелі «Іней» вырабляюць на Віцебскім прадпрыемстве «Пажтэхніка». Іх выкарыстоўваюць для тушэння пажараў пры ўзгаранні цвёрдых матэрыялаў — пластыку, паперы, тканіны, скуры, металаў.



Мал. 15. Прымяненне аксідаў



Упершыню газіраваную ваду прыгатаваў у 1767 г. англійскі хімік, першаадкрывальнік кіслароду Дж. Пристлі. Ён пакінуў на некаторы час адкрытай пасудзіну з халоднай вадой у ёмістасці з вуглякіслым газам. Невялікая колькасць гэтага газу растварылася ў вадзе, надаўшы ёй добра знаёмы нам смак газіроўкі.

Цвёрды аксід вугляроду(IV) CO_2 пад назвай «сухі лёд» прымяняюць для моцнага ахаладжэння розных матэрыялаў да тэмпературы -78°C .

Даволі шырока выкарыстоўваецца і аксід серы(IV) SO_2 (сярністы газ). Ён знаходзіць прымяненне для дэзінфекцыі складскіх памяшканняў, знішчэння шкодных насякомых і бактэрый, для адбелвання паперы.

Аксід крэмнію(IV) SiO_2 выкарыстоўваецца ў вытворчасці шкла, паўкаштоўных камянёў і ўпрыгожванняў (крышталі Свароўскі).

У Рэспубліцы Беларусь найстарэйшым прадпрыемствам па вытворчасці шкла і вырабаў з крышталю з'яўляецца шклозавод «Нёман» (г. Бярозаўка Гродзенскай вобласці). У цяперашні час на гэтым прадпрыемстве акрамя посуду са шкла і крышталю вырабляецца ізаляцыйнае штапельнае шкловалакно высокай якасці «НЁМАН+». Асноўнай сыравінай для яго вытворчасці з'яўляюцца кварцавы пясок і шклабой.

Аксід крэмнію(IV) прымяняецца таксама для вырабу цэменту — найважнейшага будаўнічага матэрыялу. У нашай краіне яго вырабляюць на прадпрыемствах холдынгу «Беларуская цэментная кампанія» — ААТ «Беларускі цэментны завод», ААТ «Крычаўцэменташыфер» і ААТ «Краснасельскбудматэрыялы».

Аксід кальцыю CaO пад назвай «нягашаная вапна» прымяняюць для вырабу розных будаўнічых матэрыялаў.

Аксіды некаторых іншых металаў знаходзяць прымяненне ў вытворчасці фарбаў. Так, напрыклад, аксід жалеза(III) Fe_2O_3 выкарыстоўваюць для вырабу фарбы карычневага колеру, аксід хрому(III) Cr_2O_3 — зялёнага колеру, аксід цынку ZnO і аксід тытану(IV) TiO_2 — белага колеру.

Аксіды ў прыродзе

Аксіды шырока распаўсюджаны ў прыродзе. Яны змяшчаюцца ў атмасферы, гідрасферы і літасферы нашай планеты.

Самым распаўсюджаным аксідам у атмасферы і гідрасферы з'яўляецца вада H_2O , а ў літасферы — аксід крэмнію(IV) SiO_2 , які сустракаецца ў выглядзе прыгожых крышталёў кварцу і кварцавага



Мал. 16. Акід крэмнію ў прыродзе: 1 — крышталічны кварц, 2 — кварцавы пясок

пяску (мал. 16). Ён выкарыстоўваецца ў вытворчасці шкла, керамічных вырабаў і як будаўнічы матэрыял.

У паветры змяшчаецца невялікая колькасць аксиду вугляроду(IV) (вуглякіслага газу). Разам з вадой ён удзельнічае ў працэсе фотасінтэзу, у выніку якога зялёныя расліны вылучаюць у навакольнае асяроддзе кісларод.

Найбольшая колькасць аксідаў сустракаецца ў літасферы. Яны ўваходзяць у састаў глебы, горных парод, руд і мінералаў.

Акіды ўтвараюцца пры ўзаемадзеянні кіслароду з простымі і складанымі рэчывамі, а таксама ў выніку раскладання некаторых солей пры іх награванні.

Акіды знаходзяць шырокае практычнае прымяненне ў прамысловасці і ў побыце.

Акіды — вада H_2O і вуглякіслы газ CO_2 — удзельнічаюць у працэсе фотасінтэзу.

Пытанні і заданні

1. Якія акіды ўтвараюцца пры гарэнні ў кіслародзе простых рэчываў — серы, вугляроду і кальцыю? Напішыце ўраўненні адпаведных рэакцый.
2. Напішыце ўраўненні рэакцый утварэння аксідаў пры гарэнні ў кіслародзе наступных складаных рэчываў: PH_3 , SiH_4 . У аксідах, што ўтварыліся, валентнасць фосфару роўна V, а валентнасць крэмнію — IV.
3. Пры награванні якой солі ўтвараюцца асноўны і кіслотны акіды CaO і CO_2 ? Напішыце ўраўненне рэакцыі.
4. Што такое «сухі лёд»? Якая яго хімічная формула?
5. Які акід выкарыстоўваецца пры вырабе ўпрыгожванняў — крышталёў Свароўскі?

6. Які аксід найбольш распаўсюджаны ў атмасферы і гідрасферы, а які — у літасферы?
7. Разлічыце масу фосфару і аб'ём (н. у.) кіслароду, пры ўзаемадзеянні якіх утвараецца аксід фосфару(V) масай 28,4 г.
8. Чаму пры гарэнні прыроднага газу ў кухні павышаецца вільготнасць паветра? Разлічыце масу вады (г), якая ўтвараецца пры згаранні ў кіслародзе метану аб'ёмам 56 дм³ (н. у.).

Рыхтуемся да алімпіяд

1. Дзе прымяняецца аксід саставу ЭО_2 , у якім масавая доля атамаў Э складае 27,3 %?

§ 16. Кіслоты. Састаў і класіфікацыя кіслот

Другі вельмі важны клас неарганічных рэчываў — **кіслоты**. Гэта назва паходзіць ад слова «кіслы», паколькі практычна ўсе рэчывы гэтага класа маюць знаёмы вам кіслы смак. Яны сустракаюцца ў прыродзе, знаходзяць прымяненне ў побыце, выкарыстоўваюцца ў прамысловасці для атрымання розных рэчываў.

Састаў і фізічныя ўласцівасці кіслот

Вы ўжо ведаеце, што **кіслоты** — складаныя рэчывы, у малекулах якіх змяшчаюцца атамы вадароду, здольныя змяшчацца атамамі металаў, і кіслотныя астаткі.

Прыклады кіслот: **HCl**, **HNO₃**, **H₂CO₃**, **H₂SO₄**, **H₃PO₄**. Колькасць атамаў вадароду ў малекулах кіслот часцей за ўсё прымае значэнні ад 1 да 3 і называецца **асноўнасцю кіслот**.

Назвы найважнейшых кіслот і іх кіслотных астаткаў прыведзены ў табліцы 1.

Табліца 1. Назвы найважнейшых кіслот і кіслотных астаткаў

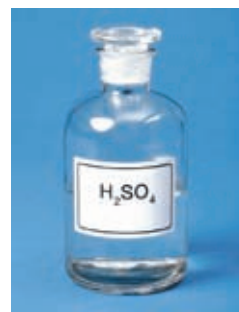
Назва кіслаты	Формула кіслаты	Формула і валентнасць кіслотнага астатку	Назва кіслотнага астатку
Саляная (хлоравадародная)	HCl	Cl(I)	хларыд
Серавадародная	H ₂ S	S(II)	сульфід

Працяг табліцы

Назва кіслаты	Формула кіслаты	Формула і валентнасць кіслотнага астатку	Назва кіслотнага астатку
Азотная	HNO_3	NO_3 (I)	нітрат
Серная	H_2SO_4	SO_4 (II)	сульфат
Сярністая	H_2SO_3	SO_3 (II)	сульфіт
Вугальная	H_2CO_3	CO_3 (II)	карбанат
Крэмніевая	H_2SiO_3	SiO_3 (II)	сілікат
Фосфарная	H_3PO_4	PO_4 (III)	фасфат

Звярніце ўвагу на тое, што назвы астаткаў бескіслародных кіслот заканчваюцца суфіксамі **-ыд** або **-ід**. У назвах астаткаў кіслародзмяшчальных кіслот прысутнічаюць суфіксы **-ат** або **-іт**.

Напомнім, што *ўсе кіслародзмяшчальныя кіслоты адносяцца да кіслотных гідраксідаў*. У чыстым выглядзе яны ўяўляюць сабой бясколерныя вадкасці (мал. 17).



Мал. 17. Знешні выгляд некаторых кіслот

Класіфікацыя кіслот

Паколькі колькасць вядомых кіслот велізарная, іх класіфікуюць па наступных прыметах.

Па колькасці атамаў вадароду, здольных замяшчацца на метал (г. зн. па асноўнасці), кіслоты дзеляцца на:

- **аднаасноўныя** — з адным атамам вадароду ў малекулах, напрыклад HCl , HNO_3 ;

- **двухасноўныя** — з **двума** атамамі вадароду ў малекулах, напрыклад H_2SO_4 , H_2SO_3 , H_2S , H_2CO_3 ;

- **трохасноўныя** — з **трыма** атамамі вадароду ў малекулах, напрыклад H_3PO_4 .

Па наяўнасці або адсутнасці атамаў кіслароду ў малекулах адрозніваюць кіслоты:

- **бескіслародныя** — HCl , H_2S . Іх агульная формула — $\text{H}_x\text{Э}$;

- **кіслародзмяшчальныя** — HNO_3 , H_2SO_4 , H_2SiO_3 , H_2CO_3 , H_3PO_4 .

Агульная формула такіх кіслот — $\text{H}_x\text{ЭO}_y$.

Па растваральнасці ў вадзе кіслоты дзеляцца на растваральныя і нерастваральныя. Большасць кіслот добра раствараюцца ў вадзе. Да нерастваральных адносіцца кіслата H_2SiO_3 .



Па лятучасці (здольнасці выпарацца) кіслоты можна падзяліць на нелютучыя і лютучыя. Нелютучыя кіслоты — H_2SO_4 і H_3PO_4 . Як правіла, самі гэтыя кіслоты і іх водныя растворы не маюць паху. Лютучыя кіслоты — HCl , H_2S , HNO_3 . Іх растворы маюць спецыфічны пах.

Кіслоты ў прыродзе

Кіслоты даволі шырока распаўсюджаны ў прыродзе. Да гэтага часу вы найбольш часта сутыкаліся з імі, ужываючы ў ежу розныя прадукты з кіслым смакам — садавіну, кефір, кіслую капусту і марынаваную агародніну, у якіх прысутнічаюць розныя кіслоты. Найбольш часта яны ўтвараюцца ў раслінах і змяшчаюцца ў іх пладах або лістах, якія мы ўжываем у ежу. У розных раслінах утвараюцца розныя кіслоты: у лімонах пераважае лімонная, у яблыках — яблычная, а ў шчаўі — шчаўевая. Вядомы таксама прыродныя кіслоты, якія змяшчаюцца ў арганізмах некаторых насякомых, напрыклад мурашак (мурашыная кіслата).



Некаторыя малюскі і павукі выкарыстоўваюць кіслоты, якія ўтвараюцца ў іх арганізмах, для напаўнення ці абароны. Напрыклад, серная кіслата змяшчаецца ў сакрэце слінных залоз бруханогіх малюскаў сямейства касіс. Палючы на марскіх вожыкаў, яны «ўпырскваюць» сваім ахвярам смяротную дозу сернай кіслаты. Едкі сакрэт, які змяшчае воцатную кіслату (канцэнтрацыя каля 80 %), «выстрэльваюць» у выпадку небяспекі субтрапічныя павукападобныя тэліфоны.

Малочная кіслата, якая надае кіслы смак кефіру, утвараецца пры скісанні малака ці капусты, а воцатная кіслата — пры скісанні віна. Усе гэтыя кіслоты адносяцца да арганічных кіслот, з якімі вы пазнаёміцеся пазней.

Неарганічныя кіслоты, якія вы вывучаеце зараз, таксама сустракаюцца ў прыродзе. Напрыклад, серавадародная H_2S і вугальная H_2CO_3 кіслоты змяшчаюцца ў водах некаторых мінеральных крыніц. Салёная кіслата HCl уваходзіць у састаў страўнікавага соку чалавека. Азотная HNO_3 і серная H_2SO_4 кіслоты ў невялікіх колькасцях утвараюцца ў атмасферы і могуць сустракацца ў дажджавой вадзе (кіслотныя дажджы).

Кіслоты — складаныя рэчывы, у малекулах якіх змяшчаюцца атамы вадароду, здольныя змяшчацца атамамі металаў, і кіслотныя астаткі.

Кіслоты класіфікуюцца па колькасці атамаў вадароду, здольных змяшчацца на метал (г. зн. па асноўнасці), па наяўнасці або адсутнасці ў іх атамаў кіслароду.

Кіслоты шырока распаўсюджаны ў прыродзе.

Пытанні і заданні

1. Якія рэчывы называюцца кіслотамі? Напішыце формулы пяці вядомых вам кіслот і назавіце іх.
2. Як па формуле кіслаты можна вызначыць валентнасць кіслотнага астатку? Чаму роўна валентнасць астаткаў сернай, фосфарнай, салёнай і вугальнай кіслот? Як называюцца солі, якія змяшчаюць гэтыя кіслотныя астаткі?
3. Што такое асноўнасць кіслаты? Якія з прапанаваных кіслот — HNO_3 , H_2SO_4 , H_2SiO_3 , H_2CO_3 , H_3PO_4 , HCl — з'яўляюцца аднаасноўнымі, двухасноўнымі, трохасноўнымі?
4. Прывядзіце прыклады адной нерастваральнай у вадзе і трох растваральных у вадзе кіслот. Для выканання задання можна карыстацца табліцай растваральнасці, прыведзенай на форзацы 2 вучэбнага дапаможніка.
5. Газіроўку атрымліваюць, прапускаючы пад вялікім ціскам вуглякіслы газ праз чыстую пітную ваду. Пры гэтым частка растваранага газу рэагуе з вадой. Якая кіслата пры гэтым утвараецца?
6. Разлічыце хімічную колькасць крэмнёвай кіслаты, калі яе маса роўна масе азотнай кіслаты хімічнай колькасцю 2 моль.
7. Знайдзіце хімічную колькасць фосфарнай кіслаты, якую трэба дадаць да вады масай 36 г для атрымання сумесі (раствору) агульнай масай 55,6 г.

8. Разлічыце масу сумесі сернай і азотнай кіслот, хімічныя колькасці якіх роўны адпаведна 0,2 моль і 0,3 моль.
9. Маса сумесі сернай і азотнай кіслот роўна 32,2 г. Чаму роўны масы кожнай з кіслот, калі іх хімічныя колькасці аднолькавыя?

Рыхтуемся да алімпіяд

1. У малекуле вядомай вам кіслародзмяшчальнай кіслаты змяшчаецца 2 атамы вадароду, а яго масавая доля складае 3,23 %. Вызначыце, аб якой кіслаце ідзе гаворка.

§ 17. Хімічныя ўласцівасці кіслот. Змяненне афарбоўкі індикатараў. Узаемадзеянне з металамі

Паколькі ў састаў любой кіслаты ўваходзяць атамы **H**, здольныя змяшчацца атамамі металаў, усе кіслоты ў водных растворах праяўляюць падобныя хімічныя ўласцівасці, якія называюцца **кіслотнымі**. Веданне гэтых уласцівасцей вельмі важна для далейшага вывучэння хіміі, таму пазнаёмімся з імі больш падрабязна і сістэматызуем нашы веды.

1. Змяненне афарбоўкі індикатараў

Вы ўжо ведаеце, што для доказу наяўнасці кіслаты ці шчолачы ў растварах можна выкарыстоўваць спецыяльныя рэчывы — **індикатары** — лакмус, метыларанж і фенолфталеін.



Слова «індикатар» паходзіць ад лацінскага «*indicatio*», што азначае «вызначаю, паказваю». Індикатары — складаныя арганічныя рэчывы. Некаторыя з іх маюць прыроднае паходжанне. Напрыклад, лакмус змяшчаецца ў некаторых відах лішайнікаў, з якіх яго і здабываюць.

У якасці індикатараў у дамашніх умовах можна выкарыстоўваць сокі некаторых ягад (чарніц, чарнаплоднай рабіны, ажын) і агародніны (чырвоначаннай капусты).

Так, напрыклад, у растворах кіслот фіялетавая афарбоўка лакмусу і аранжавая афарбоўка метыларанжу змяняюцца на чырвоную. Фенолфталеін у прысутнасці кіслот застаецца бясколерным.

2. Узаемадзеянне з металамі

З курса хіміі 7-га класа вам вядома, што кіслоты ў водных растворах рэагуюць з металамі. У выніку гэтых рэакцый утвараюцца складаныя рэчывы — солі і вылучаецца простае рэчыва — вадарод.

КІСЛАТА

+

МЕТАЛ

→

СОЛЬ

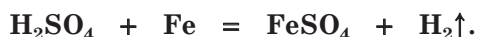
+

ВАДАРОД

У такія рэакцыі ўступаюць як бескіслародныя, так і кіслародзмяшчальныя кіслоты (акрамя HNO_3), напрыклад (мал. 18):

саяная
кіслатаалюмі-
нійхларыд
алюмінію

вадарод

серная
кіслата

жалеза

сульфат
жалеза(II)

вадарод

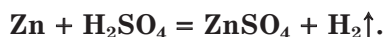
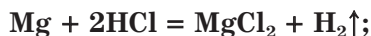


Мал. 18. Рэакцыі кіслот з металамі: 1 — саянай кіслаты з алюмініем, 2 — сернай кіслаты з жалезам

Прынцыповая магчымасць і інтэнсіўнасць праходжання такіх рэакцый вызначаецца становішчам металаў у радзе, які называецца **радам актыўнасці металаў**:

К Ca Na Mg Al Zn Fe Ni Sn Pb H_2 Cu Hg Ag Pt Au

Металы, змешчаныя ў дадзеным радзе злева ад вадароду H_2 , выцясняюць гэты газ з раствораў кіслот (акрамя HNO_3). Напрыклад, магній Mg і цынк Zn, размешчаныя злева ад H_2 , выцясняюць яго з раствораў HCl і H_2SO_4 :



Чым лявей у радзе размешчаны метал, тым вышэйшая яго хімічная актыўнасць і тым больш інтэнсіўна ён рэагуе з растворамі кіслот. У адпаведнасці з гэтым з двух металаў — Al і Fe — больш актыўным з'яўляецца алюміній Al . Калі ж параўнаць хімічную актыўнасць Mg і Zn , то больш актыўным з'яўляецца магній Mg .

Металы, якія стаяць у названым радзе справа ад H_2 , напрыклад Cu і Ag , не выцясняюць вадарод з кіслот:



Паколькі ў ходзе разгледжаных рэакцый атамы металаў замяшчаюць (выцясняюць) атамы вадароду ў малекулах кіслот, гэтыя рэакцыі адносяцца да **рэакцый замяшчэння**.

Кіслоты змяняюць афарбоўку некаторых індикатараў.

Металы, змешчаныя ў радзе актыўнасці злева ад вадароду H_2 , выцясняюць вадарод з раствораў кіслот (акрамя HNO_3).

Пытанні і заданні

1. З прапанаванага спіса рэчываў выберыце тыя, якія рэагуюць з салянай кіслотай: Cu , Al , M , S , Au . Напішыце ўраўненні адпаведных рэакцый і назавіце іх прадукты.
2. Напішыце ўраўненні рэакцый, якія праходзяць у растворы паміж салянай кіслотай і жалезам; сернай кіслотай і алюмініем. Да якіх класаў адносяцца прадукты гэтых рэакцый? Назавіце іх.
3. У дзвюх аднолькавых склянках без этыкетак знаходзяцца бясколерныя вадкасці, адна з якіх вада, а другая — раствор сернай кіслаты. Якімі спосабамі можна распазнаць, у якой са склянак знаходзіцца кіслата? Абгрунтуйце прапанаваныя вамі спосабы і напішыце адпаведныя ўраўненні рэакцый.
4. Водны раствор сернай кіслаты выкарыстоўваецца ў аўтамабільных акумулятарах. Аўтааматар Васіль вырашыў захаваць гэты раствор у шчыльна зачыненай жалезнай каністры. Падумайце, якімі могуць быць непрыемныя наступствы гэтага «эксперымента». Пра якую ўласцівасць кіслот Васіль зусім забыўся?
5. Разлічыце масу сернай кіслаты, якая ў водным растворы прарэагуе з жалезам масай 11,2 г.
6. Знайдзіце аб'ём (н. у.) вадароду, які вылучыцца ў выніку рэакцыі салянай кіслаты з алюмініем масай 5,4 г.

Рыхтуемса да алімпіяд

1. Сумесь медзі і жалеза агульнай масай 160 г апрацавалі раствором сернай кіслаты, у выніку чаго вылучыўся газ аб'ёмам 44,8 дм³ (н. у.). Разлічыце масавую долю медзі ў названай сумесі і масу сернай кіслаты, якая прараэагавала.

§ 18. Хімічныя ўласцівасці кіслот.

Узаемадзеянне з асноўнымі аксідамі і асновамі.

Рэакцыі з солямі

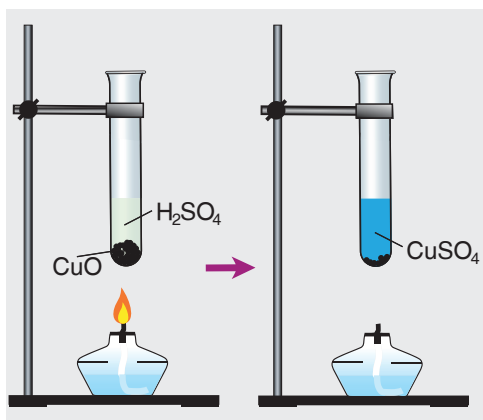
Кіслоты, якія з'яўляюцца хімічна актыўнымі рэчывамі, рэагуюць не толькі з простымі рэчывамі металамі. Яны ўступаюць у рэакцыі і з рознымі складанымі злучэннямі — асноўнымі аксідамі, асновамі, солямі. Пазнаёмімся з гэтымі працэсамі бліжэй.

1. Рэакцыі з асноўнымі аксідамі

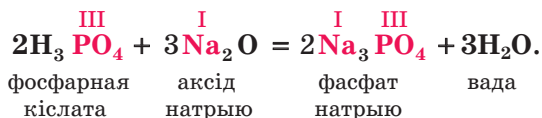
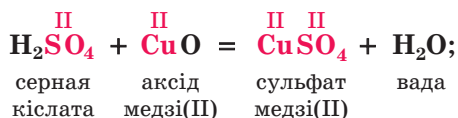
Вывучыўшы хімічныя ўласцівасці асноўных аксідаў, вы даведаліся, што яны рэагуюць з кіслотамі з утварэннем солей і вады. Ведаючы гэта, вы можаце сцвярджаць, што кіслоты рэагуюць з асноўнымі аксідамі, утвараючы тыя ж прадукты, г. зн. солі і ваду:



Прывядзём прыклады ўраўненняў рэакцый, якія праходзяць у адпаведнасці з гэтай схемай (мал. 19):



Мал. 19. Рэакцыя сернай кіслаты з аксідам медзі(II)



Звярніце ўвагу на тое, што ў солі, якая ўтвараецца, валентнасць металу такая ж, як у зыходным аксідзе, а валентнасць кіслотнага астатку такая ж, як у зыходнай кіслаце.

Разгледжаныя рэакцыі адносяцца да **рэакцый абмену**, паколькі ў пра-

цэсе ўзаемадзеяння зыходныя складаныя рэчывы абменьваюцца сваімі састаўнымі часткамі.

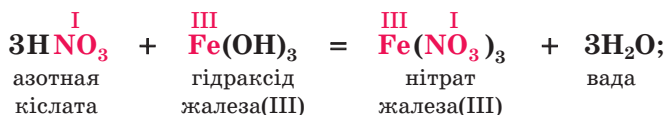
2. Узаемадзеянне з асновамі

З курса хіміі 7-га класа вам вядома, што асновы рэагуюць з кіслотамі з утварэннем солей і вады. А што ж утвараецца пры ўзаемадзеянні кіслот з асновамі? Правільна, тыя ж самыя прадукты — солі і вада! Мы яшчэ раз пераконваемся, што састаў канчатковых рэчываў не залежыць ад таго, у якім парадку змешваюцца зыходныя рэчывы. Такім чынам, запомніце схему, паводле якой кіслоты рэагуюць з асновамі:



Адзначым, што ў солі, якая ўтвараецца, валентнасць металу такая ж, як у зыходнай аснове, а валентнасць кіслотнага астатку такая ж, як у зыходнай кіслаце.

Кіслоты рэагуюць як з нерастваральнымі (мал. 20), так і з растваральнымі асновамі, напрыклад:



Мал. 20. 1 — гідраксід жалеза(III); 2 — рэакцыя азотнай кіслаты з гідраксідам жалеза(III)

Рэакцыі гэтага тыпу, як і рэакцыі кіслот з асноўнымі аксідамі, адносяцца да **рэакцый абмену**.

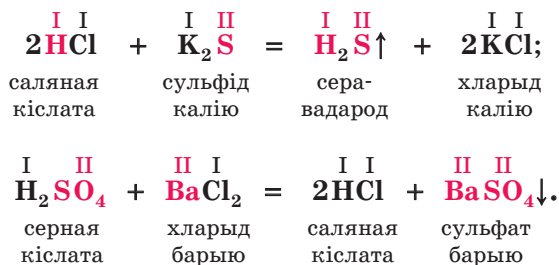
Напомнім, што рэакцыі *растваральных асноў з кіслотамі называюцца рэакцыямі нейтралізацыі*. На практыцы яны выкарыстоўваюцца ў выпадку аварый, звязаных з выкідам кіслот. Іх нейтралізуюць растворамі шчолачаў.

3. Узаемадзеянне з солямі.

Яшчэ адзін клас складаных рэчываў, з якімі кіслоты могуць уступаць у хімічнае ўзаемадзеянне, — солі. Рэакцыі гэтага тыпу ідуць у адпаведнасці з агульнай схемай:



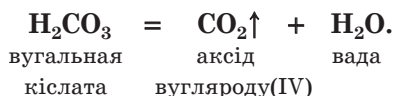
Аднак адразу заўважым, што кіслата рэагуе ў растворы з соллю толькі ў тым выпадку, калі ў выніку рэакцыі вылучаецца газ (↑) або ўтвараецца нерастваральнае рэчыва, якое выпадае ў асадак (↓) (мал. 21). Прыклады такіх рэакцый:



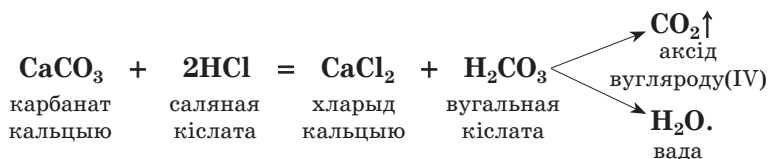
Мал. 21. Рэакцыі: 1 — саянай кіслаты з сульфідам калію, 2 — сернай кіслаты з хларыдам барыю

Відавочна, што рэакцыі гэтага тыпу, як і дзвюх папярэдніх, адносяцца да **рэакцый абмену**.

Вядома некалькі кіслот, якія даволі лёгка раскладаюцца на адпаведны кіслотны аксід і ваду. Да такіх кіслот адносяцца, напрыклад, вугальная H_2CO_3 , сярністая H_2SO_3 і крэмніевая H_2SiO_3 кіслоты. Вугальная кіслата раскладаецца на кіслотны аксід CO_2 і ваду ўжо пры пакаёвай тэмпературы:



Па гэтай прычыне ў выніку рэакцыі карбанату кальцыю з сяляннай кіслотой разам з хларыдам кальцыю ўтвараюцца вуглякіслы газ і вада:



Крэмніевая кіслата раскладаецца на кіслотны аксід і ваду пры награванні.

Адным з напрамкаў практычнага прымянення рэакцый кіслот з солямі ў сельскай гаспадарцы Рэспублікі Беларусь з'яўляецца раскисленне глеб. Глебы з павышаным утрыманнем кіслот малапрыдатныя для вырошчвання сельскагаспадарчых культур. Для памяншэння ўтрымання кіслот у глебы ўносяць даламіт — прыродную сумесь карбанатаў кальцыю і магнію. Гэтыя солі рэагуюць з кіслотамі, што змяшчаюцца ў глебах, урадлівасць якіх з-за гэтага павышаецца.

Кіслоты рэагуюць з асноўнымі аксідамі і асновамі з утварэннем солі і вады.

Кіслоты рэагуюць з солямі з утварэннем новай кіслаты і новай солі пры ўмове, што ў выніку рэакцыі ўтвараецца асадак або вылучаецца газ.

Некаторыя няўстойлівыя кіслоты раскладаюцца на кіслотны аксід і ваду.

Пытанні і заданні

1. З прапанаванага спіса рэчываў выберыце тыя, што рэагуюць з салянай кіслотай: CO_2 , CaO , P , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, H_2O , K_2CO_3 , H_2S . Напішыце ўраўненні адпаведных рэакцый і назавіце іх прадукты.
2. Напішыце ўраўненні рэакцый, якія праходзяць у растворы паміж салянай кіслотай і аксідам кальцыю; азотнай кіслотай і гідраксідам магнію; сернай кіслотай і карбанатам калію. Да якога тыпу рэакцый яны адносяцца? Назавіце рэчывы, якія ўтвараюцца.
3. Якая рэакцыя называецца рэакцыяй нейтралізацыі? Прывядзіце прыклады кіслот і асноў, якія могуць рэагаваць паміж сабой. Напішыце ўраўненні адпаведных рэакцый.
4. Напішыце ўраўненні рэакцый, пры дапамозе якіх можна ажыццявіць паслядоўныя ператварэнні:
 - а) аксід фосфару(V) $\rightarrow$ фосфарная кіслата $\rightarrow$ фосфат цынку;
 - б) аксід серы(VI) $\rightarrow$ серная кіслата $\rightarrow$ вадарод $\rightarrow$ вада.
5. У дзвюх аднолькавых склянках без этыкетак знаходзіцца бясколерныя вадкасці, адна з якіх — вада, а другая — саляная кіслата. З дапамогай якога з прапанаваных рэчываў — Cu або CaCO_3 — можна распазнаць, у якой са склянак знаходзіцца кіслата? Абгрунтуйце ваш выбар і напішыце адпаведнае ўраўненне рэакцыі.
6. Саляная кіслата ўваходзіць у састаў некаторых сродкаў бытавой хіміі для зняцця налёту іржы з паверхні ваннаў, ракавін, унітазаў. Прыняўшы ўмоўна, што адным з кампанентаў іржы з'яўляецца гідраксід жалеза(III), складзіце ўраўненне яго рэакцыі з названай кіслотай.
7. Разлічыце масу азотнай кіслаты, якая прарэагуе з аксідам кальцыю масай 14 г.
8. У выніку рэакцыі карбанату кальцыю з салянай кіслотай вылучыўся газ аб'ёмам $6,72 \text{ дм}^3$ (н. у.). Разлічыце хімічную колькасць кіслаты, якая прарэагавала, і масу ўтворанай солі.
9. Разлічыце масу гідраксиду натрыю, неабходнага для нейтралізацыі сернай кіслаты, якая змяшчаецца ў растворы масай 200 г, у якім масавая доля H_2SO_4 роўна 9,8 %.



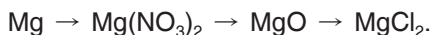
Дамашні эксперымент

Як вам ужо вядома, у расоле кіслай капусты, як і ў кефіры, змяшчаецца малочная кіслата. Па сваіх уласцівасцях яна падобная да многіх іншых кіслот: змяняе афарбоўку індыкатараў, узаемадзейнічае з некаторымі солямі. Даследуем гэта ў дамашніх умовах. У 7-м класе вы даследавалі індыкатарныя ўласцівасці соку чарніц, чырвонакачаннай капусты, плястэкаў фіялкі. Скарыстаемся імі і пашырым наш эксперымент рэакцыяй кіслаты з соллю.

Вазьміце тры шклянкі і наліце ў іх па 1–2 см³ расолу кіслай капус-ты (або кефіру). Затым у першую шклянку прыліце трохі чарнічнага соку, у другую — насыпце кухонную соль на кончыку нажа. У трэцюю шклянку дадайце столькі ж пітной соды (соль вугальнай кіслаты). Якія змяненні вы назіраеце? Аб чым яны сведчаць? Раскажыце аб вашым даследаванні аднакласнікам і настаўніку.

Рыхтуемся да алімпіяд

1. Складзіце ўраўненні рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:



§ 19. Атрыманне і прымяненне кіслот

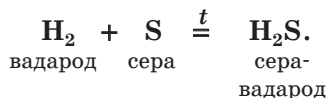
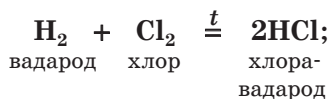
Практычна ўсе найважнейшыя кіслоты ў прамысловасці атрымліваюць з дапамогай розных хімічных рэакцый. Пазнаёмімся са спосабамі атрымання кіслот бліжэй.

Атрыманне кіслот

Для атрымання неарганічных кіслот выкарыстоўваюць рэакцыі розных тыпаў. Разгледзім найважнейшыя з іх.

1. Узаемадзеянне некаторых простых рэчываў неметалаў з вадародам

Так, напрыклад, пры спальванні вадароду ў хлоры ўтвараецца хлоравадарод, а пры прапусканні вадароду над нагрэтай серай атрымліваецца серавадарод:



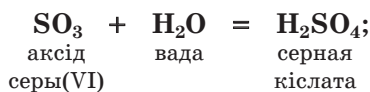
Газападобныя прадукты рэакцый, якія ўтвараюцца, — HCl і H_2S — раствараюць у вадзе і атрымліваюць адпаведныя бескіслародныя кіслоты — саяльную (хлоравадародную) HCl і серавадародную H_2S .

Да якога тыпу адносяцца разгледжаныя тут рэакцыі?

2. Узаемадзеянне кіслотных аксідаў з вадой

Вы ўжо ведаеце, што кіслотныя аксіды, акрамя SiO_2 , рэагуюць з вадой з утварэннем кіслот. Гэту ўласцівасць кіслотных аксідаў

выкарыстоўваюць для атрымання некаторых кіслародзмяшчальных кіслот, напрыклад сернай H_2SO_4 і фосфарнай H_3PO_4 :



У Беларусі азотная кіслата вырабляецца на ААТ «Гродна Азот». Серную і фосфарную кіслоты вырабляюць на ААТ «Гомельскі хімічны завод».

Прымяненне кіслот

Кіслоты шырока выкарыстоўваюцца ў наступных сферах дзейнасці чалавека: у побыце, у розных галінах прамысловасці, у медыцыне.

Некаторыя кіслоты мы з вамі можам знайсці дома. Напрыклад, у кожнай кухні ёсць воцат — водны раствор воцатнай кіслаты або парашок лімоннай кіслаты, якія выкарыстоўваюцца для прыгатавання ежы (мал. 22).



Мал. 22. Прымяненне кіслот

У прамысловасці найбольш шырока выкарыстоўваюцца серная, азотная, саяная і фосфарная кіслоты. Напрыклад, серную кіслату ўжываюць для вытворчасці мінеральных угнаенняў, мыйных сродкаў, для ачысткі нафтапрадуктаў. Растворы гэтай кіслаты выкарыстоўваюцца для запраўкі аўтамабільных электрааккумулятараў.

Азотная кіслата прымяняецца для атрымання мінеральных угнаенняў, выбуховых рэчываў, фарбавальнікаў, некаторых лекаў. Яна таксама выкарыстоўваецца для вызначэння ўтрымання золата ў ювелірных сплавах.

Саяную кіслату шырока ўжываюць для ачысткі паверхні металаў, у вытворчасці лекаў, пластмас, розных солей. Яна ўваходзіць у састаў сродкаў для ачысткі ракавін, ваннаў і іншага сантэхнічнага абсталявання ад вапнавага налёту і іржы.

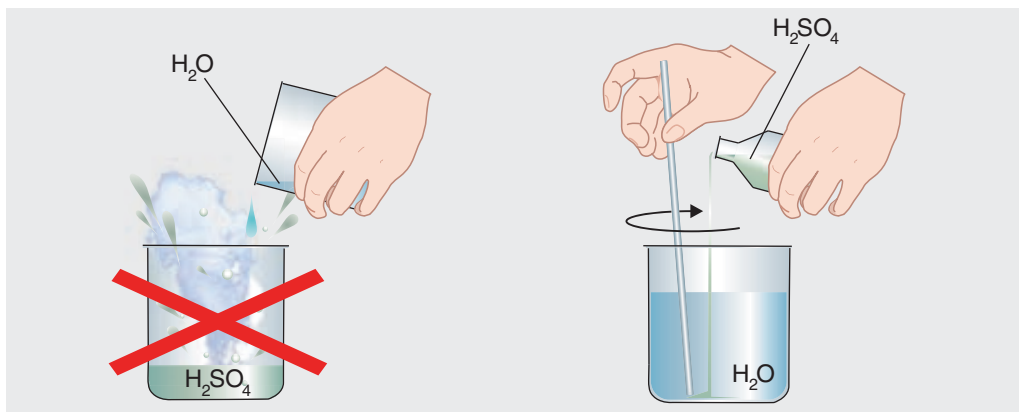
Фосфарная кіслата з'яўляецца зыходным рэчывам для атрымання каштоўных мінеральных угнаенняў, прымяняецца для абароны жалезных вырабаў ад іржаўлення. Яна таксама выкарыстоўваецца ў якасці рэгулятара кіслотнасці пры вырабе шэрага харчовых прадуктаў.

Вугальная кіслата змяшчаецца ва ўсіх газіраваных водах і напоях. Іх вырабляюць, насычаючы адпаведныя вадкасці вуглякіслым газам пад ціскам. Пры гэтым ён часткова рэагуе з вадой, утвараючы вугальную кіслату.

Меры засцярогі пры рабоце з кіслотамі

Кіслоты — едкія рэчывы. Асабліва небяспечныя серная, азотная і саяная кіслоты. Яны разбураюць скуру, паперу, драўніну, тканіны. Пападанне гэтых кіслот на скуру ці ў вочы можа прывесці да балючых хімічных апёкаў. Таму абыходзіцца з кіслотамі трэба вельмі асцярожна. Пры рабоце з імі трэба выкарыстоўваць сродкі абароны — спецыяльныя халаты, пальчаткі, акуляры.

Варта памятаць, што змешванне кіслот з вадой суправаджаецца вылучэннем цеплаты. Яно можа быць настолькі моцным, што вада, якая змяшчаецца ў растворы, амаль імгненна закіпае, распырскваючы ва ўсе бакі кроплі едкай вадкасці. Адбываецца гэта пры няправільным развядзенні, калі вадку ўліваюць у посуд з кіслотой. Справа ў тым, што вада значна лягчэйшая за кіслату і не паспявае раўнамерна змяшацца з ёй. Застаючыся зверху, першая ж порцыя дабаўленай вады ад судакранання з кіслотой хутка награвецца і бурна закіпае. Каб гэтага не здарылася, пры развядзенні кіслот, асабліва сернай, іх варта тонкім



Мал. 23. Прыгатаванне воднага раствора сернай кіслаты

струменьчыкам павольна ўліваць у вадку пры пастаянным памешванні шкляной палачкай (мал. 23). У гэтым выпадку цяжэйшая кіслата, апускаючыся ўніз, раўнамерна змешваецца з вадой. Цеплата, якая пры гэтым вылучаецца, таксама раўнамерна размяркоўваецца па ўсім раствору, які, як правіла, толькі нагрываецца, але не закіпае і не распырскваецца.

Пры пападанні на скуру ці ў вочы кіслату неабходна неадкладна змыць вялікай колькасцю праточнай вады, а затым прамыць пашкоджаны ўчастак растворам пітной соды. Пры неабходнасці трэба звярнуцца да ўрача.

Для атрымання кіслот выкарыстоўваюць рэакцыі:

- *вадароду з некаторымі неметаламі (хлор і сера);*
- *кіслотных аксідаў з вадой.*

Кіслоты знаходзяць шырокае прымяненне ў прамысловасці і побыце.

Кіслоты — едкія рэчывы, абыходзіцца з імі варта асцярожна.

Пытанні і заданні

1. Перапішыце вядомыя вам спосабы атрымання кіслот.
2. Як атрымліваюць сяляную і серавадародную кіслоты з простых рэчываў? Напішыце ўраўненні адпаведных рэакцый. Да рэакцый якога тыпу яны адносяцца?
3. З прапанаванага пераліку аксідаў — MgO , SO_3 , Al_2O_3 , SiO_2 , Na_2O , P_2O_5 , CO_2 — выберыце рэчывы, якія рэагуюць з вадой з утварэннем кіслот. Складзіце ўраўненні адпаведных рэакцый.

4. Якія кіслоты найбольш шырока выкарыстоўваюцца ў прамысловасці?
5. Якія меры засцярогі трэба выконваць пры рабоце з кіслотамі? Што трэба рабіць, калі кіслата патрапіла на адзенне, на скуру ці ў вочы?
6. Разлічыце агульны аб'ём (н. у.) вадароду і хлору, неабходны для атрымання хлоравадароду масай 109,5 г.
7. Разлічыце масу фосфарнай кіслаты, якая ўтвараецца пры ўзаемадзеянні аксиду фосфару(V) хімічнай колькасцю 0,25 моль з вадой.
8. Складзіце ўраўненні рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць ператварэнні:
 а) $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Mg_3(PO_4)_2$; б) $SO_3 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow H_2 \rightarrow H_2S \rightarrow K_2S$.

Рыхтуемца да алімпіяд

1. Агульная хімічная колькасць аксиду серы(VI) і аксиду фосфару(V) у іх сумесі роўна 0,3 моль. У выніку рэакцый гэтых аксідаў з вадой утварылася сумесь кіслот масай 34,3 г. Разлічыце масавую долю сернай кіслаты ў гэтай сумесі.

§ 20. Асновы

Вы ўжо ведаеце, што існуе цэлы клас складаных неарганічных рэчываў, у састаў якіх уваходзяць атамы металаў і групы **ОН**. Усе рэчывы гэтага класа рэагуюць з кіслотамі з утварэннем солей, г. зн. з'яўляюцца нібы «асновай» солей. Таму клас такіх рэчываў атрымаў назву «асновы». Такім чынам, **асновы** — *складаныя рэчывы, якія складаюцца з атамаў металаў і гідраксгруп ОН*.

Састаў асноў

Састаў усіх асноў можна выразіць адной агульнай формулай — $Me(OH)_x$, дзе **Me** — сімвал металу, а падрадкавы індэкс **x** — колькасць груп **ОН**, злучаных з адным яго атамам. Часцей за ўсё гэты лік прымае значэнні ад 1 да 3, напрыклад: **KOH**, **Mg(OH)₂**, **Al(OH)₃**.

Група **ОН** называецца **гідраксгрупай**. Слова **гідракса** складаецца з першых частак лацінскіх назваў элементаў вадароду (**Hydrogenium**) і кіслароду (**Oxygenium**), атамы якіх утвараюць гэту групу.

Валентнасць гідраксгрупы **ОН** заўсёды роўна I: $\overset{I}{OH}$. З прычыны гэтага ў формуле любой асновы колькасць груп **ОН** заўсёды лікава роўна валентнасці звязанага з імі атама металу:



Назва любой асновы складаецца са слова «гідраксід» і беларускай назвы металу ў родным склоне, напрыклад: NaOH — гідраксід натрыю. Калі метал праяўляе зменную валентнасць, то яе значэнне паказваецца рымскай лічбай у дужках пасля назвы металу, напрыклад:

$\overset{\text{II}}{\text{Fe}}(\overset{\text{I}}{\text{OH}})_2$ — гідраксід жалеза(II);

$\overset{\text{III}}{\text{Fe}}(\overset{\text{I}}{\text{OH}})_3$ — гідраксід жалеза(III).

Напомнім, што асновы NaOH , KOH , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$ адносяцца да асноўных гідраксідаў.

Класіфікацыя асноў

Па растваральнасці ў вадзе асновы дзеляцца на дзве групы:

- *растваральныя асновы*, да якіх адносяцца NaOH , KOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Яны маюць агульную назву — **шчолачы**. Пры пакаёвай тэмпературы гэта — цвёрдыя рэчывы белага колеру (мал. 24, 1);

- *нерастваральныя асновы*, напрыклад, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$ і некаторыя іншыя. Яны таксама ўяўляюць сабой цвёрдыя рэчывы, многія з якіх афарбаваны ў розныя колеры (мал. 24, 2).



Мал. 24. Знешні выгляд некаторых асноў: шчолачаў (1) і нерастваральных асноў (2)



Тэрмін «шчолач» паходзіць ад старарускага слова «щёлок». Так называлі вадкасць, якая атрымліваецца пры кіпячэнні сумесі вады з попелам раслін. Адзін з кампанентаў попелу рэагуе з вадой і ператвараецца ў гідраксід калію **КОН**. Рэчыва, якое змяшчаецца ў шчолаку, назвалі «шчолач». Пазней гэты тэрмін сталі выкарыстоўваць і для іншых раствараных у вадзе асноў.

Меры засцярогі пры рабоце са шчолачамі

Шчолачы — едкія рэчывы. Невыпадкава ў старых назвах шчолачаў прысутнічае слова «едкі». Напрыклад, гідраксід натрыю **NaOH** часам называюць «едкім натрам», а гідраксід калію **КОН** — «едкім калі». Кантакт шчолачы са скурай можа прывесці да балючых хімічных апёкаў, а пападанне шчолачаў у вочы — да слепаты. Таму абыходзіцца са шчолачамі трэба вельмі асцярожна. Пры рабоце з імі трэба выкарыстоўваць сродкі аховы — халаты, пальчаткі і акуляры.

Варта памятаць, што растварэнне цвёрдых шчолачаў у вадзе суправаджаецца вылучэннем цеплаты. Яно можа быць настолькі моцным, што вада, якая змяшчаецца ў растворы, можа закіпець, распырскваючы ва ўсе бакі кроплі едкай вадкасці. Каб гэтага не здарылася, для прыгатавання раствора шчолачы яе дадаюць у вадку невялікімі порцыямі пры пастаянным памешванні вадкасці шклянкой палачкай. Цеплата, якая пры гэтым вылучаецца, раўнамерна размяркоўваецца па ўсім раствору. Ён пры гэтым, як правіла, толькі нагрэваецца, але не закіпае і не распырскваецца.

Пры пападанні шчолачы на скуру ці ў вочы яе неабходна неадкладна змыць вялікай колькасцю вады, а затым прамыць пашкоджаны ўчастак спецыяльна прыгатаваным слабым раствором воцатнай або борнай кіслаты. У выпадку неабходнасці звярнуцца да ўрача.

*Асновы — складаныя рэчывы, якія складаюцца з атамаў металаў і гідраксгруп **ОН**.*

Асновы класіфікуюцца па растваральнасці ў вадзе. Растваральныя асновы называюцца шчолачамі.

Шчолачы — едкія рэчывы. Абыходзіцца з імі трэба вельмі асцярожна.

Пытанні і заданні

1. Якія рэчывы называюцца асновамі? Якая іх агульная формула?
2. Напішыце хімічныя формулы пяці асноў і назавіце іх.
3. Чым вызначаецца колькасць гідраксагруп OH у формуле асновы? Ці могуць атамы аднаго і таго ж металу злучацца з рознай колькасцю груп OH ? Чым адрозніваюцца назвы такіх асноў? Прывядзіце адпаведны прыклад.
4. Якія асновы называюцца шчолачамі? Прывядзіце прыклады чатырох шчолачаў і назавіце іх.
5. Малярная маса невядомай асновы $\text{Me}(\text{OH})_3$ роўна 107 г/моль. Вызначыце яе хімічную формулу.
6. У сумесі гідраксідаў натрыю і магнію іх хімічныя колькасці роўны адпаведна 0,25 моль і 0,15 моль. Разлічыце масавую долю NaOH у названай сумесі асноў.
7. Якіх правіл тэхнікі бяспекі трэба прытрымлівацца пры рабоце са шчолачамі? Што трэба рабіць, калі раствор шчолачы патрапіў на скуру ці ў вочы?
8. Сродак для прамывання кухоннай каналізацыі ўяўляе сабой раствор асновы. Якая з прапанаваных асноў можа ўтрымлівацца ў гэтым растворе: $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, NaOH ? Абгрунтуйце ваш выбар.
9. Знайдзіце масу сумесі гідраксіду натрыю і гідраксіду кальцыю, у якой іх хімічныя колькасці роўны адпаведна 0,3 моль і 0,4 моль.
10. Хімічная колькасць гідраксіду калію складае 0,4 моль. Знайдзіце хімічную колькасць гідраксіду натрыю, які трэба дадаць да зыходнага KOH , каб маса атрыманай сумесі рэчываў была роўна 46,4 г.
11. Разлічыце масу гідраксіду магнію, які трэба дадаць да гідраксіду кальцыю масай 14,8 г, каб агульная хімічная колькасць асноў у сумесі была роўна 0,45 моль.

Рыхтуемся да алімпіяд

1. Сумесь аксіду і гідраксіду магнію нагрэлі да спынення рэакцыі і атрымалі цвёрды астатак, маса якога на 23,2 % меншая за масу зыходнай сумесі. Разлічыце масавую долю аксіду магнію ў зыходнай сумесі.

§ 21. Хімічныя ўласцівасці асноў

Паколькі ў састаў любой асновы ўваходзяць гідраксагрупы OH , звязаныя з атамам металу, усе асновы праяўляюць падобныя хімічныя ўласцівасці, якія называюцца **асноўнымі**. Веданне гэтых уласцівасцей вельмі важнае для далейшага вывучэння хіміі, таму пазнаёмімся з імі больш падрабязна і сістэматызуем нашы веды.

1. Змяненне афарбоўкі індыкатараў

Вы ўжо ведаеце, што індыкатары ў прысутнасці растваральных асноў, г. зн. шчолачаў, змяняюць сваю афарбоўку: лакмус — з фіялетавай на сінюю, метыларанж — з аранжавай на жоўтую, а бясколernes фенолфталеін афарбоўваецца ў малінавы колер.

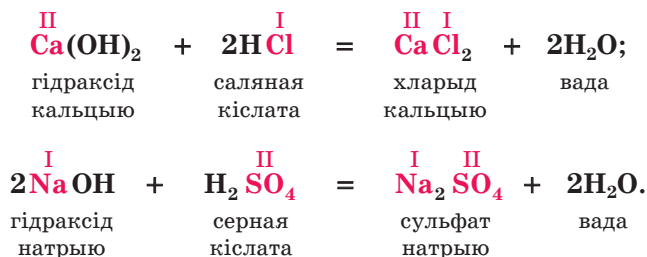
2. Узаемадзеянне з кіслотамі

Практычна ўсе асновы рэагуюць з кіслотамі з утварэннем солей і вады па агульнай схеме:



Запомніце, што ў солі, якая ўтвараецца, валентнасць металу такая ж, як у зыходнай аснове, а валентнасць кіслотнага астатку такая ж, як у зыходнай кіслаце.

Прыклады рэакцый, якія праходзяць у адпаведнасці з названай схемай:



Напомнім, што *рэакцыя паміж шчолаччу і кіслотой, у выніку якой утвараецца нейтральны раствор*, называецца **рэакцыяй нейтралізацыі**.

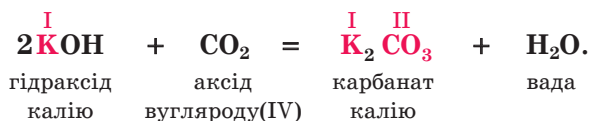
3. Узаемадзеянне з кіслотнымі аксідамі

Большасць асноў, у тым ліку ўсе шчолачы, рэагуюць з кіслотнымі аксідамі па агульнай схеме:

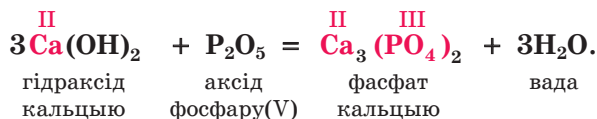


Запомніце, што ў солі, якая ўтвараецца, валентнасць металу такая ж, як і ў зыходнай аснове. Акрамя таго, у састаў солі ўваходзіць астатак той кіслаты, якая адпавядае кіслотнаму аксиду, што ўступае ў рэакцыю. Напрыклад, калі ў рэакцыю ўступае кіслотны аксід CO_2 ,

якому адпавядае кіслата H_2CO_3 , то ў састаў солі будзе ўваходзіць астатак гэтай кіслаты, г. зн. CO_3 . Яго валентнасць, як вы ўжо ведаеце, роўна II:



Калі ж у рэакцыю ўступае кіслотны аксід P_2O_5 , якому адпавядае кіслата H_3PO_4 , то ў саставе солі, якая ўтвараецца, будзе астатак гэтай кіслаты, г. зн. PO_4 з валентнасцю, роўнай III:



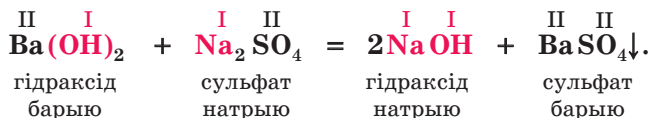
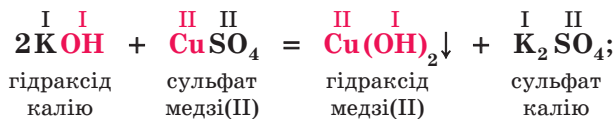
4. Узаемадзеянне з солямі

Растваральныя асновы рэагуюць з растваральнымі солямі па агульнай схеме:



Рэакцыі гэтага тыпу адносяцца да рэакцый абмену, паколькі ў працэсе ўзаемадзеяння зыходныя рэчывы — шчолач і растваральная соль — абменьваюцца сваімі састаўнымі часткамі. Пры гэтым валентнасць атамаў металаў і кіслотных астаткаў не змяняецца.

У выніку такіх рэакцый выпадае асадак (↓) новай асновы (мал. 25) або новай солі:

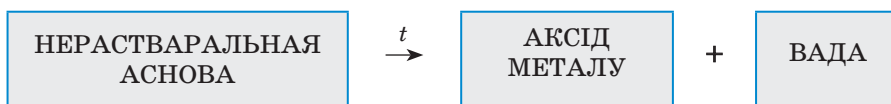




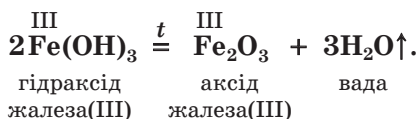
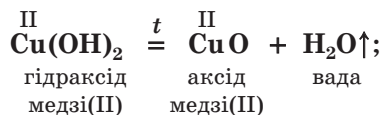
Мал. 25. Утварэнне асадкаў: 1 — гідраксіду медзі(II), 2 — сульфату барыю

5. Раскладанне пры награванні

Усе нерастваральныя асновы пры награванні раскладаюцца па агульнай схеме:



Падчас такіх рэакцый валентнасць атамаў металу не змяняецца:



У растворах шчолачай індыкатары змяняюць сваю афарбоўку.

Асновы рэагуюць з кіслотамі з утварэннем солі і вады.

Асновы рэагуюць з кіслотнымі аксідамі, утвараючы соль і ваду.

Растваральныя асновы рэагуюць з растваральнымі солямі з утварэннем новых асноў і новых солей.

Нерастваральныя асновы раскладаюцца пры награванні.

Пытанні і заданні

1. Чаму асновы праяўляюць шэраг агульных хімічных уласцівасцей, якія называюцца асноўнымі?
2. Якая афарбоўка індикатараў у растворах шчолачаў?
3. Напішыце ўраўненні рэакцый у растворах паміж рэчывамі: гідраксідам кальцыю і азотнай кіслатой; гідраксідам магнію і сяляннай кіслатой; гідраксідам калію і фосфарнай кіслатой. Назавіце прадукты гэтых рэакцый.
4. Якія рэакцыі адносяцца да рэакцый нейтралізацыі? Чаму яны так называюцца? Напішыце ўраўненні рэакцый нейтралізацыі, у выніку якіх утвараюцца солі: хларыд натрыю; нітрат кальцыю; сульфат калію.
5. Напішыце ўраўненні рэакцый у растворах паміж рэчывамі: гідраксідам кальцыю і аксідам вугляроду(IV); гідраксідам калію і аксідам фосфару(V); гідраксідам натрыю і аксідам серы(VI). Назавіце рэчывы, якія ўтвараюцца.
6. Напішыце ўраўненні рэакцый у растворах паміж рэчывамі: гідраксідам калію і нітратам медзі(II); гідраксідам натрыю і сульфатам жалеза(III); гідраксідам кальцыю і хларыдам алюмінію. Назавіце прадукты гэтых рэакцый.
7. З прапанаванага пераліку выберыце формулы асноў, якія раскладаюцца пры награванні: KOH , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, NaOH , $\text{Mg}(\text{OH})_2$. Напішыце ўраўненні магчымых рэакцый, назавіце іх прадукты.
8. Напішыце ўраўненні рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць паслядоўныя ператварэнні:
 - а) аксід натрыю $\rightarrow$ гідраксід натрыю $\rightarrow$ карбанат натрыю;
 - б) кальцый $\rightarrow$ аксід кальцыю $\rightarrow$ гідраксід кальцыю $\rightarrow$ фасфат кальцыю;
 - в) вуглярод $\rightarrow$ аксід вугляроду(IV) $\rightarrow$ вугальная кіслата $\rightarrow$ карбанат калію.
9. Разлічыце масу сульфату жалеза(III) і масу гідраксіду калію, пры ўзаемадзеянні якіх утвараецца нерастваральная аснова масай 85,6 г.
10. Разлічыце масу фосфарнай кіслаты, якая прарэагуе з гідраксідам натрыю масай 24 г.
11. Вуглякіслы газ прарэагаваў са шчолаччу, у выніку чаго ўтварыўся карбанат натрыю масай 21,2 г. Знайдзіце аб'ём зыходнага вуглякіслага газу і масу шчолачы, якая прарэагавала з ім.

Рыхтуемса да алімпіяд

1. Да раствору, які змяшчаў гідраксід натрыю масай 20 г, дадалі раствор, у якім хімічная колькасць сернай кіслаты складала 0,2 моль. У які колер афарбуецца метыларанж у атрыманым раствору? Чаму?



Дамашні эксперымент

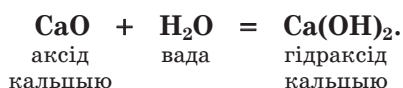
Вядома, што растворы шчолачаў такія ж слізкія, як мыла. Ці значыць гэта, што мыла рэагуе з вадой з утварэннем шчолачы? Каб адказаць на гэта пытанне, растварыце крыху мыла ў цёплай вадзе і ў атрыманы раствор дадайце некалькі кропель дамашняга індыкатару — соку чарніц або чырвонакачаннай капусты. Што вы назіраеце? Аб чым гэта сведчыць?

§ 22. Атрыманне і прымяненне асноў

Растваральныя і нерастваральныя асновы адрозніваюцца паміж сабой па некаторых уласцівасцях, гэтыя рэчывы атрымліваюць рознымі спосабамі.

Атрыманне шчолачаў

Як вы ўжо ведаеце, шчолачы можна атрымаць у выніку рэакцый аксідаў актыўных металаў з вадой:



Для атрымання гідраксідаў натрыю і калію праз водныя растворы **KCl** і **NaCl** прапускаюць электрычны ток:

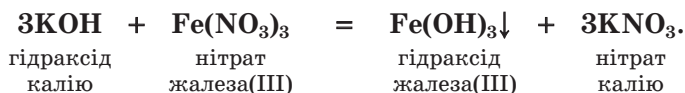


Такое раскладанне рэчываў пад дзеяннем электрычнага току называецца электролізам.

У Рэспубліцы Беларусь гідраксід калію гэтым спосабам атрымліваюць у цэху мембраннага электролізу ААТ «Беларуськалій». Гэта самая перадавая на дадзены момант тэхналогія электролізу ў свеце. Яна адрозніваецца нізкім спажываннем электраэнергіі, простым і бяспечным рэжымам працы ўстаноўкі і адсутнасцю шкодных выкідаў у навакольнае асяроддзе.

Атрыманне нерастваральных асноў

Нерастваральныя асновы атрымліваюць узаемадзеяннем растваральных асноў (шчолачаў) з растваральнымі солямі, напрыклад:



Нерастваральныя асновы, якія ўтвараюцца, вылучаюцца з раствораў у выглядзе асадкаў.

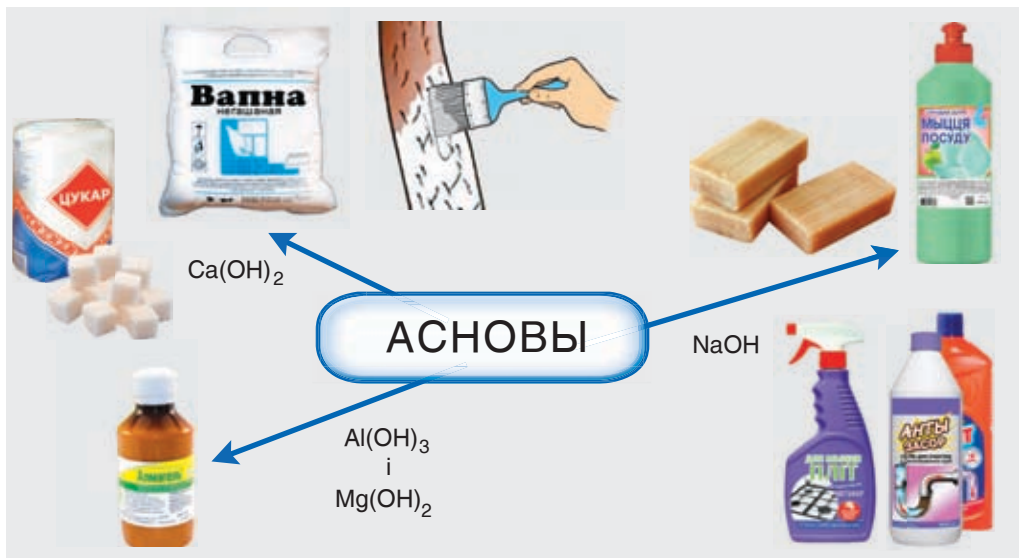
Прымяненне асноў

З усіх асноў найбольш шырокае прымяненне знаходзяць шчолачы. Раствор адной з іх вы, напэўна, зможаце знайсці дома. Гэты сродак бытавой хіміі (мал. 26) выкарыстоўваюць для прамывання кухоннай каналізацыі. Шчолач, якая змяшчаецца ў ім, растварае астаткі тлушчу і тлустай ежы, якія перашкаджаюць сцёку вады.

У апошні час у побыце атрымалі шырокае распаўсюджанне шчолачныя гелі — густыя вадкасці, якія змяшчаюць гідраксід натрыю. Яны прызначаны для хуткага выдалення астаткаў прыгарэлага тлушчу з паверхні кухонных пліт і мікрахвалевых печаў.

У значна большым аб'ёме гідраксід натрыю прымяняецца ў хімічнай прамысловасці. Яго выкарыстоўваюць у вытворчасці мыла, вадкіх мыйных сродкаў, паперы, штучных валокнаў, розных солей і некаторых лекаў.

Яшчэ адна аснова, якая выкарыстоўваецца ў вялікіх маштабах, — гідраксід кальцыю Ca(OH)_2 . Пад назвай «вапна» ён шырока ўжываецца ў будаўніцтве для пабелкі сцен і столяў. Гэта аснова ўваходзіць у састаў будаўнічых сумесей для тынкоўкі, яе часта дадаюць у цэментныя растворы для павелічэння трываласці бетонных і жалезабетонных канструкцый.



Мал. 26. Прымяненне асноў

Вялікія колькасці гідраксиду кальцыю выкарыстоўваюцца ў вытворчасці цукру з цукровых буракоў.

Практычнае прымяненне знаходзяць таксама гідраксіды алюмінію $\text{Al}(\text{OH})_3$ і магнію $\text{Mg}(\text{OH})_2$. Яны з'яўляюцца кампанентамі медыцынскага прэпарату «Алмагель», які прымаюць унутр пры захворваннях стрававальнай сістэмы.

Лабараторны дослед 1

Атрыманне нерастваральнай асновы

Наліце ў прабірку раствор сульфату медзі(II) аб'ёмам 1–2 см³ і дадайце да яго прыкладна такі ж аб'ём раствору гідраксиду натрыю. Што назіраецца ў прабірцы? Якога колеру выпаў асадок? Напішыце ўраўненне гэтай рэакцыі і вызначыце яе тып.

Гідраксід кальцыю атрымліваюць рэакцыяй аксиду кальцыю з вадой.

Нерастваральныя асновы атрымліваюцца ў выніку ўзаемадзеяння шчолачаў з растваральнымі солямі.

Шчолачы знаходзяць шырокае практычнае прымяненне.

Пытанні і заданні

1. Пeralічыце вядомыя вам спосабы атрымання асноў. Рэакцыі якіх тыпаў ляжаць у іх аснове?
2. Напішыце ўраўненні рэакцый металаў з вадой, у выніку якіх утвараюцца гідраксіды натрыю і кальцыю і вылучаецца вадарод.
3. Аксіды якіх металаў рэагуюць з вадой з утварэннем шчолачаў? Напішыце тры ўраўненні адпаведных рэакцый.
4. Як атрымліваюць нерастваральныя асновы? Напішыце па два ўраўненні рэакцый атрымання нерастваральных асноў — гідраксиду магнію і гідраксиду жалеза(III).
5. Для чаго выкарыстоўваецца гідраксід натрыю ў побыце? На чым заснавана яго прымяненне? Якое прамысловае прымяненне гідраксиду натрыю? Якія каштоўныя матэрыялы і рэчывы атрымліваюць на яго аснове?
6. Дзе знаходзіць ужыванне гідраксід кальцыю? Атрыманне якога важнага прадукту харчавання звязана з выкарыстаннем гідраксиду кальцыю?
7. Напішыце ўраўненні рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць паслядоўныя ператварэнні:
а) калій → гідраксід калію → гідраксід медзі(II) → аксід медзі(II);

- б) гідраксід жалеза(III) → вада → гідраксід кальцыю → нітрат кальцыю.
8. Натрый прарэагаваў з вадой, у выніку чаго ўтварылася шчолач масай 16 г. Разлічыце зыходную масу натрыю і аб'ём (н. у.) вылучанага вадароду.
 9. Хімічная колькасць аксіду кальцыю, які ўступіў у рэакцыю з вадой, роўна 0,75 моль. Разлічыце масы вады, якая прарэагавала, і атрыманага гідраксіду кальцыю.
 10. Разлічыце масу хларыду жалеза(III), пры ўзаемадзеянні якога з гідраксідам натрыю атрымаецца гідраксід жалеза(III) хімічнай колькасцю 0,4 моль.
 11. Кавалачак калію растварылі ў вадзе, а да атрыманай шчолачы дадалі раствор хларыду медзі(II). Пры гэтым утварыўся асадак масай 1,96 г. Разлічыце зыходную масу калію.

Рыхтуемся да алімпіяд

1. У выніку награвання порцыі гідраксіду жалеза(III) некаторая яго частка расклалася на адпаведны аксід і ваду. Маса ўтворанага цвёрдага астатку аказалася на 15,7 % меншай за масу зыходнага гідраксіду. Разлічыце, якая частка гэтага рэчыва расклалася.

§ 23. Солі. Састаў і класіфікацыя солей

Пры вывучэнні хімічных уласцівасцей аксідаў, кіслот і асноў вы даведаліся, што гэтыя рэчывы ў выніку розных рэакцый ператвараюцца ў солі — найбольш шматлікі клас неарганічных рэчываў.

Састаў солей

З курса хіміі 7-га класа вы ўжо ведаеце, што **солі** — гэта складаныя рэчывы, якія складаюцца з атамаў металаў і кіслотных астаткаў. Паколькі розных металаў і кіслотных астаткаў вядома шмат, колькасць утвараемых імі солей вельмі вялікая.

Успомнім правілы складання формул солей і іх назваў.

Састаў кожнай солі вызначаецца значэннямі валентнасці металу і кіслотнага астатку, якія змяшчаюцца ў ёй. Для складання формулы солі, напрыклад сульфату алюмінію, трэба зрабіць наступнае:

а) напісаць побач сімвал металу алюмінію **Al** і формулу кіслотнага астатку **SO₄** і паказаць зверху рымскімі лічбамі значэнні іх валентнасці (III і II):



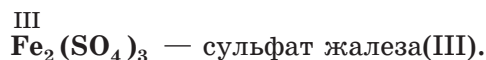
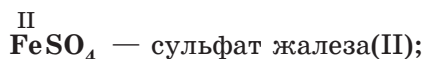


б) знайсці найменшае агульнае кратнае (НАК) гэтых значэнняў (6) і запісаць яго велічыню пасярэдзіне над рымскімі лічбамі:

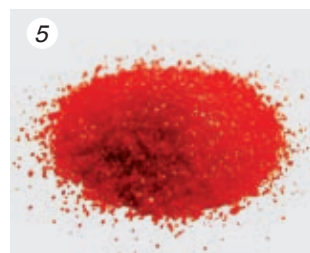


в) знайсці індэксы для атамаў металу і кіслотнага астатку, па чарзе падзяліўшы НАК на значэнні іх валентнасці: індэкс для $\text{Al} = 6 : \text{III} = 2$; індэкс для $\text{SO}_4 = 6 : \text{II} = 3$. Значыць, формула сульфату алюмінію — $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

Назва любой солі складаецца з двух слоў — назвы кіслотнага астатку (у назоўным склоне) і назвы металу (у родным склоне). Напрыклад: AlCl_3 — хларыд алюмінію; BaSO_4 — сульфат барыю; K_2CO_3 — карбанат калію; $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ — нітрат магнію. Калі метал праяўляе зменную валентнасць, то яе значэнні паказваюцца рымскай лічбай у дужках пасля назвы металу, напрыклад:



Пры пакаёвай тэмпературы солі — цвёрдыя крышталічныя рэчывы, якія маюць самую разнастайную афарбоўку (мал. 27).



Мал. 27. Знешні выгляд некаторых солей:

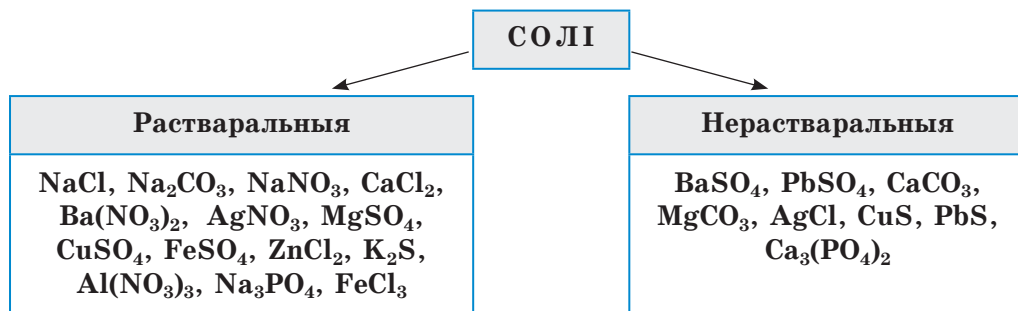
1 — Na_2CrO_4 , 2 — KNO_3 ,
3 — KMnO_4 , 4 — NaCl ,
5 — $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, 6 — CuCl_2



Вучоныя мяркуюць, што слова «соль» паходзіць ад слова «сонца». Справа ў тым, што пад уздзеяннем цёплых сонечных прамянёў вада некаторых азёр паступова выпараецца, пакідаючы на дне цвёрдае белое рэчыва, якое трывала ўвайшло ў наша жыццё пад назвай «соль». Пазней гэта слова сталі выкарыстоўваць у множным ліку для абазначэння цэлага класа аднатыпных рэчываў, якія вы зараз вывучаеце.

Класіфікацыя солей

Па здольнасці растварацца ў вадзе ўсе солі дзеляцца на дзве вялікія групы — **растваральныя** і **нерастваральныя**. Прыклады солей кожнай з гэтых груп прыведзены ў наступнай схеме:



Існуюць і іншыя спосабы класіфікацыі солей, з якімі вы пазнаёміцеся пазней.

Інфармацыя аб растваральнасці солей у вадзе прыведзена на форзацы 2 вучэбнага дапаможніка.

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

Усе солі — цвёрдыя крышталічныя рэчывы.

Па растваральнасці ў вадзе солі падзяляюцца на растваральныя і нерастваральныя.

Пытанні і заданні

1. Якія рэчывы называюцца солямі? Напішыце формулы пяці вядомых вам солей і назавіце іх.
2. Складзіце хімічныя формулы солей: нітрат жалеза(II); карбанат калію; хларыд алюмінію; сульфат жалеза(III); фасфат калію; карбанат магнію; сілікат натрыю.

3. Напішыце формулы і назвы солей, у састаў якіх уваходзяць:
- а) атамы магнію і астаткі фосфарнай кіслаты;
 - б) атамы цынку і астаткі азотнай кіслаты;
 - в) атамы алюмінію і астаткі сяляннай кіслаты;
 - г) атамы жалеза(II) і астаткі сернай кіслаты;
 - д) атамы натрыю і астаткі крэмнёвай кіслаты.
4. Выберыце сумесь солей, якую можна цалкам растварыць у вадзе:
- а) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, CaCO_3 , CaCl_2 ;
 - б) KCl , KNO_3 , MgSO_4 ;
 - в) KNO_3 , KBr , BaSO_4 ;
 - г) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, ZnSO_4 , NaCl .
5. Разлічыце масу сумесі нітрату натрыю і карбанату цынку, у якой іх хімічныя колькасці роўны адпаведна 0,4 моль і 1,2 моль.
6. Знайдзіце хімічную колькасць хларыду натрыю, які трэба дадаць да нітрату калію масай 55 г для атрымання сумесі агульнай масай 78,4 г.
7. Чаму роўна маса сульфату алюмінію, у якім хімічная колькасць атамаў кіслароду складае 1,2 моль?
8. Разлічыце агульную хімічную колькасць карбанату калію і нітрату магнію ў іх сумесі, калі масы названых солей роўны адпаведна 13,8 г і 29,6 г.

Рыхтуемца да алімпіяд

1. У аксідзе невядомага трохвалентнага металу масавая доля металу складае 52,9 %. Знайдзіце масавую долю гэтага ж металу ў яго нітраце.

§ 24. Хімічныя ўласцівасці солей

Для большасці солей характэрны рэакцыі замяшчэння і абмену, а для некаторых яшчэ і рэакцыі раскладання. Пазнаёмімся бліжэй з гэтымі рэакцыямі.

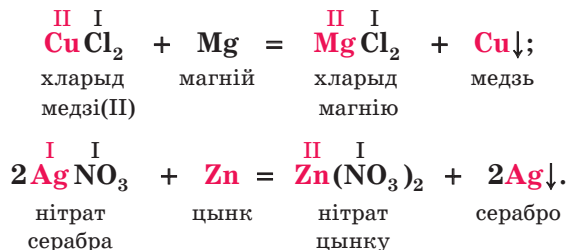
1. Рэакцыі з металамі

Солі ў растворах рэагуюць з металамі па агульнай схеме:



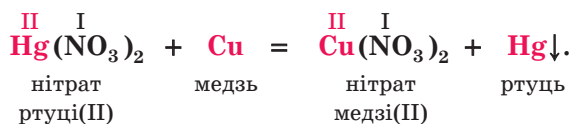
Пры гэтым заўсёды больш актыўны метал, размешчаны ў радзе актыўнасці лявей, выцясняе з солі менш актыўны метал, які размяшчаецца ў гэтым радзе правей (гл. форзац 2).

Прыклады рэакцый:



Мал. 28. «Серабрэнне» манеты

Менш актыўныя металы, якія ўтвараюцца ў гэтых рэакцыях, асаджаюцца на паверхні больш актыўных металаў у выглядзе друзлай скарыначкі. Аднак калі менш актыўным металам з'яўляецца вадкая ртуть, яна вылучаецца ў выглядзе суцэльнай бліскучай плёнкі. На гэтай яе ўласцівасці заснаваны вельмі цікавы дослед «Серабрэнне манеты». У раствор солі ртуці $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ апускаюць медную манету, і практычна адразу ж яе паверхня становіцца бліскучай, як серабро (мал. 28). Гэты бляск ніяк не звязаны з серабром, ён абумоўлены вылучэннем бліскучай ртуці:



Трэба памятаць, што ртуть і яе солі атрутныя! Таму дадзены дослед нельга спрабаваць выканаць самастойна!

Варта памятаць, што актыўныя металы (Li, Na, K, Ca, Sr, Ba), якія пры пакаёвай тэмпературы рэагуюць з вадой, нельга выкарыстоўваць для выцяснення менш актыўных металаў з раствораў іх солей. Прычына ў тым, што актыўны метал адначасова рэагуе і з соллю менш актыўнага металу, і з вадой, утвараючы складаную сумесь прадуктаў.

2. Рэакцыі з кіслотамі

Вы вывучылі хімічныя ўласцівасці кіслот і ўжо ведаеце, што ў водных растворах яны рэагуюць з солямі, утвараючы новыя кіслоты і новыя

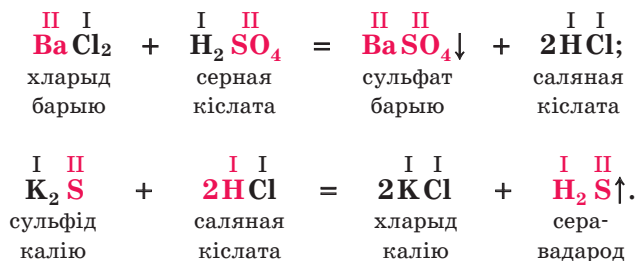
солі. Калі кіслоты рэагуюць з солямі, то, несумненна, будзе правільным сказаць, што солі рэагуюць з кіслотамі.

Такім чынам, у водных растворах солі рэагуюць з кіслотамі па агульнай схеме:



Падчас рэакцыі гэтага тыпу валентнасць атамаў металаў і кіслотных астаткаў не змяняецца.

Гэтыя рэакцыі працякаюць, калі адно з рэчываў, якія ўтвараюцца, выпадае ў асадак або вылучаецца з раствора ў выглядзе газу (гл. мал. 21), напрыклад:



Рэакцыі гэтага тыпу адносяцца да **рэакцыі абмену**, паколькі зыходныя рэчывы, якія ўдзельнічаюць у іх, абменьваюцца сваімі складавымі часткамі.

3. Рэакцыі са шчолачамі

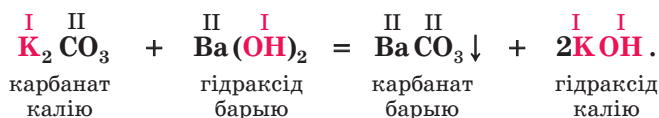
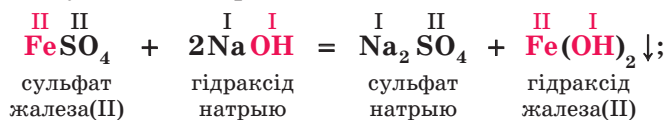
Вывучыўшы хімічныя ўласцівасці асноў, вы даведаліся, што асновы (шчолачы) рэагуюць з растваральнымі солямі, утвараючы новыя асновы і новыя солі. Аднак, гэтыя ж прадукты ўтвараюцца і пры ўзаемадзеянні солей з асновамі.

Такім чынам, растваральныя солі рэагуюць са шчолачамі па агульнай схеме:



Падчас такіх рэакцыі абмену валентнасць атамаў металаў, гідракс-груп і кіслотных астаткаў не змяняецца!

Гэтыя працэсы працякаюць, калі хаця б адзін з прадуктаў рэакцыі нерастваральны ў вадзе, напрыклад:

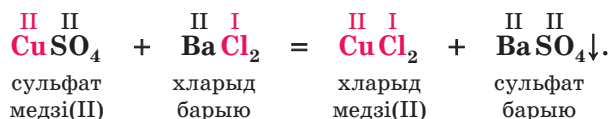
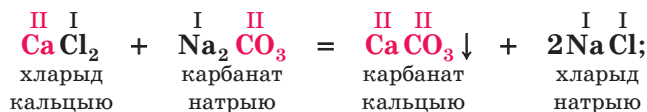


4. Рэакцыі з іншымі солямі

Солі ў водных растворах уступаюць у рэакцыі абмену з іншымі солямі па агульнай схеме:



Гэтыя рэакцыі магчымыя, калі абедзве зыходныя солі растваральныя і хаця б адна новая соль з'яўляецца нерастваральнай у вадзе. Падчас такіх рэакцый валентнасць атамаў металаў і кіслотных астаткаў не змяняецца. Прыклады ператварэнняў:



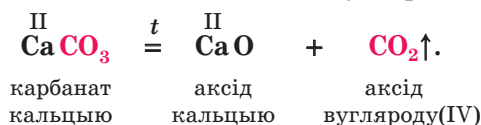
5. Раскладанне пры награванні

Солі некаторых кіслародзмяшчальных кіслот раскладаюцца пры награванні з утварэннем асноўнага і кіслотнага аксідаў па агульнай схеме:



Падчас такіх рэакцый заўсёды ўтвараецца газападобны кіслотны аксід. Ён адпавядае той кіслаце, астатак якой змяшчаецца ў солі.

Паколькі вугальнай кіслаце H_2CO_3 адпавядае кіслотны аксід CO_2 , то пры раскладанні многіх солей названай кіслаты ўтвараецца гэты аксід:



Для большасці солей характэрны рэакцыі замяшчэння і абмену, некаторыя солі раскладаюцца пры награванні.

Солі рэагуюць з металамі з утварэннем новай солі і новага металу.

Солі рэагуюць з кіслотамі з утварэннем новай солі і новай кіслаты.

Солі рэагуюць са шчолачамі, утвараючы новую соль і новую аснову.

Солі ўступаюць у рэакцыі з іншымі солямі, утвараючы новыя солі.

Лабараторны дослед 2

Узаемадзеянне раствораў солей з металамі

Наліце ў прабірку раствор хларыду медзі(II) аб'ёмам 1–2 см³ і ўнясіце ў яе адну гранулу цынку. Што назіраецца прыкладна праз 2–3 хвіліны? Напішыце ўраўненне гэтай рэакцыі і вызначыце яе тып.

Пытанні і заданні

1. Якія тыпы рэакцый характэрны для большасці солей? Напішыце па два ўраўненні рэакцый кожнага з названых вамі тыпаў.
2. Якія з металаў — Zn, Au, Fe, Hg, Mg, Al, Ag — выцягваюць медзь з сульфату медзі(II) у водным раствору? Напішыце ўраўненні ўсіх магчымых рэакцый, назавіце рэчывы.
3. У раствору змяшчаюцца нітраты натрыю, кальцыю, медзі(II) і серабра. У гэты раствор дадавалі цынк да завяршэння магчымых рэакцый. Якія рэчывы змяшчаюцца ў раствору, што ўтварыўся? Абгрунтуйце свой адказ.
4. У адной са шклянак знаходзіцца раствор карбанату калію, а ў другой — раствор хларыду барыю. У кожную са шклянак прылілі раствор сернай кіслаты. Якія змяненні павінны пры гэтым адбыцца? Напішыце ўраўненні адпаведных рэакцый, назавіце іх прадукты.
5. Выкарыстаўшы звесткі аб растваральнасці солей (§ 23), растлумачце, чаму ў раствору:
 - а) карбанат натрыю рэагуе з хларыдам кальцыю, але не рэагуе з хларыдам калію;

- б) хларыд натрыю рэагуе з нітратам серабра, але не рэагуе з нітратам кальцыю;
в) фасфат натрыю рэагуе з нітратам магнію, але не рэагуе з нітратам натрыю.
Напішыце ўраўненні магчымых рэакцый, назавіце рэчывы, якія ўтвараюцца.
6. Напішыце ўраўненні рэакцый паміж рэчывамі:
а) хларыдам медзі(II) і гідраксідам калію;
б) гідраксідам натрыю і сульфатам жалеза(III);
в) гідраксідам кальцыю і нітратам магнію;
г) сульфатам натрыю і гідраксідам барыю.
7. Уявіце, што ў адной са шклянак знаходзіцца раствор нітрату калію, а ў другой — раствор нітрату кальцыю. Раствор якой з солей — NaCl або Na_2CO_3 — трэба дадаць у кожную са шклянак, каб распазнаць іх змесціва? Растворамачце свой выбар. Напішыце ўраўненне адпаведнай рэакцыі, назавіце яе прадукты.
8. Напішыце ўраўненні рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць паслядоўныя ператварэнні:
а) сульфат медзі(II) $\rightarrow$ гідраксід медзі(II) $\rightarrow$ нітрат медзі(II) $\rightarrow$ медзь $\rightarrow$ аксід медзі(II);
б) карбанат кальцыю $\rightarrow$ вуглякіслы газ $\rightarrow$ карбанат калію $\rightarrow$ нітрат калію.
9. Разлічыце масу алюмінію, які прарэагуе з хларыдам медзі(II) масай 32,4 г.
10. Знайдзіце аб'ём (н. у.) вуглякіслага газу, які вылучыцца пры растварэнні ў салянай кіслаце карбанату кальцыю масай 15 г.
11. У сумесі змяшчаецца хларыд жалеза(III) масай 32,5 г і сульфат магнію масай 30 г. Разлічыце хімічную колькасць і масу гідраксіду калію, які можа прарэагаваць з названай сумессю солей.

Рыхтуемса да алімпіяд

1. Порцыю меднага купарвасу растварылі ў вадзе. Да прыгатаванага раствору дадалі раствор гідраксіду калію, узяты з лішкам, у выніку чаго ўтварыўся асадак масай 36 г. Разлічыце масу зыходнага меднага купарвасу.

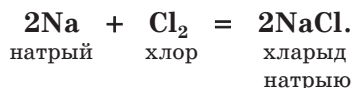
§ 25. Атрыманне і прымяненне солей

Многія з солей, якія знаходзяць практычнае прымяненне, атрымліваюць на хімічных прадпрыемствах. Для гэтага выкарыстоўваюць розныя рэакцыі, у тым ліку і тыя, з якімі вы пазнаёміліся пры вывучэнні хімічных уласцівасцей аксідаў, кіслот, асноў і солей. Найважнейшымі спосабамі атрымання солей з'яўляюцца наступныя:

1. Узаемадзеянне металаў з неметаламі

Многія металы ўступаюць у хімічныя рэакцыі з найбольш актыўнымі неметаламі — фторам F_2 , хлорам Cl_2 , бромам Br_2 , ёдам I_2 , а таксама з серай S . Пры гэтым утвараюцца солі адпаведных бескіслародных кіслот.

Напрыклад, у выніку рэакцый металаў з хлорам утвараюцца **хларыды** — *солі хлоравадароднай (саяняй) кіслаты*:

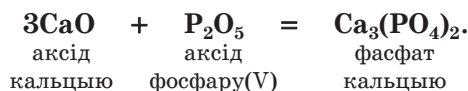
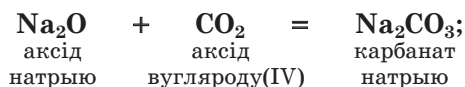


Пры ўзаемадзеянні металаў з серай утвараюцца **сульфіды** — *солі серавадароднай кіслаты*:



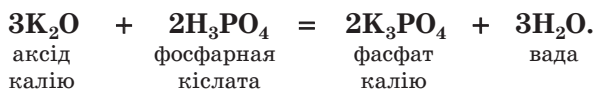
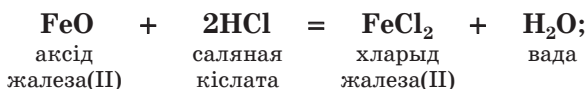
2. Узаемадзеянне асноўных аксідаў з кіслотнымі аксідамі

Многія солі кіслародзмяшчальных кіслот утвараюцца ў выніку рэакцый асноўных аксідаў з кіслотнымі аксідамі, напрыклад:



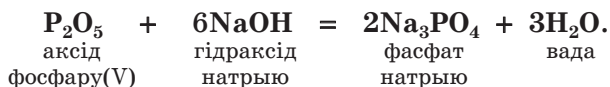
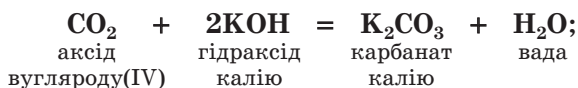
3. Узаемадзеянне асноўных аксідаў з кіслотамі

Важным спосабам атрымання солей з'яўляецца ўзаемадзеянне асноўных аксідаў з бескіслароднымі і кіслародзмяшчальнымі кіслотамі:



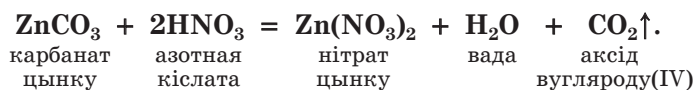
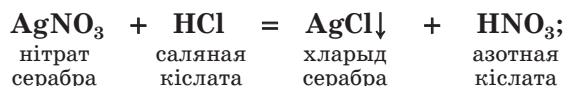
4. Узаемадзеянне кіслотных аксідаў са шчолачамі

Солі кіслародзмяшчальных кіслот можна атрымаць узаемадзеяннем кіслотных аксідаў са шчолачамі:



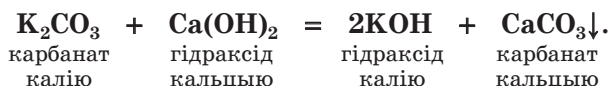
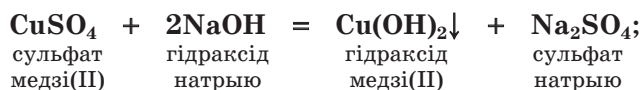
5. Узаемадзеянне солей з кіслотамі

Солі ўтвараюцца таксама ў выніку ўзаемадзеяння солей з кіслотамі, калі адзін з прадуктаў рэакцыі вылучаецца ў выглядзе асадку або газу:



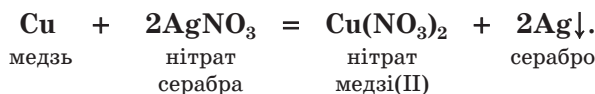
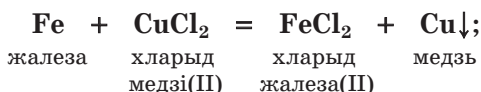
6. Узаемадзеянне солей са шчолачамі

Адным са спосабаў атрымання солей з'яўляецца ўзаемадзеянне солей са шчолачамі. Пры гэтым адзін або абодва прадукты рэакцыі вылучаюцца ў выглядзе асадку:



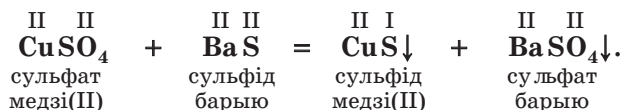
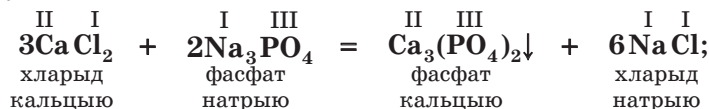
7. Узаемадзеянне солей з металамі

Солі ўтвараюцца таксама ў выніку ўзаемадзеяння металаў з солямі. Пры гэтым больш актыўныя металы выцясняюць менш актыўныя металы з іх солей:



8. Узаемадзеянне солей з солямі

Многія солі атрымліваюць узаемадзеяннем іншых солей у водных растворах. Пры гэтым адна або абедзве новыя солі вылучаюцца ў выглядзе асадку:



Солі ў прыродзе і ў паўсядзённым жыцці чалавека

Солі шырока распаўсюджаны ў прыродзе. Вялікая іх колькасць змяшчаецца ў гідрасферы, г. зн. у вадкай абалонцы нашай планеты — у вадзе акіянаў і мораў. Вы, напэўна, ведаеце, што марская вада мае гаркаваты смак. Гэта тлумачыцца наяўнасцю ў ёй раствораных солей. Асабліва шмат іх у вадзе Мёртвага мора. Уявіце, што ў 1 л такой вады змяшчаецца каля 350 г солей! Агульная ж маса солей, раствораных у вадзе ўсіх мораў і акіянаў нашай планеты, вялізная і роўна прыкладна $5 \cdot 10^{19}$ кг. Прыблізна $\frac{3}{4}$ гэтай масы прыпадае на хларыд натрыю NaCl , а астатнюю чвэрць складаюць солі калію, кальцыю, магнію, жалеза і іншых металаў. Вада акіянаў і мораў змяшчае солі, у састаў якіх уваходзяць атамы большасці вядомых хімічных элементаў.

Хларыд натрыю і хларыд калію ў выглядзе горнай пароды сільвініту (мал. 29) змяшчаецца і ў цвёрдай абалонцы нашай планеты — у зямной кары. У некаторых яе ўчастках, размешчаных не вельмі далёка ад паверхні, гэтых солей асабліва шмат. Такія ўчасткі сушы называюцца радовішчамі. Адно з найбуйнейшых у свеце радовішчаў сільвініту (Старобінскае) знаходзіцца на тэрыторыі Рэспублікі Беларусь (Салігорскі раён Мінскай вобласці). Зусім нядаўна ў Гомельскай вобласці (г. Петрыкаў) быў адкрыты новы горна-абагачальны камбінат на базе мясцовых радовішчаў сільвініту.



Мал. 29. Солі — горныя пароды:
1 — сільвініт, 2 — вапняк,
3 — кальцыт

Да найважнейшых прыродных солей адносяцца таксама карбанат кальцыю CaCO_3 , фасфат кальцыю $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ і сульфат кальцыю CaSO_4 . Радовішчы карбанату кальцыю ў выглядзе вапняку і мелу ўяўляюць сабой вялізныя паклады гэтых горных парод, якія знаходзяцца ў тоўшчы зямной кары на адносна невялікай глыбіні. На тэрыторыі Рэспублікі Беларусь ёсць некалькі такіх радовішчаў, найбуйнейшыя з якіх размешчаны на ўсходзе Магілёўскай вобласці (Крычаўскі і Касцюковіцкі раёны), на поўдні Брэсцкай вобласці (Маларыцкі раён) і ў Гродзенскай вобласці (пас. Краснасельскі).

Вялікая колькасць солей выкарыстоўваецца намі ў паўсядзённым жыцці. Самая галоўная соль, якую мы выкарыстоўваем у побыце, — кухонная соль NaCl . Яна не толькі захоўвае ежу і паляпшае яе смак, але і ўдзельнічае ў важных працэсах у арганізме, якія падтрымліваюць наша жыццё. У суткі арганізму дарослага чалавека патрабуецца ад 6 да 9 г гэтай солі. У Рэспубліцы Беларусь кухонная соль вырабляецца на прадпрыемствах ААТ «Мазыр соль» (г. Мазыр, Гомельская вобласць) і ААТ «Беларуськалій» (г. Салігорск, Мінская вобласць).

Многія солі выкарыстоўваюцца ў медыцыне. Напрыклад, для дыягностыкі захворванняў стрававальнага тракта ўжываюць соль сульфат барыю BaSO_4 . Пры вялікай страце крыві або моцным абязводжванні ў арганізм пацыента ўводзяць раствор хларыду натрыю NaCl , які называюць фізіялагічным раствором. У якасці антысептычнага сродку выкарыстоўваюцца растворы солі перманганату калію KMnO_4 .

Солі атрымліваюць, выкарыстоўваючы розныя рэакцыі з удзелам металаў, аксідаў, кіслот, асноў і солей.

Найважнейшымі спосабамі атрымання солей з'яўляюцца рэакцыі:

- металаў з неметаламі;
- асноўных аксідаў з кіслотнымі аксідамі;
- кіслотных аксідаў са шчолачамі;
- асноўных аксідаў з кіслотамі;
- солей з кіслотамі;
- солей са шчолачамі;
- солей з металамі;
- солей з солямі.

Солі шырока распаўсюджаны ў прыродзе. Солі прымяняюцца ў прамысловасці і ў побыце.

Пытанні і заданні

1. Пералічыце вядомыя вам спосабы атрымання солей. Рэакцыі якіх тыпаў ляжаць у іх аснове?
2. Ці можна адну і тую ж соль атрымаць некалькімі рознымі спосабамі? Чым гэта тлумачыцца? Напішыце ўраўненні пяці розных рэакцый атрымання солі хларыду магнію $MgCl_2$.
3. Як, выкарыстаўшы серную кіслату, можна рознымі спосабамі атрымаць соль сульфат жалеза(II) $FeSO_4$? Складзіце ўраўненні чатырох магчымых рэакцый атрымання.
4. Як, выкарыстаўшы гідраксід натрыю, можна двума рознымі спосабамі атрымаць соль фасфат натрыю Na_3PO_4 ? Напішыце ўраўненні адпаведных рэакцый.
5. Складзіце ўраўненні магчымых рэакцый абмену, у выніку якіх утвараецца соль карбанат барыю $BaCO_3$.
6. Напішыце ўраўненні рэакцый і назавіце солі, якія ўтвараюцца пры ўзаемадзеянні рэчываў:
 - а) аксіду алюмінію і азотнай кіслаты;
 - б) аксіду фосфару(V) і гідраксіду кальцыю;
 - в) гідраксіду натрыю і аксіду вугляроду(IV);
 - г) сернай кіслаты і аксіду магнію;
 - д) гідраксіду калію і нітрату жалеза(II).
7. Напішыце ўраўненні рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць паслядоўныя ператварэнні:
 - а) $CaCl_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow Ca(NO_3)_2 \rightarrow HNO_3 \rightarrow KNO_3$;
 - б) $P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Na_3PO_4 \rightarrow Mg_3(PO_4)_2$;
 - в) $Fe \rightarrow FeCl_2 \rightarrow FeCO_3 \rightarrow FeSO_4 \rightarrow Fe(OH)_2$.
8. Пералічыце найважнейшыя прыродныя солі. З якімі з іх вы сутыкаецеся практычна штодзень? Якая соль уваходзіць у састаў школьнай крэйды?
9. Разлічыце масы сульфату натрыю Na_2SO_4 і нітрату барыю $Ba(NO_3)_2$, пры ўзаемадзеянні якіх утвараецца сульфат барыю масай 93,2 г.
10. Разлічыце масы сернай кіслаты і аксіду жалеза(III), пры ўзаемадзеянні якіх утвараецца соль хімічнай колькасцю 0,2 моль.
11. Хімічная колькасць хларыду жалеза(III), які ўступіў у рэакцыю абмену з нітратам серабра $AgNO_3$, роўна 0,08 моль. Разлічыце масу нітрату серабра, які прарэагаваў, і хімічную колькасць утворанага хларыду серабра $AgCl$.

Рыхтуемся да алімпіяд

1. У сумесі сульфату медзі(II) з нітратам магнію агульнай масай 67,8 г масавая доля $CuSO_4$ роўна 23,6 %. Разлічыце масу гідраксіду натрыю, які прарэагуе з названай сумессю солей.

Практычная работа 2

Хімічныя ўласцівасці солей

Мэта работы: эксперыментальна даследаваць хімічныя ўласцівасці солей на прыкладзе іх рэакцый з металамі, кіслотамі, шчолачамі і іншымі солямі. Даць тлумачэнні назіраемым з'явам.

Абсталяванне і рэактывы: штатыў для прабірак, прабірка. Растворы сульфату медзі(II), хларыду кальцыю, хларыду натрыю, карбанату натрыю; саляная кіслата, карбанат кальцыю (крэйда), вада, жалеза.

Прытрымлівайцеся правіл бяспечных паводзін!

Выкананне работы

Дослед 1. Узаемадзеянне солей з металамі. Наліце ў прабірку раствор сульфату медзі(II) аб'ёмам 2–3 см³ і асцярожна апусціце ў прабірку вычышчаны ад змазкі невялікі жалезны цвік або канцылярскую сашчэпку. Праз 3 мінуцы выміце цвік (сашчэпку) з раствору і звярніце ўвагу на колер металу, які асеў на яго паверхні.

Складзіце ўраўненне рэакцыі, зрабіце вывад аб магчымасці ўзаемадзеяння раствораў солей з металамі. Як вы лічыце, ці можна выкарыстоўваць для рэакцыі замест жалеза серабро?

Дослед 2. Узаемадзеянне солей з кіслотамі. Пакладзіце ў прабірку невялікі кавалачак крэйды (у аснове крэйды — соль карбанат кальцыю) і прыліце да яго саляную кіслату аб'ёмам 2–3 см³. Вызначыце прымету хімічнай рэакцыі. Чаму магчыма яе праходжанне?

Складзіце ўраўненне рэакцыі, зрабіце вывад аб магчымасці рэакцыі солей з кіслотамі. Як вы лічыце, ці можна выкарыстоўваць для гэтай рэакцыі сульфат кальцыю?

Дослед 3. Узаемадзеянне солей са шчолачамі. Да раствору солі сульфат медзі(II) аб'ёмам 1–2 см³ прыліце раствор гідраксиду натрыю (або іншай шчолачы) прыкладна такога ж аб'ёму. Звярніце ўвагу на тое, што зыходныя рэчывы павінны быць растваральнымі, а прадукт (прадукты) рэакцыі павінны мець выгляд асадку. Складзіце ўраўненне рэакцыі, зрабіце вывад аб магчымасці рэакцыі солей са шчолачамі.

Дослед 4. Узаемадзеянне солей з іншымі солямі. Для вывучэння дадзенай уласцівасці солей нам спатрэбяцца дзве растваральныя солі. Змяшайце ў прабірцы растворы: хларыду кальцыю і карбанату натрыю аб'ёмам па 1–2 см³. Якая прымета паказвае на тое, што рэакцыя адбылася? Складзіце ўраўненне рэакцыі, зрабіце выснову аб магчымасці

ўзаемадзеяння солей з іншымі солямі. Праверце, ці магчыма рэакцыя паміж хларыдам натрыю і карбанатам калію.

Аформіце справаздачу аб праведзенай рабоце.

§ 26. Узаемасувязь паміж асноўнымі класамі неарганічных рэчываў

Вы ўжо ведаеце, што многія простыя рэчывы — металы і неметалы — злучаюцца з кіслародам, утвараючы асноўныя і кіслотныя аксіды. Напрыклад, метал кальцый утварае асноўны аксід CaO , а неметал фосфар — кіслотны аксід P_2O_5 . Вам таксама вядома, што асноўныя і кіслотныя аксіды, далучаючы ваду, ператвараюцца ў **гідраты аксідаў**, або **гідраксіды**, якія дзеляцца на асновы і кіслародзмяшчальныя кіслоты. Так, вышэйзгаданы аксід кальцыю ў выніку гідратацыі ўтварае гідраксід — аснову Ca(OH)_2 , а аксід фосфару(V) ператвараецца ў гідраксід, які з'яўляецца кіслатай H_3PO_4 . Гідраксіды ж, рэагуючы з іншымі рэчывамі, утвараюць солі. Паслядоўнасць усіх пералічаных ператварэнняў можна паказаць у выглядзе агульнай схемы, у якой пераходы ад рэчываў адных класаў да рэчываў іншых класаў умоўна абазначаны стрэлкамі:

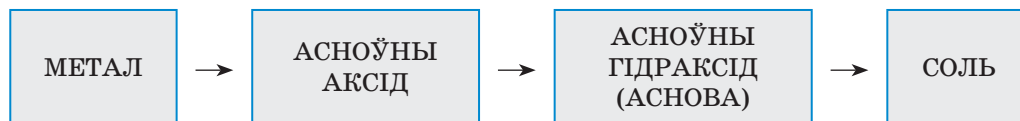


З гэтай схемы бачна, што простыя рэчывы, аксіды, гідраксіды і солі, паслядоўна «нараджаючы» адзін аднаго, утвараюць рад узаемазвязаных паміж сабой рэчываў.

Вядомы два тыпы такіх радоў — рады ўзаемасувязі металаў і іх злучэнняў і рады ўзаемасувязі неметалаў і іх злучэнняў.

Рады ўзаемасувязі металаў і іх злучэнняў

Кожны такі рад складаецца з металу, яго асноўнага аксіду, асновы і любой солі гэтага ж металу:



Прывядзём прыклады такіх радоў:

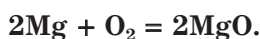
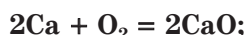
рад кальцыю: $\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCl}_2$;

рад натрыю: $\text{Na} \rightarrow \text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4$;

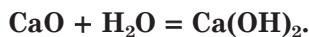
рад магнію: $\text{Mg} \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{соль} \rightarrow \text{Mg(OH)}_2 \rightarrow \text{Mg(NO}_3)_2$;

рад жалеза: $\text{Fe} \rightarrow \text{FeO} \rightarrow \text{соль} \rightarrow \text{Fe(OH)}_2 \rightarrow \text{FeSO}_4$.

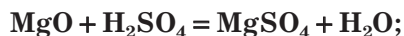
Для пераходу ад металаў да асноўных аксідаў ва ўсіх гэтых радах выкарыстоўваюцца рэакцыі злучэння з кіслародам, напрыклад:



Пераход ад асноўных аксідаў да асноў у першых двух радах ажыццяўляецца шляхам вядомай вам рэакцыі гідратацыі, напрыклад:



Што да апошніх двух радоў, то аксіды MgO і FeO , што змяшчаюцца ў іх, з вадой не рэагуюць. У такіх выпадках для атрымання асноў гэтыя аксіды спачатку ператвараюць у солі, а іх — у асновы (у адпаведных радах гэта абазначаецца сімвалам $\rightarrow \text{соль} \rightarrow$). Напрыклад, для ажыццяўлення пераходу ад аксіду MgO да гідраксіду Mg(OH)_2 выкарыстоўваюць паслядоўныя рэакцыі:



Пераходы ад асноў да солей ажыццяўляюцца ўжо вядомымі вам рэакцыямі. Так, растваральныя асновы (шчолачы), якія знаходзяцца ў першых двух радах, ператвараюцца ў солі пад дзеяннем кіслот, кіслотных аксідаў або солей. Нерастваральныя асновы з апошніх двух радоў утвараюць солі пад дзеяннем кіслот.

Рады ўзаемасувязі неметалаў і іх злучэнняў

Кожны такі рад складаецца з неметалу, кіслотнага аксіду, адпаведнай кіслаты і солі, якая змяшчае аніёны гэтай кіслаты:



Прывядзём прыклады такіх радоў:

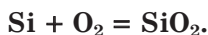
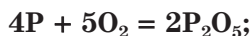
рад фосфару: $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4$;

рад вугляроду: $\text{C} \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3$;

рад серы: $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{MgSO}_3$;

рад крэмнію: $\text{Si} \rightarrow \text{SiO}_2 \rightarrow \text{соль} \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{SiO}_3$.

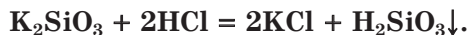
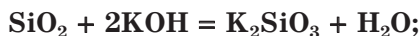
Для пераходу ад неметалаў да кіслотных аксідаў ва ўсіх гэтых радах выкарыстоўваюцца рэакцыі злучэння з кіслародам, напрыклад:



Пераход ад кіслотных аксідаў да кіслот у першых трох радах ажыццяўляецца шляхам вядомай вам рэакцыі гідратацыі, напрыклад:

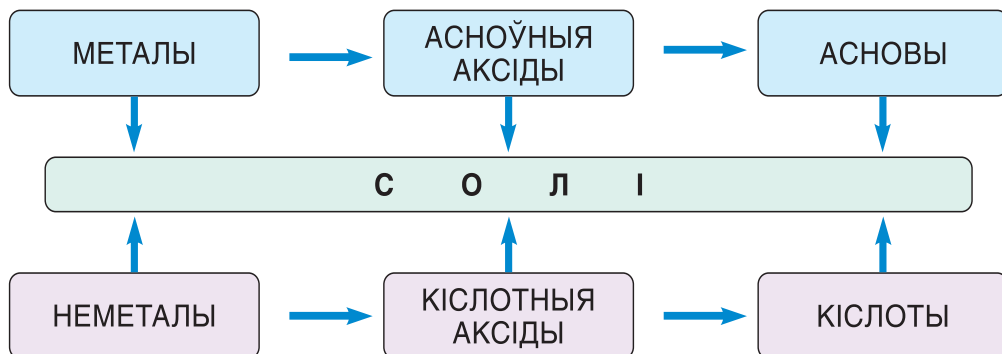


Аднак вы ведаеце, што аксід SiO_2 , які змяшчаецца ў апошнім радзе, з вадой не рэагуе. У гэтым выпадку яго спачатку ператвараюць у адпаведную соль, з якой затым атрымліваюць патрэбную кіслату (у радзе крэмнію гэта абазначана сімвалам $\rightarrow \text{соль} \rightarrow$):



Пераходы ад кіслот да солей могуць ажыццяўляцца вядомымі вам рэакцыямі з асноўнымі аксідамі, асновамі ці солямі.

Агульная схема, якая адлюстроўвае ўзаемасувязь аксідаў, кіслот, асноў і солей, прадстаўлена на малюнку 30.



Мал. 30. Схема ўзаемадзеяння складаных рэчываў з утварэннем солей

Простыя рэчывы, аксіды, асновы і солі хімічна ўзаемазвязаны паміж сабой.

Адрозніваюць два тыпы радоў узаемазвязаных рэчываў:

1) метал $\rightarrow$ асноўны аксід $\rightarrow$ аснова $\rightarrow$ соль;

2) неметал $\rightarrow$ кіслотны аксід $\rightarrow$ кіслата $\rightarrow$ соль.

Складаныя рэчывы, якія належаць аднаму раду, адно з адным не рэагуюць.

Складаныя рэчывы, якія належаць радам розных тыпаў, рэагуюць паміж сабой з утварэннем солей.

Пытанні і заданні

1. Якія з прапанаваных аксідаў — CO , K_2O , SO_3 , FeO , CO_2 — рэагуюць з вадой; з сернай кіслотой? Напішыце ўраўненні адпаведных рэакцый і назавіце іх прадукты.
2. Якія з прапанаваных аксідаў — NO , CaO , SO_2 , Na_2O , P_2O_5 — рэагуюць з аксідам серы(VI); з гідраксідам калію? Напішыце ўраўненні адпаведных рэакцый і назавіце іх прадукты.
3. З дапамогай якіх хімічных рэакцый можна атрымаць гідраксід магнію $\text{Mg}(\text{OH})_2$, маючы ў сваім распараджэнні магній і іншыя неабходныя рэактывы? Напішыце ўраўненні гэтых рэакцый і назавіце іх прадукты.
4. З дапамогай якіх хімічных рэакцый можна атрымаць крэмніевую кіслату H_2SiO_3 , маючы ў сваім распараджэнні крэмній і іншыя неабходныя рэактывы? Напішыце ўраўненні гэтых рэакцый і назавіце іх прадукты.
5. Напішыце па адным ураўненні рэакцый кіслаты з металам, асноўным аксідам і асновай. Паспрабуйце ў кожным прыкладзе выкарыстоўваць розныя кіслоты і розныя металы. Назавіце прадукты рэакцый.
6. З якімі з прапанаваных рэчываў — Hg , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, HCl , Mg , K_2CO_3 , NaCl — рэагуе ў водным растворе соль нітрат медзі(II) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$? Напішыце ўраўненні адпаведных рэакцый і назавіце іх прадукты.
7. Напішыце ўраўненні трох рэакцый, з дапамогай якіх можна атрымаць соль сульфат цынку.
8. Напішыце ўраўненні рэакцый, з дапамогай якіх карбанат жалеза(II) FeCO_3 можна ператварыць у гідраксід жалеза(II). Назавіце прадукты рэакцый.
9. Складзіце ўраўненні рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:
 - a) $\text{Na} \rightarrow \text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3$;
 - б) $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{ZnCl}_2$;
 - в) $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_3$;
 - г) $\text{Si} \rightarrow \text{SiO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3$;
 - д) $\text{FeO} \rightarrow \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2$;
 - е) $\text{CuCO}_3 \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}$.

10. У выніку ўзаемадзеяння карбанату натрыю і гідраксиду барыю ўтварыўся асадак масай 19,7 г. Вылічыце яго хімічную колькасць і масу другога прадукту рэакцыі.
11. У сумесі гідраксідаў натрыю і магнію агульнай масай 13,8 г хімічная колькасць NaOH роўна 0,2 моль. Разлічыце агульную масу солей, якія ўтвараюцца ў выніку растварэння названай сумесі ў салянай кіслаце.

Рыхтуемся да алімпіяд

1. Для поўнага растварэння сумесі аксиду медзі(II) і аксиду жалеза(III) агульнай масай 32 г спатрэбілася азотная кіслата хімічнай колькасцю 1 моль. Разлічыце масавую долю аксиду медзі(II) у зыходнай сумесі.

§ 27. Рашэнне разліковых задач па тэме «Асноўныя класы неарганічных злучэнняў»

У папярэдняй главе вы пазнаёміліся з колькаснымі разлікамі па ўраўненнях рэакцый. Зараз вы зможце замацаваць свае навыкі рашэння разліковых задач на прыкладах ураўненняў рэакцый з удзелам аксідаў, кіслот, асноў і солей.

Прыклад 1. *Алюміній масай 21,6 г спалілі ў кіслародзе. Разлічыце масу ўтворанага аксиду алюмінію.*

Дадзена:

$$m(\text{Al}) = 21,6 \text{ г}$$

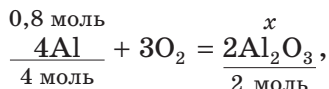
$$m(\text{Al}_2\text{O}_3) = ?$$

Рашэнне

1. Разлічым хімічную колькасць зыходнага алюмінію:

$$n(\text{Al}) = \frac{m(\text{Al})}{M(\text{Al})} = \frac{21,6 \text{ г}}{27 \text{ г/моль}} = 0,8 \text{ моль.}$$

2. Ведаючы хімічную колькасць алюмінію, па ўраўненні рэакцыі знойдзем хімічную колькасць (x) утворанага аксиду:



$$\text{адкуль атрымаем: } x = \frac{0,8 \text{ моль} \cdot 2 \text{ моль}}{4 \text{ моль}} = 0,4 \text{ моль. Гэта — } n(\text{Al}_2\text{O}_3).$$

3. Зыходзячы з хімічнай колькасці аксиду алюмінію, разлічым яго масу:

$$m(\text{Al}_2\text{O}_3) = n(\text{Al}_2\text{O}_3) \cdot M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 0,4 \text{ моль} \cdot 102 \text{ г/моль} = 40,8 \text{ г.}$$

$$\text{Адказ: } m(\text{Al}_2\text{O}_3) = 40,8 \text{ г.}$$

Прыклад 2. Аксід жалеза(III) прарэагаваў з вадародам аб'ёмам $53,76 \text{ дм}^3$ (н. у.). Разлічыце масу ўтворанага жалеза.

Дадзена:

$$V(\text{H}_2) = 53,76 \text{ дм}^3 (\text{н. у.})$$

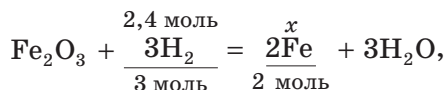
$$m(\text{Fe}) = ?$$

Рашэнне

1. Разлічым хімічную колькасць вадароду, які прарэагаваў:

$$n(\text{H}_2) = \frac{V(\text{H}_2)}{V_m} = \frac{53,76 \text{ дм}^3}{22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}} = 2,4 \text{ моль.}$$

2. Ведаючы хімічную колькасць вадароду, па ўраўненні рэакцыі знойдзем хімічную колькасць (x) утворанага жалеза:



$$\text{адкуль атрымаем: } x = \frac{2,4 \text{ моль} \cdot 2 \text{ моль}}{3 \text{ моль}} = 1,6 \text{ моль. Гэта — } n(\text{Fe}).$$

3. Зыходзячы з хімічнай колькасці жалеза, разлічым яго масу:

$$m(\text{Fe}) = n(\text{Fe}) \cdot M(\text{Fe}) = 1,6 \text{ моль} \cdot 56 \text{ г/моль} = 89,6 \text{ г.}$$

$$\text{Адказ: } m(\text{Fe}) = 89,6 \text{ г.}$$

Прыклад 3. Разлічыце аб'ём (н. у.) метану, пры згаранні якога ў кіслародзе ўтвараецца вада масай $25,2 \text{ г}$.

Дадзена:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 25,2 \text{ г}$$

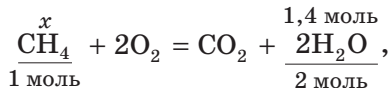
$$V(\text{CH}_4) (\text{н. у.}) = ?$$

Рашэнне

1. Разлічым хімічную колькасць вады, якая ўтвараецца:

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{25,2 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 1,4 \text{ моль.}$$

2. Ведаючы хімічную колькасць вады, па ўраўненні рэакцыі знойдзем хімічную колькасць (x) метану, які згарэе:



$$\text{адкуль атрымаем: } x = \frac{1,4 \text{ моль} \cdot 1 \text{ моль}}{2 \text{ моль}} = 0,7 \text{ моль. Гэта — } n(\text{CH}_4).$$

3. Зыходзячы з хімічнай колькасці метану, разлічым яго аб'ём (н. у.):

$$V(\text{CH}_4) = n(\text{CH}_4) \cdot V_m = 0,7 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль} = 15,68 \text{ дм}^3.$$

$$\text{Адказ: } V(\text{CH}_4) = 15,68 \text{ дм}^3.$$

Прыклад 4. Разлічыце аб'ём (н. у.) кіслароду, неабходнага для поўнага згарання вадароду аб'ёмам $6,72 \text{ дм}^3$ (н. у.).

Дадзена:

$$V(\text{H}_2) = 6,72 \text{ дм}^3 \text{ (н. у.)}$$

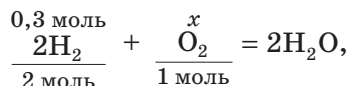
$$V(\text{O}_2) \text{ (н. у.)} = ?$$

Рашэнне

1. Разлічым хімічную колькасць зыходнага вадароду:

$$n(\text{H}_2) = \frac{V(\text{H}_2)}{V_m} = \frac{6,72 \text{ дм}^3}{22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}} = 0,3 \text{ моль.}$$

2. Ведаючы хімічную колькасць вадароду, па ўраўненні рэакцыі знойдзем хімічную колькасць (x) кіслароду, які з ім рэагуе:



$$\text{адкуль атрымаем: } x = \frac{0,3 \text{ моль} \cdot 1 \text{ моль}}{2 \text{ моль}} = 0,15 \text{ моль. Гэта — } n(\text{O}_2).$$

3. Зыходзячы з хімічнай колькасці кіслароду, разлічым яго аб'ём (н. у.):

$$V(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \cdot V_m = 0,15 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль} = 3,36 \text{ дм}^3.$$

$$\text{Адказ: } V(\text{O}_2) = 3,36 \text{ дм}^3.$$

Прыклад 5. Разлічыце аб'ём (н. у.) вуглякіслага газу і масу аксиду кальцыю, якія ўтвараюцца пры награванні карбанату кальцыю масай 125 г .

Дадзена:

$$m(\text{CaCO}_3) = 125 \text{ г}$$

$$V(\text{CO}_2) \text{ (н. у.)} = ?$$

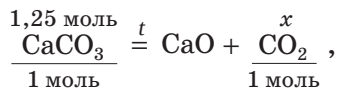
$$m(\text{CaO}) = ?$$

Рашэнне

1. Разлічым хімічную колькасць зыходнага карбанату кальцыю:

$$n(\text{CaCO}_3) = \frac{m(\text{CaCO}_3)}{M(\text{CaCO}_3)} = \frac{125 \text{ г}}{100 \text{ г/моль}} = 1,25 \text{ моль.}$$

2. Ведаючы хімічную колькасць карбанату кальцыю, па ўраўненні рэакцыі знойдзем хімічную колькасць (x) утворанага вуглякіслага газу:

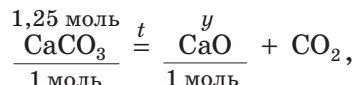


$$\text{адкуль атрымаем: } x = \frac{1,25 \text{ моль} \cdot 1 \text{ моль}}{1 \text{ моль}} = 1,25 \text{ моль. Гэта — } n(\text{CO}_2).$$

3. Зыходзячы з хімічнай колькасці аксиду вугляроду(IV), разлічым яго аб'ём (н. у.):

$$V(\text{CO}_2) = n(\text{CO}_2) \cdot V_m = 1,25 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль} = 28 \text{ дм}^3.$$

4. Ведаючы хімічную колькасць карбанату кальцыю, па ўраўненні рэакцыі знойдзем хімічную колькасць (y) аксиду кальцыю, які ўтвараецца:



адкуль атрымаем: $x = \frac{1,25 \text{ моль} \cdot 1 \text{ моль}}{1 \text{ моль}} = 1,25 \text{ моль}$. Гэта — $n(\text{CaO})$.

5. Зыходзячы з хімічнай колькасці аксиду кальцыю, разлічым яго масу:

$$m(\text{CaO}) = n(\text{CaO}) \cdot M(\text{CaO}) = 1,25 \text{ моль} \cdot 56 \text{ г/моль} = 70 \text{ г}.$$

Адказ: $V(\text{CO}_2) = 28 \text{ дм}^3$; $m(\text{CaO}) = 70 \text{ г}$.

Прыклад 6. У сумесі цынку з алюмініем масавая доля цынку складала 82,8 %. Гэту сумесь масай 15,7 г растварылі ў салянай кіслаце. Разлічыце аб'ём (н. у.) вадароду, што пры гэтым вылучыўся.

Дадзена:

$$m(\text{сумесі}) = 15,7 \text{ г}$$

$$w(\text{Zn}) = 82,8 \%$$

$$V(\text{H}_2) \text{ (н. у.)} = ?$$

Рашэнне

1. Разлічым масу цынку ў зыходнай сумесі металяў:

$$w(\text{Zn}) = \frac{m(\text{Zn})}{m(\text{сумесі})};$$

$$m(\text{Zn}) = w(\text{Zn}) \cdot m(\text{сумесі}) = 0,828 \cdot 15,7 \text{ г} = 13 \text{ г}.$$

2. Вылічым масу алюмінію ў зыходнай сумесі:

$$m(\text{Al}) = m(\text{сумесі}) - m(\text{Zn}) = 15,7 - 13 = 2,7 \text{ г}.$$

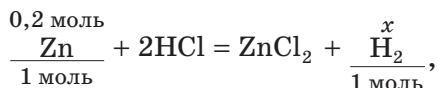
3. Знойдзем хімічную колькасць зыходнага цынку:

$$n(\text{Zn}) = \frac{m(\text{Zn})}{M(\text{Zn})} = \frac{13 \text{ г}}{65 \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моль}.$$

4. Разлічым хімічную колькасць зыходнага алюмінію:

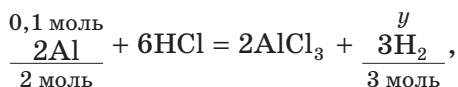
$$n(\text{Al}) = \frac{m(\text{Al})}{M(\text{Al})} = \frac{2,7 \text{ г}}{27 \text{ г/моль}} = 0,1 \text{ моль}.$$

5. Ведаючы хімічную колькасць цынку, па ўраўненні рэакцыі знойдзем хімічную колькасць (x) выцесненага ім вадароду:



адкуль атрымаем: $x = \frac{0,2 \text{ моль} \cdot 1 \text{ моль}}{1 \text{ моль}} = 0,2 \text{ моль}$. Гэта — $n_1(\text{H}_2)$.

6. Ведаючы хімічную колькасць алюмінію, па ўраўненні рэакцыі вызначым хімічную колькасць (y) выцесненага ім вадароду:



адкуль атрымаем: $y = \frac{0,1 \text{ моль} \cdot 3 \text{ моль}}{2 \text{ моль}} = 0,15 \text{ моль}$. Гэта — $n_2(\text{H}_2)$.

7. Вылічым агульную хімічную колькасць вадароду, які вылучыўся ў выніку абедзвюх рэакцый:

$$n_{\text{агульн}}(\text{H}_2) = n_1(\text{H}_2) + n_2(\text{H}_2) = 0,2 \text{ моль} + 0,15 \text{ моль} = 0,35 \text{ моль}.$$

8. Ведаючы агульную хімічную колькасць вадароду, разлічым яго агульны аб'ём:

$$n_{\text{агульн}}(\text{H}_2) = n_{\text{агульн}}(\text{H}_2) \cdot V_{\text{м}} = 0,35 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль} = 7,84 \text{ дм}^3.$$

Адказ: $n_{\text{агульн}}(\text{H}_2) = 7,84 \text{ дм}^3$.

Пытанні і заданні

1. Хлор аб'ёмам $16,8 \text{ дм}^3$ (н. у.) прарэагаваў з алюмініем. Разлічыце масу прадукту рэакцыі.
2. У выніку рэакцыі аксиду медзі(II) з вадародам была атрымана медзь масай 48 г . Разлічыце аб'ём (н. у.) вадароду, што прарэагаваў.
3. У выніку згарання метану ў кіслародзе быў атрыманы вуглякіслы газ аб'ёмам $5,6 \text{ дм}^3$ (н. у.). Разлічыце масу вады, утворанай у выніку дадзенай рэакцыі.
4. Разлічыце аб'ёмы (н. у.) вадароду і кіслароду, пры ўзаемадзеянні якіх утвараецца вада масай 45 г .
5. У выніку згарання фосфару ў кіслародзе ўтварыўся аксід фосфару(V) масай $56,8 \text{ г}$. Вылічыце масу фосфару і аб'ём (н. у.) кіслароду, што ўступілі ў рэакцыю.

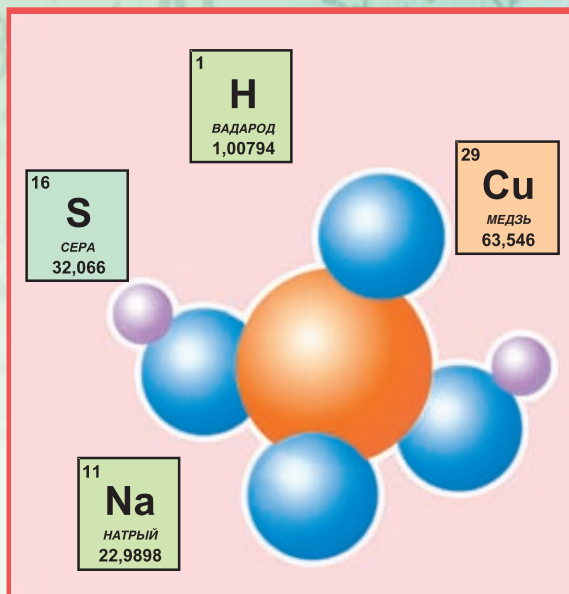
6. У выніку рэакцыі сульфату жалеза(III) з гідраксідам калію ўтварыўся гідраксід жалеза(III) хімічнай колькасцю 0,04 моль. Знайдзіце масу шчолачы, якая прарэагавала.
7. Кальцый масай 52 г прарэагаваў з вадой. Разлічыце масу ўтворанага гідраксіду і аб'ём (н. у.) газу, што вылучыўся.
8. У выніку рэакцыі алюмінію з сернай кіслотой вылучыўся газ аб'ёмам 6,72 дм³ (н. у.). Вылічыце масу ўтворанай пры гэтым солі.
9. Адным з прадуктаў рэакцыі нейтралізацыі з'яўляецца фасфат калію масай 63,6 г. Знайдзіце хімічныя колькасці рэчываў, што ўступілі ў дадзеную рэакцыю.
10. Знайдзіце аб'ём (н. у.) газападобнага кіслотнага аксіду і масу шчолачы, пры ўзаемадзеянні якіх утвараецца карбанат калію масай 41,4 г.
11. У выніку ўзаемадзеяння дзвюх солей утварыліся сульфат барыю масай 23,3 г і хларыд натрыю. Чаму роўна яго маса?

Рыхтуемса да алімпіяд

1. У выніку награвання гідраксіду невядомага металу ўтварылася цвёрдае рэчыва чорнага колеру. Яго ўвялі ў рэакцыю з вадародам і атрымалі метал чырвонага колеру масай 19,2 г. Вызначыце невядомы метал і масу зыходнага гідраксіду.

Глава 3

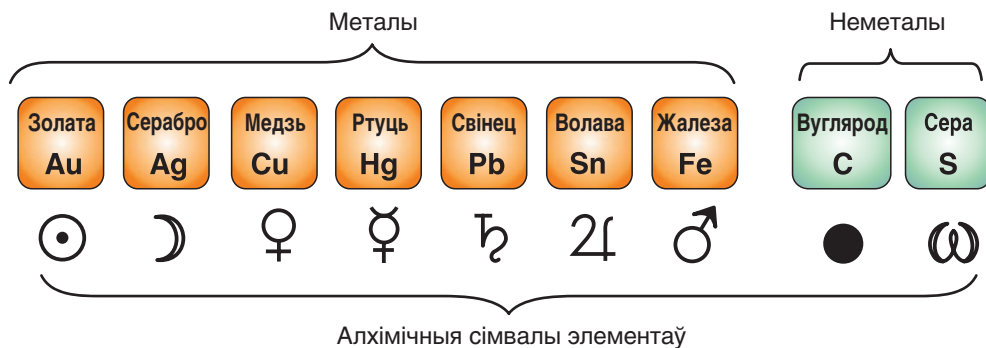
Перыядычны закон і перыядычная сістэма хімічных элементаў



У трэцяй главе вы пазнаёміцеся з сістэматызацыяй хімічных элементаў. Даведаецеся пра гісторыю адкрыцця найважнейшага закону прыроды — перыядычнага закону Д. І. Мендзялеева. Навучыцеся карыстацца перыядычнай сістэмай хімічных элементаў

§ 28. Сістэматызацыя хімічных элементаў

У пачатку XVIII ст. вучоныя ведалі каля паўтара дзясятка хімічных элементаў. Гэта дзевяць «элементаў старажытнасці» (золата **Au**, серабро **Ag**, ртуць **Hg**, волава **Sn**, свінец **Pb**, медзь **Cu**, жалеза **Fe**, сера **S** і вуглярод **C** (мал. 31)) і яшчэ пяць элементаў, адкрытых алхімікамі ў Сярэднія вякі (цынк **Zn**, мыш'як **As**, сурма **Sb**, вісмут **Bi** і фосфар **P**).



Мал. 31. Хімічныя элементы старажытнасці



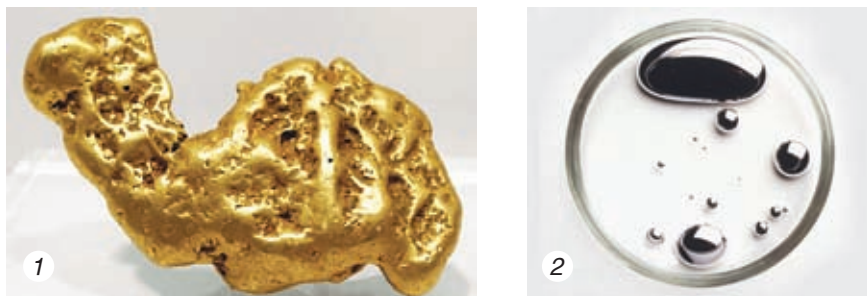
Мал. 32. Адкрыццё фосфару

Фосфар з'яўляецца першым элементам, у якога дакладна вядома імя першаадкрывальніка. Ім быў нямецкі алхімік Хёніг Бранд, які адкрыў фосфар у 1669 г. (мал. 32).

Паколькі да сярэдзіны XIX ст. было адкрыта яшчэ каля 50 новых элементаў, узнікла неабходнасць у іх сістэматызацыі, г. зн. прывядзенні ў пэўны парадак, сістэму.

Адной з першых спроб сістэматызацыі хімічных элементаў быў іх падзел на дзве групы — **металы** і **неметалы**, заснаваны на адрозненні ўласцівасцей простых рэчываў.

Успомнім уласцівасці простых рэчываў металаў і неметалаў. **Металы** (мал. 33) добра праводзяць электрычны ток і цеплату, маюць характэрны



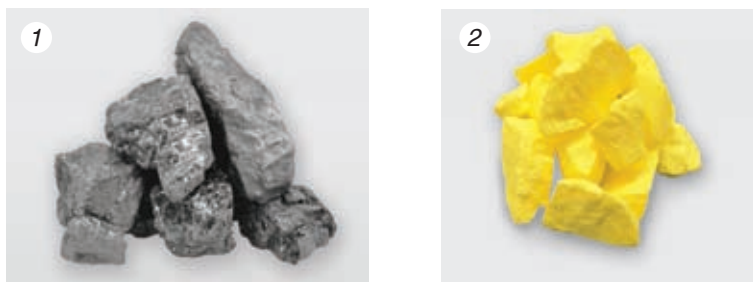
Мал. 33. Узоры металаў, якія сустракаюцца ў прыродзе: 1 — золата, 2 — ртуць

металічны бляск. Многія з іх пластычныя, г. зн. лёгка расплюшчваюцца, выцягваюцца, паддаюцца апрацоўцы, асабліва ў нагрэтым стане. Усе металы пры пакаёвай тэмпературы (акрамя ртуці) — цвёрдыя крышталічныя рэчывы.



Новы напрамак вытворчай дзейнасці Гомельскага вытворчага аб'яднання «Крышталі» — выраб мерных зліткаў з золата. Міністэрства фінансаў прадае іх суб'ектам гаспадарання, банкам і іншым крэдытна-фінансавым арганізацыям Рэспублікі Беларусь. Гэта сур'ёзны ўклад у імпартазамышчэнне, таму што раней залатыя зліткі пастаўляліся ў Беларусь з краін Заходняй Еўропы.

Неметалы (мал. 34), як правіла, дрэнныя праваднікі току, не маюць металічнага бляску і пластычнасці. Пры н. у. простыя рэчывы неметалы могуць быць цвёрдымі (сера, фосфар), вадкімі (бром), газападобнымі (кісларод, азот).



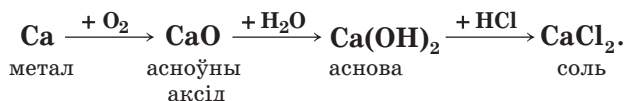
Мал. 34. Узоры неметалаў, якія сустракаюцца ў прыродзе: 1 — графіт, 2 — сера

Гэтыя дзве групы простых рэчываў істотна адрозніваюцца і па хімічных уласцівасцях.

Металы ўзаемадзейнічаюць з кіслародам і іншымі неметаламі, кіслотамі, солямі, але газападобных злучэнняў не ўтвараюць.

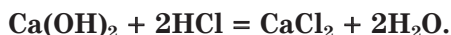
Неметалы, рэагуючы з вадародам, звычайна ўтвараюць газападобныя злучэнні. Пры ўзаемадзеянні з кіслародам неметалы ўтвараюць аксіды, якія знаходзяцца пры н. у. у розных агрэгатных станах, напрыклад NO — газ, H_2O — вадкасць, P_2O_5 — цвёрдае рэчыва. З разбаўленымі кіслотамі большасць неметалаў не рэагуе.

Аксіды і гідраксіды тыповых металаў валодаюць асноўнымі ўласцівасцямі:



Як даказаць, што аксід, які адпавядае металу, з'яўляецца асноўным і яго гідраксід праяўляе ўласцівасці асноў?

Доказам асноўных уласцівасцей гідраксідаў металаў з'яўляецца іх здольнасць рэагаваць з кіслотамі з утварэннем солей і вады:



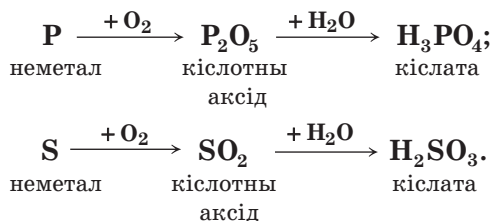
Асноўныя ўласцівасці гідраксідаў металаў лёгка даказаць і з дапамогай індыкатараў, напрыклад фенолфталеіну па яго характэрнай малінавай афарбоўцы ў шчолачным асяроддзі (мал. 35).



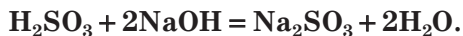
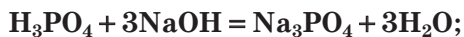
Мал. 35. Афарбоўка фенолфталеіну ў шчолачным асяроддзі

Не ўсе асноўныя аксіды ўзаемадзейнічаюць з вадой, аднак кожнаму з іх адпавядае гідраксід, які праяўляе ўласцівасці асновы.

Кіслародныя злучэнні неметалаў звычайна з'яўляюцца кіслотнымі аксідамі, а іх гідраксіды — кіслотамі:



Доказам кіслотных уласцівасцей гідраксідаў неметалаў з'яўляецца іх здольнасць рэагаваць са шчолачамі з утварэннем солей і вады:



Кіслотныя ўласцівасці гідраксідаў неметалаў лёгка даказаць і з дапамогай індыкатараў (лакмусу, метыларанжу ці ўніверсальнага індыкатару) па іх характэрнай чырвонай афарбоўцы ў кіслым асяроддзі (мал. 36).



Мал. 36. Афарбоўка індыкатараў у кіслым асяроддзі

Найпрасцейшая класіфікацыя хімічных элементаў — дзяленне іх на металы і неметалы.

Простыя рэчывы металы і неметалы адрозніваюцца адно ад аднаго па фізічных і хімічных уласцівасцях.

Аксіды і гідраксіды тыповых металаў звычайна праяўляюць асноўныя ўласцівасці.

Аксіды і гідраксіды неметалаў звычайна валодаюць кіслотнымі ўласцівасцямі.

Пытанні і заданні

- Назавіце асноўныя прыметы, па якіх хімічныя элементы аб'ядноўваюцца ў групы металаў і неметалаў.
- Аб якіх простых рэчывах (металах або неметалах) ідзе гаворка ў сцвярджэннях:
 - газападобнае, бясколернае;
 - цвёрдае, жоўтага колеру, лёгкаплаўкае;
 - цвёрдае, мае характэрны бляск, праводзіць электрычны ток?
- Устаўце прапушчаныя словы ў характарыстыку аксіду натрыю: белае цвёрдае рэчыва, у вадзе раствараецца з утварэннем ..., з кіслотамі ўтварае ... і вадзі, праяўляе ... уласцівасці.

4. Ахарактарызуйце аксід серы(VI), устаўляючы прапушчаныя словы ў апісанне яго ўласцівасцей: паглынае вільгаць з паветра, добра раствараецца ў вадзе з утварэннем ..., са шчолачамі ўтварае ... і ..., з салянай кіслотой ... рэагуе. Валодае ... уласцівасцямі.
5. Складзіце ўраўненні рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:
 - а) $\text{Na} \rightarrow \text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4$;
 - б) $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{K}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.
6. На колькі павялічыцца маса пасудзіны, калі гідраксід натрыю, які знаходзіцца ў ёй, паглыне вуглякіслы газ, аб'ём якога $11,2 \text{ дм}^3$ (н. у.)?
7. Разлічыце хімічную колькасць вады, неабходнай для рэакцыі з аксідам фосфару(V) масай 7,1 г, калі пры гэтым утвараецца фосфарная кіслата.

Рыхтуемся да алімпіяд

1. Ва ўзоры руды масай 200 г знаходзіцца мінерал плавікавы шпат CaF_2 — сыравіна для атрымання фтору. Масавая доля CaF_2 у рудзе роўна 78 %. Вылічыце масу фтору, які змяшчаецца ў гэтым узору руды.

§ 29. Паняцце аб амфатэрнасці

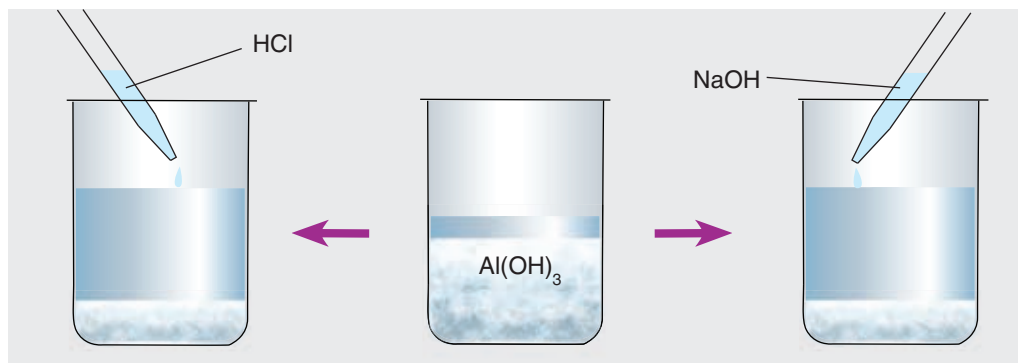
Яшчэ ў XIX ст. было вядома, што аксіды і гідраксіды некаторых металаў рэагуюць і з кіслотамі, і са шчолачамі, г. зн. праяўляюць як асноўныя, так і кіслотныя ўласцівасці. Напрыклад, асадкі гідраксідаў цынку $\text{Zn}(\text{OH})_2$ і алюмінію $\text{Al}(\text{OH})_3$ раствараюцца і ў салянай кіслаце (г. зн. паводзяць сябе як асновы), і ў растворах шчолачаў (г. зн. паводзяць сябе як кіслоты). Такая здольнасць аксідаў і гідраксідаў металаў праяўляць дваістасць хімічных уласцівасцей была названа **амфатэрнасцю**, а самі гэтыя рэчывы — **амфатэрнымі злучэннямі**.

Амфатэрнасць — гэта здольнасць аксідаў і гідраксідаў некаторых металаў праяўляць як асноўныя, так і кіслотныя ўласцівасці.



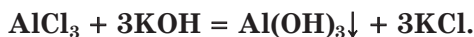
Слова «амфатэрны» паходзіць ад старажытнагрэчаскага «амфатэрас» — дваісты (і той і іншы). Гэта ж паходжанне мае і назва старажытнагрэчаскай пасудзіны з дзвюма ручкамі — амфара. У старажытнасці амфары былі самымі распаўсюджанымі пасудзінамі для захоўвання і транспарціроўкі розных вадкасцей, у асноўным аліўкавага алею і віна, а таксама сыпучых прадуктаў і збожжа.



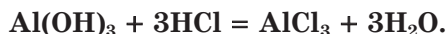


Мал. 37. Амфатэрныя ўласцівасці гідраксиду алюмінію

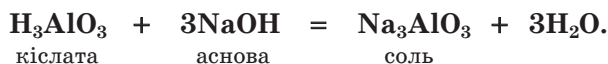
Разгледзім паводзіны нерастваральнага ў вадзе гідраксиду алюмінію Al(OH)_3 . Атрымаем яго, асцярожна прыліваючы раствор шчолачы да раствору солі алюмінію:



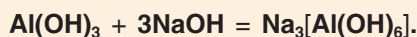
Падзелім атрыманы асадак Al(OH)_3 на дзве часткі. Да першай часткі прыльём раствор кіслаты — асадак раствараецца, г. зн. Al(OH)_3 паводзіць сябе як **аснова** (мал. 37):



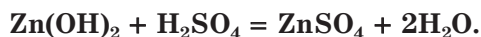
Да другой часткі прыльём раствор шчолачы — асадак таксама раствараецца, г. зн. гідраксід алюмінію праяўляе **кіслотныя ўласцівасці**. У гэтым выпадку гідраксід алюмінію Al(OH)_3 можна ўмоўна палічыць кіслатой H_3AlO_3 :



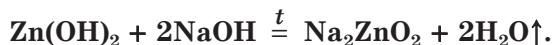
На самай справе рэакцыя адбываецца па ўраўненні:



Амфатэрнымі ўласцівасцямі валодаюць гідраксіды і некаторых іншых металаў, напрыклад цынку — Zn(OH)_2 :



Пры награванні сумесі гідраксиду цынку з цвёрдай шчолаччу NaOH утвараюцца соль Na_2ZnO_2 і пары вады:



Значыць, амфатэрныя гідраксіды рэагуюць як з кіслотамі, так і са шчолачамі.

Атрымаем на практыцы гідраксід цынку і даследуем яго амфатэрныя ўласцівасці.

Лабараторны дослед 3

Атрыманне гідраксиду цынку (алюмінію) і вывучэнне яго амфатэрных уласцівасцей

У дзве прабіркі наліце раствор солі цынку (алюмінію) аб'ёмам прыкладна па 1 см^3 . Затым у кожную прабірку дадайце прыкладна такія ж аб'ём раствору гідраксиду натрыю да атрымання белага асадку гідраксиду цынку (гідраксиду алюмінію). Складзіце ўраўненне рэакцыі.

У першую прабірку з асадкам гідраксиду цынку (гідраксиду алюмінію) дадайце па кроплях саляную кіслату, падтрасаючы прабірку для больш поўнага растварэння асадку. У гэтай рэакцыі амфатэрны гідраксід праяўляе **ўласцівасці асновы**. Складзіце ўраўненне рэакцыі.

У другую прабірку з асадкам дадайце лішак раствору гідраксиду натрыю і старанна змяшайце. У раствору шчолачы асадок гідраксиду цынку (гідраксиду алюмінію) растворяецца. Значыць, у рэакцыях са шчолачамі амфатэрны гідраксід праяўляе **кіслотныя ўласцівасці**.

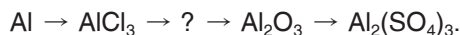
Атрыманыя вынікі сведчаць, што гідраксід цынку (гідраксід алюмінію) валодае **амфатэрнымі ўласцівасцямі**.

Амфатэрным гідраксідам адпавядаюць **амфатэрныя аксіды**, таксама здольныя рэагаваць як з кіслотамі, так і са шчолачамі.

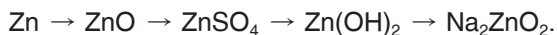
Гідраксіды і аксіды некаторых металаў здольны рэагаваць як з кіслотамі, так і са шчолачамі, г. зн. валодаюць амфатэрнымі ўласцівасцямі.

Пытанні і заданні

1. Дайце азначэнне паняццям «аксіды», «гідраксіды», «кислоты», «асновы».
2. Якія ўласцівасці праяўляе гідраксід цынку пры ўзаемадзеянні з салянай кіслотой; з гідраксідам калію? Напішыце ўраўненні гэтых рэакцый.
3. Гідраксід берылію праяўляе амфатэрныя ўласцівасці, аналагічныя ўласцівасцям гідраксіду цынку. Складзіце ўраўненні рэакцый $\text{Be}(\text{OH})_2$ з сернай кіслотой і гідраксідам натрыю.
4. У колбе знаходзіцца раствор, які змяшчае сульфат цынку хімічнай колькасцю 0,2 моль. Разлічыце хімічную колькасць і масу гідраксіду калію, якія неабходна дадаць у колбу для атрымання амфатэрнага гідраксіду цынку.
5. У выніку рэакцыі гідраксіду цынку з цвёрдай шчолаччу КОН утварылася вада масай 45 г. Разлічыце масу другога прадукту рэакцыі.
6. Дапоўніце схему і складзіце ўраўненні хімічных рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:



7. Складзіце ўраўненні рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:



Рыхтуемся да алімпіяд

1. Пры награванні сумесі гідраксіду калію і гідраксіду алюмінію ўтвараюцца вада і соль, у якой масавыя долі калію, алюмінію і кіслароду роўны адпаведна 39,80 %, 27,55 % і 32,65 %. Вызначыце хімічную формулу гэтай солі.

§ 30. Натуральныя сямействы элементаў

З вялікай колькасці вядомых хімічных элементаў вучоныя сталі вылучаць групы элементаў, асабліва блізкіх па ўласцівасцях іх простых рэчываў. Такія групы элементаў назвалі **натуральнымі сямействамі**.

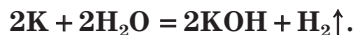
Шчолачныя металы

У адно сямейства былі аб'яднаны элементы, простыя рэчывы якіх валодаюць найбольш ярка выяўленымі металічнымі ўласцівасцямі: літый **Li**, натрый **Na**, калій **K**, рубідый **Rb**, цэзій **Cs**. Іх назвалі



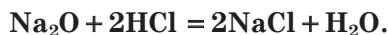
Мал. 38. Рэакцыя калію з вадой

шчолачнымі металамі, бо яны энергічна ўзаемадзейнічаюць з вадой з утварэннем **шчолачаў** (мал. 38):



Шчолачныя металы энергічна рэагуюць таксама з кіслародам O_2 , хлорам Cl_2 , серай S і іншымі неметаламі.

Вельмі блізкія па ўласцівасцях і іх злучэнні. Аксіды, якія праяўляюць асноўныя ўласцівасці, рэагуюць з вадой і кіслотамі:



Гідраксіды з'яўляюцца шчолачамі.

Як гэта можна даказаць? У злучэннях шчолачных металаў гэтыя элементы аднавалентныя.

У табліцы 2 прыведзены некаторыя фізічныя ўласцівасці простых рэчываў гэтых элементаў і формулы некаторых іх злучэнняў.

Табліца 2. Фізічныя ўласцівасці шчолачных металаў і іх злучэнні

Назва хімічнага элемента	Простыя рэчывы				Формулы злучэнняў		
	Формула	Агрэгатны стан (пры н. у.)	Тэмпера- тура плаў- лення, °C	Шчыль- насць, г/см ³	Акід	Аснова	Соль (хларыд)
Літый	Li	Цвёрдае рэчыва	181	0,53	Li_2O	LiOH	LiCl
Натрый	Na	Цвёрдае рэчыва	98	0,97	Na_2O	NaOH	NaCl
Калій	K	Цвёрдае рэчыва	64	0,86	K_2O	KOH	KCl
Рубідый	Rb	Цвёрдае рэчыва	39	1,53	Rb_2O	RbOH	RbCl
Цэзій	Cs	Цвёрдае рэчыва	29	1,87	Cs_2O	CsOH	CsCl

Шчолачныя металы мяккія, яны лёгка рэжунца нажом (мал. 39), лёгкія, пластычныя, легкаплаўкія, добра праводзяць электрычны ток, валодаюць металічным бляскам.

Злучэнні шчолачных металаў (аксіды, гідраксіды і інш.) маюць падобны састаў і праяўляюць падобныя ўласцівасці.

Такім чынам, можна зрабіць выснову аб падабенстве шчолачных металаў на аснове падабенства фізічных і хімічных уласцівасцей іх простых рэчываў і аднатыпных злучэнняў.

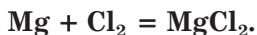


Мал. 39. Разразанне натрыю нажом

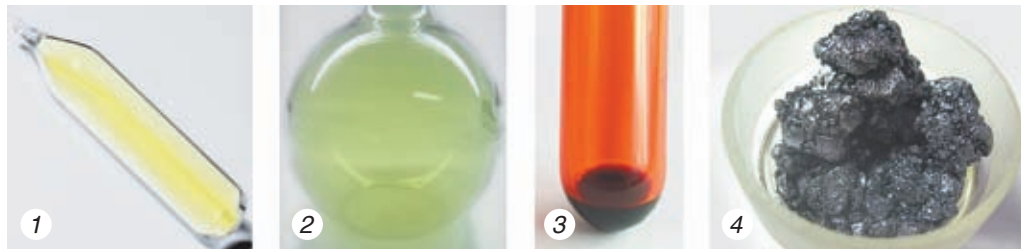
Галагены

Натуральным сямействам элементаў, у простых рэчываў якіх найбольш яскрава праяўляюцца неметалічныя ўласцівасці, з'яўляецца група **галагенаў** (фтор F, хлор Cl, бром Br, ёд I). Малекулы простых рэчываў галагенаў двухатамныя: F₂, Cl₂, Br₂, I₂. Афарбоўка простых рэчываў галагенаў пры пакаёвай тэмпературы паказана на малюнку 40, а фізічныя ўласцівасці і формулы некаторых іх злучэнняў прыведзены ў табліцы 3.

Простыя рэчывы гэтых элементаў актыўна рэагуюць з металамі з утварэннем солей:



Адсюль і назва гэтага сямейства «галагены», што ў перакладзе з грэчаскай мовы азначае «якія нараджаюць солі».

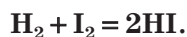
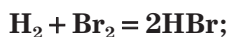
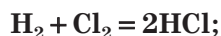
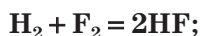


Мал. 40. Афарбоўка простых рэчываў-галагенаў: 1 — фтору, 2 — хлору, 3 — броду, 4 — ёду

Табліца 3. Фізічныя ўласцівасці галагенаў і іх некаторыя злучэнні

Назва хімічнага элемента	Простыя рэчывы				Формулы злучэнняў	
	Формула	Агрэгатны стан (пры н. у.)	Колер	Тэмпература кіпення, °С	Кіслоты	Прыклады солей
Фтор	F ₂	Газ	Жаўта- ваты	–188	HF	CaF ₂
Хлор	Cl ₂	Газ	Жоўта- зялёны	–34	HCl	NaCl
Бром	Br ₂	Вадкасць	Карычне- ва-буры	59	HBr	MgBr ₂
Ёд	I ₂	Цвёрдае рэчыва	Цёмна- шэры	184	HI	KI

Яшчэ адна характэрная хімічная ўласцівасць галагенаў — узаемадзеянне з вадародам. Пры гэтым утвараюцца рэчывы, якія называюцца **галагенавадародамі**:



Водныя растворы галагенавадародаў — **кіслоты**.

Шчолачныя металы і галагены валодаюць супрацьлеглымі ўласцівасцямі. **Шчолачныя металы** з’яўляюцца *тыповымі металамі*, а **галагены** — *тыповымі неметаламі*.

Вядомы і іншыя натуральныя сямействы хімічных элементаў з блізкай ўласцівасцямі. Напрыклад, у канцы XIX ст. былі адкрыты элементы: гелій **He**, неон **Ne**, аргон **Ar**, крыптон **Kr**, ксенон **Xe**. Іх про-

стыя рэчывы адрозніваюцца выключнай інэртнасцю і не ўтвараюць злучэнняў ні з металамі, ні з вадародам. Таму іх назвалі **інэртнымі** або **высакароднымі газами**.

Такім чынам, некаторыя элементы можна аднесці да таго ці іншага натуральнага сямейства. Простыя рэчывы і аднатыпныя злучэнні элементаў аднаго сямейства праяўляюць падобныя ўласцівасці.

Аднак выяўленне натуральных сямействаў элементаў яшчэ не вырашала галоўнай праблемы сістэматызацыі элементаў — знаходжання ўзаемасувязі паміж імі.

Гэту задачу здолеў вырашыць вялікі рускі вучоны Дзмітрый Іванавіч Мендзялееў.

Групы хімічных элементаў, простыя рэчывы і аднатыпныя злучэнні якіх валодаюць блізкімі ўласцівасцямі, утвараюць сямействы падобных элементаў або натуральныя сямействы элементаў.

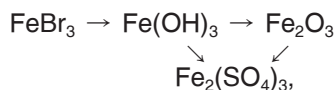
Група шчолачных металаў утварае натуральнае сямейства тыповых металаў.

Група галагенаў утварае натуральнае сямейства тыповых неметалаў.

Пытанні і заданні

1. На прыкладзе групы шчолачных металаў і групы галагенаў вусна апішыце ўласцівасці:
а) тыповых металаў; б) тыповых неметалаў.
2. Карыстаючыся табліцай 2, параўнайце фізічныя ўласцівасці шчолачных металаў і выявіце заканамернасці змянення фізічных уласцівасцей гэтых рэчываў з павелічэннем адноснай атамнай масы элементаў. Выканайце аналагічныя заданні для галагенаў (табл. 3).
3. Разлічыце масавыя долі кальцыю і броду ў злучэнні CaBr_2 .
4. Вам вядома назва солей сяляннай кіслаты. Назавіце па аналогіі солі іншых галагенавадародных кіслот: CaF_2 , AlI_3 , MgBr_2 , KF , FeBr_3 . Складзіце ўраўненні магчымых рэакцый атрымання гэтых солей.
5. Назавіце асноўныя адрозненні ва ўласцівасцях простых рэчываў літыю і фтору, натрыю і хлору.
6. Складзіце ўраўненні рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:
а) $\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO}$;
б) $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{BaSO}_3$.

7. Складзіце ўраўненні рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць ператварэнні паводле прыведзенай схемы:

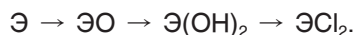


назавіце ўсе запісаныя злучэнні.

8. Пры ўзаемадзеянні натрыю з вадой вылучыўся газ аб'ёмам 44,8 дм³ (н. у.). Разлічыце масу натрыю, які ўступіў у рэакцыю.

Рыхтуемся да алімпіяд

1. Дадзена схема ператварэнняў:



Вызначыце элемент Э, калі вядома, што маса яго солі ЭCl₂ хімічнай колькасцю 0,5 моль роўна 104 г. Складзіце ўраўненні ўсіх хімічных ператварэнняў.

§ 31. Перыядычны закон Д. І. Мендзялеева

Па меры нарастання колькасці вядомых хімічных элементаў вучоныя розных краін спрабавалі іх сістэматызаваць. Так, А. Шанкуртуа ў Францыі, Д. Ньюлендс у Англіі, Л. Меер у Германіі ў якасці асновы для сістэматызацыі хімічных элементаў выбралі галоўную на той час іх колькасную характарыстыку — атамную масу. У адрозненне ад сваіх папярэднікаў прафесар Пецярбургскага ўніверсітэта Д. І. Мендзялееў надаваў вялікае значэнне не толькі атамнай масе, але і хімічным уласцівасцям простых рэчываў і злучэнняў элементаў.

Размясціўшы хімічныя элементы ў парадку нарастання іх адносных атамных мас, Д. І. Мендзялееў устанавіў, што праз пэўную колькасць элементаў назіраецца праяўленне падобных уласцівасцей утвараемых імі простых і складаных рэчываў. Так, праз сем элементаў пасля літыю **Li** з'яўляецца шчолачны метал натрый **Na**, а яшчэ праз сем — наступны шчолачны метал — калій **K**.

Дакладна такую ж паўтаральнасць уласцівасцей ён выявіў і ў галагенаў: праз сем элементаў пасля фтору **F** ідзе галаген хлор **Cl**.

Літый і натрый — тыповыя металы, а хлор і фтор — тыповыя неметалы. А як змяняюцца ўласцівасці атамаў элементаў і іх злучэнняў у прамежку паміж імі? Для адказу на пытанне складзём табліцу 4. Запішам сімвалы ўсіх элементаў ад літыю да фтору, а таксама ад натрыю да хлору ў парадку нарастання іх адносных атамных мас. Гэту характарыстыку элементаў запішам унізе пад іх знакамі. Тамсама пака-

жам формулу **вышэйшага аксід**у (г. зн. аксід, у якім валентнасць элемента максімальная) і адпаведнага яму гідраксід. Гідраксіды берылію і алюмінію з'яўляюцца амфатэрнымі злучэннямі і таму ў табліцы запісаны і ў форме кіслот, і ў форме асноў.

Табліца 4. Аксіды і гідраксіды элементаў у радах ад Li да Ne і ад Na да Ar

Хімічны знак элемента	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Адносная атамная маса	7	9	11	12	14	16	19	20
Вышэйшы аксід	Li ₂ O	BeO	B ₂ O ₃	CO ₂	N ₂ O ₅	—	—	—
Аснова	LiOH	Be(OH) ₂	—	—	—	—	—	—
Кіслата	—	H ₂ BeO ₂	H ₃ BO ₃	H ₂ CO ₃	HNO ₃	—	—	—
Хімічны знак элемента	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Адносная атамная маса	23	24	27	28	31	32	35,5	40
Вышэйшы аксід	Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₂ O ₅	SO ₃	Cl ₂ O ₇	—
Аснова	NaOH	Mg(OH) ₂	Al(OH) ₃	—	—	—	—	—
Кіслата	—	—	H ₃ AlO ₃	H ₂ SiO ₃	H ₃ PO ₄	H ₂ SO ₄	HClO ₄	—
Агульная формула вышэйшага аксід	Э ₂ O	ЭO	Э ₂ O ₃	ЭO ₂	Э ₂ O ₅	ЭO ₃	Э ₂ O ₇	—

Дададзім у табліцу два элементы (у адпаведнасці з іх атамнымі масамі), адкрытыя пазней, — неон **Ne** пасля фтору **F**, аргон **Ar** пасля хлору **Cl**. Як мы ўжо ведаем, гэта неметалы, у якіх простыя рэчывы хімічна малаактыўныя.

Першы рад элементаў пачынаецца літыем **Li**, вышэйшая валентнасць якога роўна I. Літый — актыўны метал, а яго гідраксід **LiOH** з’яўляецца асновай. У наступнага за літыем элемента берылію **Be** вышэйшая валентнасць роўна II. У параўнанні з літыем металічныя ўласцівасці берылію выяўлены слабей. Яго гідраксід праяўляе амфатэрныя ўласцівасці. Далей за берыліем ідзе элемент бор **B**, які з’яўляецца ўжо неметалам. Яго вышэйшая валентнасць роўна III, а гідраксід бору адносіцца да кіслот. У наступнага элемента — вугляроду **C** — вышэйшая валентнасць роўна IV, яго неметалічныя ўласцівасці выяўлены мацней, чым у бору. Гідраксід вугляроду — вугальная кіслата, у якой кіслотныя ўласцівасці выяўляюцца ў большай ступені, чым у борнай кіслаты. Такі ж характар змянення вышэйшай валентнасці, уласцівасцей простых рэчываў і гідраксідаў можна прасачыць і ў наступным радзе элементаў, які пачынаецца натрыем і заканчваецца аргонам. Пасля аргону размяшчаецца яшчэ адзін рад элементаў, які таксама пачынаецца шчолачным металам, і ў гэтым радзе таксама назіраецца паступовае змяненне ўласцівасцей ад металічных да неметалічных. Прааналізаваўшы сказанае, можна зрабіць наступную выснову: у разгледжаных радах элементаў у напрамку злева направа:

- 1) металічныя ўласцівасці паступова слабеюць, а неметалічныя ўзмацняюцца;
- 2) вышэйшая валентнасць паступова павялічваецца на адзінку;
- 3) уласцівасці вышэйшых гідраксідаў (асноў або кіслот) паступова змяняюцца ад асноўных да кіслотных.

Такім чынам, у радах хімічных элементаў па меры павелічэння адноснай атамнай масы іх уласцівасці паўтараюцца праз пэўную колькасць элементаў, г. зн. змяняюцца перыядычна.

Гэту заканамернасць Д. І. Мендзялееў сфармуляваў у 1869 г. у выглядзе **пэрыядычнага закону**: *«Уласцівасці простых цел (простых рэчываў), а таксама састаў і ўласцівасці злучэнняў элементаў знаходзяцца ў перыядычнай залежнасці ад велічыні іх атамных мас»*.

Перыядычны закон з'яўляецца адным з найважнейшых законаў прыроды. Ён дазваляе абагульняць і сістэматызаваць звесткі аб хімічных элементах і іх злучэннях, знаходзіць агульныя заканамернасці ў іх саставе, будове і ўласцівасцях.

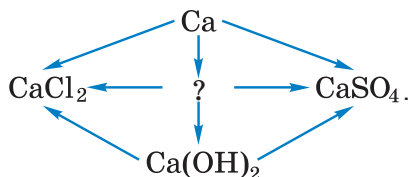
Перыядычны закон мае вялікае значэнне для хіміі і іншых прыродазнаўчых навук.

Пытанні і заданні

1. Якія характарыстыкі хімічных элементаў Д. І. Мендзялееў узяў за аснову іх сістэматызацыі?
2. Чаму закон, адкрыты Д. І. Мендзялеевым, носіць назву перыядычнага? Які сэнс гэтай назвы?
3. Хімічны элемент цэзій Cs падобны да элемента натрыю Na, а селен Se — да серы S. Напішыце формулы аксідаў, гідраксідаў і солей, у састаў якіх уваходзяць гэтыя элементы.
4. Які аксід, на вашу думку, валодае больш выяўленымі кіслотнымі ўласцівасцямі: SiO_2 або P_2O_5 ?
5. Складзіце ўраўненні рэакцый паміж кіслотамі H_2SO_4 , H_3PO_4 і асновамі NaOH , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$. Назавіце ўсе злучэнні, якія ўтвараюцца.
6. Пры награванні сумесі аксіду алюмінію з аксідам калію ўтвараецца соль саставу KAlO_2 . Складзіце ўраўненне рэакцыі і разлічыце масу ўтворанай солі, калі хімічная колькасць аксіду алюмінію, што прарэагаваў, роўна:
а) 0,2 моль; б) 0,5 моль.
7. У якім з амфатэрных аксідаў — ZnO або Al_2O_3 — масавая доля металу большая? Складзіце ўраўненні рэакцый гэтага аксіду з цвёрдым гідраксідам калію; з азотнай кіслотой.
8. Вышэйшы аксід фосфару масай 35,5 г прарэагаваў з вадой. Разлічыце хімічную колькасць і масу прадукту рэакцыі.

Рыхтуемца да алімпіяд

1. Дапоўніце схему і складзіце ўраўненні рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць ператварэнні паводле прыведзенай схемы:



§ 32. Перыядычная сістэма хімічных элементаў

Абапіраючыся на перыядычны закон, Д. І. Мендзялееў распрацаваў натуральную класіфікацыю хімічных элементаў — **перыядычную сістэму хімічных элементаў**. Яе графічнай выявай з’яўляецца табліца, якая так і называецца — **табліца перыядычнай сістэмы хімічных элементаў**. Адзін з першых яе варыянтаў, апублікаваны ў 1906 г., паказаны на рысунку 41.

У цяперашні час вядома больш за 700 розных варыянтаў табліцы, але найбольш шырока выкарыстоўваецца табліца, прадстаўленая на форзацы 1 вучэбнага дапаможніка. Яна прызнана Міжнародным саюзам хімікаў у якасці афіцыйнай.

Периодическая система элементов по группам и рядам.

Ряд	Группы элементов:	0	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1			Водород. H 1,008							
2	Гелий. He 4,0	Литий. Li 7,00	Бериллий. Be 9,1	Бор. B 11,0	Углерод. C 12,0	Азот. N 14,01	Кислород. O 16,00	Фтор. F 19,0		
3	Неон. Ne 19,9	Натрий. Na 23,00	Магний. Mg 24,30	Алюминий. Al 27,1	Силиций. Si 28,2	Фосфор. P 31,0	Сера. S 32,06	Хлор. Cl 35,45		
4	Аргон. Ar 39,9	Калий. K 39,10	Кальций. Ca 40,1	Скандий. Sc 44,9	Титан. Ti 48,1	Ванадий. V 51,2	Хром. Cr 52,0	Марганец. Mn 54,9	Железо. Fe 55,8	Никель. Ni 58,7
5		Медь. Cu 63,5	Цинк. Zn 65,4	Галлий. Ga 70,0	Германий. Ge 72,6	Мышьяк. As 75,0	Селен. Se 79,2	Бром. Br 79,5		
6	Криpton. Kr 81,8	Рубидий. Rb 85,5	Стронций. Sr 87,6	Иттрий. Y 90,9	Цирконий. Zr 90,6	Нибоб. Nb 94,0	Молибден. Mo 96,0		Рутений. Ru 101,1	Родий. Rh 101,1
7		Серебро. Ag 107,9	Кадмий. Cd 112,4	Индий. In 115,0	Олово. Sn 118,7	Сурьма. Sb 120,5	Теллур. Te 127,6	Йод. I 127		
8	Ксенон. Xe 131,3	Цезий. Cs 132,9	Барий. Ba 137,3	Лантан. La 138,9	Селен. Ce 140,2					
9										
10				Иттербий. Yb 173	Тантал. Ta 182	Вольфрам. W 186			Осмиум. Os 190	Иридий. Ir 192,2
11		Золото. Au 197,2	Ртуть. Hg 200,6	Таллий. Tl 204,4	Свинец. Pb 207,2	Висмут. Bi 209				
12			Торий. Th 232,0				Уран. U 238,0			

Всё это газообразные элементы.
Всё это газообразные водородные соединения:
R H, R² O, RO, R² O², RO², R² O², RO², R² O², RO²



D. Mendeleev

Мал. 41. Адзін з першых варыянтаў табліцы перыядычнай сістэмы хімічных элементаў

Периодическая таблица химических элементов

Группы

IA IIA IIIA IVA VA VIA VIIA VIIIA
He

1 H 2 Li Be 3 Na Mg 4 K Ca Sc Ti V Cr Mn Fe Co Ni Cu Zn Ga Ge As Se Br Kr
5 Rb Sr Y Zr Nb Mo Tc Ru Rh Pd Ag Cd In Sn Sb Te I Xe
6 Cs Ba La-Lu Hf Ta W Re Os Ir Pt Au Hg Tl Pb Bi Po At Rn
7 Fr Ra Ac-Lr Rf Db Sg Bh Hs Mt Ds Rg Cn Nh Fl Mc Lv Ts Og

IIIB IVB VB VIB VIIB VIII IB IIB

72,64
Ge
32
ГЕРМАНИЙ

Периоды

Мал. 42. Схема сучаснай табліцы перыядычнай сістэмы хімічных элементаў

Схема гэтага варыянта табліцы паказана на малюнку 42.

Кожны хімічны элемент у табліцы займае адну клетку, у якой указаны *хімічны знак* элемента, яго *назва*, значэнне *адноснай атамнай масы* і яго **атамны нумар**, які часта называюць парадкавым. *Гарызантальныя рады элементаў* называюцца **перыядамі**, а *вертыкальныя* — **групамі**. Гэта асноўныя структурныя адзінкі перыядычнай сістэмы.

Значыць, кожны хімічны элемент мае свой атамны нумар, знаходзіцца ў пэўным перыядзе і пэўнай групе.

Перьяды

Перыяд — гарызантальны рад хімічных элементаў, размешчаных у парадку нарастання іх адносных атамных мас, які пачынаецца шчолачным металам (або вадародам) і заканчваецца высакародным газам.

Усяго ў табліцы сем перыядаў. Іх нумары пазначаны лічбамі, якія стаяць злева. Кожны перыяд змяшчае пэўную колькасць хімічных элементаў:

1-ы перыяд — 2 элементы	}	Малыя перыяды
2-і перыяд — 8 элементаў		
3-і перыяд — 8 элементаў		

4-ы перыяд — 18 элементаў	} Вялікія перыяды
5-ы перыяд — 18 элементаў	
6-ы перыяд — 32 элементы	
7-ы перыяд — 32 элементы	

Першыя тры перыяды называюцца **малымі перыядамі**. Самы першы перыяд складаецца толькі з двух хімічных элементаў — вадароду **H** і гелію **He**, прычым вадарод не адносіцца да шчолачных металаў. Астатнія чатыры перыяды называюцца **вялікімі**. У іх таксама, як у 2-м і ў 3-м перыядах, назіраецца паступовае *паслабленне металічных і ўзмацненне неметалічных* уласцівасцей атамаў і простых рэчываў элементаў, толькі пераход ідзе ад шчолачнага металу да высакароднага газу праз большую колькасць элементаў, больш плаўна.

Групы

Група — *вертыкальны рад хімічных элементаў у перыядычнай сістэме, атамы якіх валодаюць падобнымі ўласцівасцямі.*

Усяго ў табліцы васьмнаццаць груп, пранумараваных арабскімі лічбамі. Акрамя таго, групы маюць традыцыйную нумарацыю рымскімі лічбамі, якая захавалася з часоў Д. І. Мендзялеева: ад I да VIII з дабаўленнем лацінскіх літар A або B.

A-групы часта называюць галоўнымі. Яны ўключаюць усе элементы першых трох (малых) перыядаў, а таксама размешчаныя ніжэй элементы вялікіх перыядаў. У гэтых групах знаходзяцца як металы, так і неметалы. У наш час вядомы 95 металаў і 23 неметалы. Мяжа паміж металамі і неметаламі звычайна вылучаецца тлустай ломанай лініяй. Гэта мяжа дастаткова ўмоўная, бо некаторыя элементы, якія знаходзяцца каля яе, могуць праяўляць як металічныя, так і неметалічныя ўласцівасці.

Некаторыя галоўныя групы маюць свае ўласныя назвы. Так, напрыклад, **IA-група** — гэта *група шчолачных металаў* + вадарод **H**, **IIA-група** — *група шчолачназемельных металаў* + берылій **Be** і магній **Mg**, **IIIA-група** — *група галагенаў*, **IVIA-група** — *група высакародных газаў* і г. д.

Паміж элементамі груп IIA і IIIA размяшчаюцца пераходныя элементы **B-груп**. Простыя рэчывы элементаў гэтых груп з'яўляюцца металамі. B-групы часам называюць пабочнымі.

У кожнай групе знаходзяцца элементы (Э) з падобнымі хімічнымі ўласцівасцямі іх простых рэчываў. Рымскія лічбы нумара групы абаз-

начаюць, як правіла, вышэйшую, г. зн. максімальную, валентнасць элементаў у злучэннях з кіслародам (табл. 5).

Табліца 5. Максімальныя валентнасці і формулы вышэйшых аксідаў элементаў А-груп

Нумар групы	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Максімальная валентнасць	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Агульная формула вышэйшага аксіду	$\text{Э}_2\text{O}$	ЭO	$\text{Э}_2\text{O}_3$	ЭO_2	$\text{Э}_2\text{O}_5$	ЭO_3	$\text{Э}_2\text{O}_7$	ЭO_4
Прыклад	K_2O	BaO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7	XeO_4

Прычыну перыядычнасці ў змяненні ўласцівасцей хімічных элементаў можна растлумачыць толькі на аснове ведаў аб будове атамаў. Гэта добра разумеў і сам Д. І. Мендзялееў, мяркуючы, што атамы з'яўляюцца складанымі ўтварэннямі, а пазнанне іх структуры дазволіць фізічна абгрунтаваць адкрытую ім перыядычную сістэму хімічных элементаў.

Графічнай выявай перыядычнага закону з'яўляецца табліца перыядычнай сістэмы элементаў.

Кожны хімічны элемент мае свой атамны нумар, знаходзіцца ў пэўным перыядзе і ў пэўнай групе табліцы.

Перыяд — гарызантальны рад хімічных элементаў, які пачынаецца шчолачным металам (або вадародам) і заканчваецца высакародным газам.

Група — вертыкальны рад хімічных элементаў з падобнымі ўласцівасцямі іх атамаў.

Пытанні і заданні

1. Як Д. І. Мендзялееў назваў распрацаваную ім натуральную класіфікацыю хімічных элементаў?
2. Назавіце асноўныя структурныя адзінкі перыядычнай сістэмы элементаў.
3. Што такое перыяд? Што агульнае маюць вялікія і малыя перыяды і чым яны адрозніваюцца? Якія ўласцівасці гідраксідаў хімічных элементаў заканамерна змяняюцца ў перыядах з павелічэннем атамнага нумара?

4. Дайце азначэнне паняцця «група». Пакажыце адрозненне паміж групамі А і В.
5. Простае рэчыва якога хімічнага элемента з кожнай пары мае больш ярка выражаныя металічныя ўласцівасці:
а) К або Са; б) Mg або Al; в) Cs або Pb?
6. Простае рэчыва якога хімічнага элемента з кожнай пары мае больш ярка выражаныя неметалічныя ўласцівасці:
а) S або Cl; б) C або N; в) Se або Br?
7. Падзяліце названыя элементы на металы і неметалы, запішыце іх становішча ў перыядычнай сістэме (група, перыяд, атамны нумар):
кісларод, натрый, серабро, неон, ртуць, бром, золата, ксенон, хром.
8. Запоўніце ў сшытку табліцу.

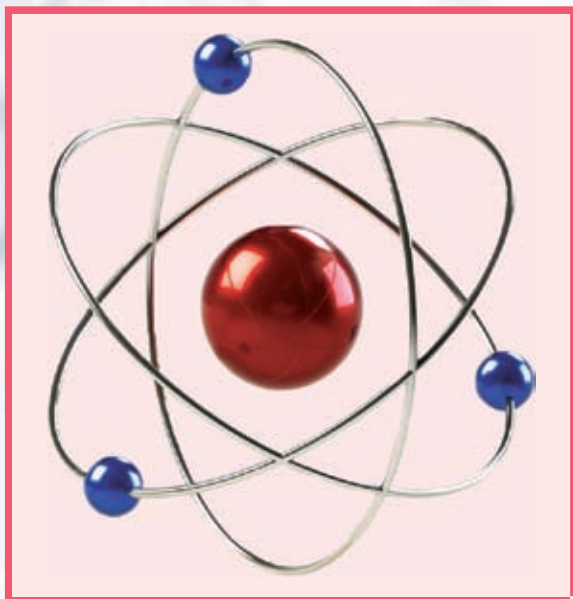
Сімвал элемента	Атамны нумар	Адносная атамная маса	Нумар і тып групы	Нумар перыяду	Формула вышэй- шага аксиду	Фор- мула гідра- ксіду
Ca						
	13					
		32				
			VA	2		
						KOH
					P ₂ O ₅	

Рыхтуемся да алімпіяд

1. Дапоўніце схемы, складзіце ўраўненні рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:
а) $\text{Mg} \rightarrow ? \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow ? \rightarrow \text{MgCO}_3 \rightarrow \text{MgO}$;
б) $\text{S} \rightarrow ? \rightarrow \text{CaSO}_3 \rightarrow ? \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3$.

Глава 4

Будова атома і перыядычнасць змянення ўласцівасцей атамаў хімічных элементаў і іх злучэнняў



У чацвёртай главе
вы пазнаёміцеся
з будовай атома, станам
электронаў у атаме.
Даведаецеся, што такое
радыеактыўнасць,
навучыцеся характарызаваць
хімічны элемент
па будове яго атома
і становішчы ў перыядычнай
сістэме хімічных
элементаў

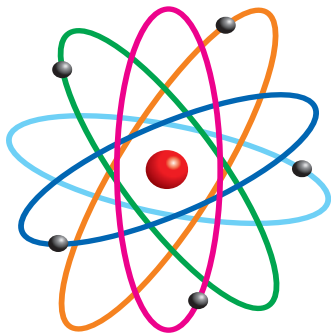
§ 33. Будова атама. Атамны нумар хімічнага элемента

Да сярэдзіны XIX ст. атам лічыўся элементарнай, г. зн. непадзельнай часціцай. Але ўжо да канца гэтага стагоддзя з'явіліся бясспрэчныя доказы складанасці будовы атама.

У 1896 г. французскі вучоны Анры Бекерэль адкрыў з'яву **радыеактыўнасці** — самаадвольнага распаду атамаў некаторых элементаў з выпусканнем нябачных воку праменяў. У 1897 г. англійскі фізік Д. Д. Томсан устанавіў наяўнасць у атаме **электронаў** — *адмоўна зараджаных часціц*. Гэтыя адкрыцці сведчылі аб тым, што атам мае складаную будову.

Ядзерная мадэль будовы атама

На аснове сваіх знакамітых доследаў па расейванні α -праменяў (яны разглядаюцца ў школьным курсе фізікі) англійскі вучоны Эрнест Рэзерфард у 1911 г. прапанаваў схему будовы атама, якая атрымала назву ядзернай (планетарнай) мадэлі атама.



Мал. 43. Ядзерная мадэль атама паводле Рэзерфарда

Паводле гэтай мадэлі, атам складаецца з дадатна зараджанага ядра і адмоўна зараджаных электронаў, якія рухаюцца вакол яго. Амаль уся маса атама (больш за 99,96 %) засяроджана ў яго ядры, дыяметр якога ў некалькі дзясяткаў тысяч разоў меншы за дыяметр усяго атама.

На рысунку 43 паказана мадэль атама паводле Рэзерфарда. Вядома, паказаныя тут суадносіны памераў атама і яго ядра не адпавядаюць іх рэальным суадносінам. Напрыклад, памеры атама вадароду і яго ядра адрозніваюцца прыкладна ў 50 000 разоў. Наглядна гэта адрозненне можна ўявіць, параўнаўшы ў думках шарык дыяметрам 1 мм і шар дыяметрам 50 м.

З курса хіміі 7-га класа вы ўжо ведаеце азначэнне **атама** як *найдрэбнейшай, хімічна непадзельнай часціцы*. Цяпер можна даць яшчэ адно азначэнне гэтага паняцця.

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

Пазней было ўстаноўлена, што ядро атома таксама мае складаную будову. Яно складаецца з часціц двух тыпаў: **пратонаў** і **нейтронаў**.

Пратон (p) і нейтрон (n) маюць практычна аднолькавую масу, роўную прыкладна $\frac{1}{12}$ часткі масы атома вугляроду. Адпаведна, адносныя масы пратона і нейтрона таксама практычна аднолькавыя і прыблізна роўны 1. Пратон мае зарад $1+$, а нейтрон электранейтральны.

Зарад электрона e^- роўны $1-$, а маса прыкладна ў 1840 разоў меншая за масу пратона.

Асноўныя характарыстыкі часціц, якія ўваходзяць у састаў атома, прыведзены ў табліцы 6.

Табліца 6. Асноўныя характарыстыкі часціц, якія ўваходзяць у састаў атома

Часціца	Сімвал	Адносная маса	Адносны зарад
Пратон	p	≈ 1	$1+$
Нейтрон	n	≈ 1	0
Электрон	e^-	$\approx \frac{1}{1840}$	$1-$

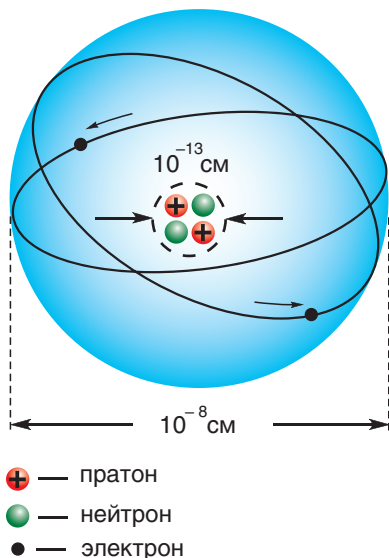
Фізічны сэнс атамнага нумара элемента

У пачатку XX ст. было вызначана, што **атамны (парадкавы) нумар элемента ў перыядычнай сістэме лікава роўны зараду ядра яго атамаў. Менавіта ў гэтым заключаецца фізічны сэнс атамнага нумара элемента.**

Зарад ядра вызначаецца колькасцю пратонаў, якія змяшчаюцца ў ім. Паколькі атам у цэлым электранейтральны, відавочна, што колькасць пратонаў у яго ядры роўна колькасці электронаў:

Атамны нумар элемента	=	Зарад ядра атома	=	Колькасць пратонаў у ядры	=	Колькасць электронаў у атаме
-----------------------	---	------------------	---	---------------------------	---	------------------------------

Напрыклад, атамны нумар вадароду роўны 1. Значыць, зарад ядра яго атома роўны $1+$ (г. зн. змяшчае толькі адзін пратон), і вакол ядра верціцца адзін электрон з зарадам $1-$.



Мал. 44. Мадэль атама гелію

Атамны нумар наступнага элемента гелію **He** роўны 2. Гэта азначае, што зарад ядра яго атама роўны $2+$ (г. зн. ядро змяшчае 2 пратоны) і агульная колькасць электронаў у атаме таксама роўна двум (мал. 44).

Па меры павелічэння атамных нумароў элементаў у ядрах атамаў паступова павялічваецца колькасць пратонаў, з прычыны чаго павялічваецца дадатны зарад ядзер.

Такім чынам, можна прыйсці да высновы, што **зарад ядра атама** з'яўляецца галоўнай характарыстыкай элемента, якая вызначае яго становішча ў перыядычнай сістэме, а значыць, усе ўласцівасці атамаў гэтага элемента і яго злучэнняў.

Таму сучасная фармулёўка перыядычнага закону гучыць так.

Уласцівасці атамаў хімічных элементаў, а таксама састаў і ўласцівасці ўтвараемых імі рэчываў знаходзяцца ў перыядычнай залежнасці ад зарадаў атамных ядзер.

Перыядычны закон даў імпульс да вывучэння ўнутранай будовы рэчываў, у тым ліку і будовы атама. У сваю чаргу, тэорыя будовы атама спрыяла разуменню сутнасці перыядычнага закону і перыядычнай сістэмы хімічных элементаў, напоўніла іх сучасным зместам і вызначыла шляхі далейшага развіцця.

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

Уся маса атама сканцэнтравана ў яго ядры.

Зарад ядра атама з'яўляецца галоўнай характарыстыкай хімічнага элемента, якая вызначае ўсе асноўныя ўласцівасці атамаў гэтага элемента.

Атамны нумар хімічнага элемента роўны зараду ядра яго атама, колькасці пратонаў у ядры і колькасці электронаў у гэтым атаме.

Пытанні і заданні

1. У чым прынцыповае адрозненне сучаснай фармулёўкі перыядычнага закону ад фармулёўкі, дадзенай Д. І. Мендзялеевым?
2. Чаму роўны зарад ядра і колькасць электронаў у атамаў наступных элементаў: N, Al, Fe, Br, Au?
3. У ядрах атамаў хімічных элементаў змяшчаецца адпаведна 8, 12, 29, 47 і 80 пратонаў. Назавіце гэтыя элементы. Укажыце нумары перыядаў і груп перыядычнай сістэмы, у якіх яны знаходзяцца.
4. Назавіце колькасць пратонаў і электронаў для атамаў элементаў, якія знаходзяцца адпаведна ў: а) трэцім перыядзе і IVA-групе; б) чацвёртым перыядзе і VIIA-групе; в) пятым перыядзе і IB-групе.
5. Складзіце ўраўненні рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:
а) $S \rightarrow H_2S \rightarrow Na_2S \rightarrow H_2S \rightarrow SO_2 \rightarrow K_2SO_3$;
б) $Cl_2 \rightarrow HCl \rightarrow AlCl_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al_2O_3$.

Рыхтуемся да алімпіяд

1. Вызначыце колькасць атамаў ва ўзоры медзі аб'ёмам 10 см^3 , калі шчыльнасць гэтага металу роўна $8,96 \text{ г/см}^3$.

§ 34. Масавы лік атама

Чаму ж галоўнай характарыстыкай элемента з'яўляецца зарад ядра яго атамаў, а не адносная атамная маса? Д. І. Мендзялееў, размяшчаючы хімічныя элементы ў перыядычнай сістэме, вымушаны быў размясціць некаторыя з іх не ў парадку нарастання атамных мас. Так элемент ёд **I** з атамнай масай, роўнай 126,9, размяшчаецца пасля тэлуру **Te**, у якога атамная маса роўна 127,6. Аргон **Ar** з атамнай масай 39,95 быў змешчаны ў табліцы перад каліем **K**, атамная маса якога складае 39,1. Размяшчаючы пералічаныя элементы ў названым парадку, Д. І. Мендзялееў кіраваўся тым, што элементы з падобнымі ўласцівасцямі простых рэчываў павінны размяшчацца ў адной групе. Элемент ёд апынуўся ў адной групе з іншымі галагенамі — хлорам і бромам, а тэлур — у адной групе з падобнымі элементамі — серай і селенам. Зусім гэтак жа калій апынуўся ў адной групе з іншымі шчолачнымі металамі — літыем і натрыем.

Масавы лік

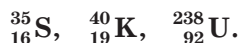
Даследаваннямі пачатку XX ст. было вызначана, што атамы аднаго і таго ж элемента могуць мець розныя масы. Гэта тлумачыцца тым, што ў іх ядрах з адной і той жа колькасцю пратонаў можа знаходзіцца

розная колькасць нейтронаў. Агульная колькасць пратонаў (Z) і нейтронаў (N) у ядры называецца **масавым лікам атама** (A):

$$A = Z + N.$$

Масавы лік практычна вызначае масу ядра, а значыць, масу ўсяго атама, паколькі маса электронаў складае мізэрную частку агульнай масы атама.

Колькасць пратонаў у ядры Z , роўную атамнаму нумару элемента, і масавы лік A пазначаюць лікавымі індэксамі злева ад знака хімічнага элемента — ${}_Z^A\text{Э}$, напрыклад:



Колькасць нейтронаў N у ядры любога атама лёгка падлічыць па рознасці $N = A - Z$. Так, у ядры атама серы ${}^{35}\text{S}$ знаходзіцца 19 нейтронаў ($35 - 16 = 19$), у ядры атама калію ${}^{40}\text{K}$ іх колькасць роўна 21 ($40 - 19 = 21$), а ў ядры атама ўрану ${}^{238}\text{U}$ змяшчаецца 146 нейтронаў ($238 - 92 = 146$).

Адносная атамная маса элемента

У прыродзе большасць хімічных элементаў існуе ў выглядзе сумесі атамаў з рознымі значэннямі іх масавых лікаў. Напрыклад, элемент літый Li прадстаўлены атамамі двух відаў — ${}^6\text{Li}$ і ${}^7\text{Li}$. Масы гэтых атамаў роўны адпаведна $9,985 \cdot 10^{-27}$ кг і $1,165 \cdot 10^{-26}$ кг.

Зыходзячы з таго, што ў прыроднай сумесі на адзін атам ${}^6\text{Li}$ прыпадае 12 атамаў ${}^7\text{Li}$, разлічым сярэдняю масу аднаго атама літыю:

$$\begin{aligned} m_a(\text{Li}) &= \frac{1 \cdot m_a({}^6\text{Li}) + 12 \cdot m_a({}^7\text{Li})}{1 + 12} = \\ &= \frac{1 \cdot 9,985 \cdot 10^{-27} \text{ кг} + 12 \cdot 1,165 \cdot 10^{-26} \text{ кг}}{1 + 12} = 1,152 \cdot 10^{-26} \text{ кг}. \end{aligned}$$

Атрыманая велічыня, аднесеная да $\frac{1}{12}$ часткі масы атама ${}^{12}\text{C}$, уяўляе сабой адносную атамную масу элемента літыю Li (6,94), прыведзеную ў перыядычнай сістэме:

$$A_r(\text{Li}) = \frac{m_a(\text{Li})}{\frac{1}{12}m_a(\text{C})} = \frac{1,152 \cdot 10^{-26} \text{ кг}}{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}} = 6,94.$$

Такім чынам, **адносная атамная маса** элемента — фізічная велічыня, якая паказвае, у колькі разоў сярэдняя маса атамаў дадзенага хімічнага элемента большая за $\frac{1}{12}$ часткі масы атама вугляроду-12 (${}^{12}\text{C}$).

Масавым лікам называецца агульная колькасць пратонаў і нейтронаў у ядры атама.

Адносная атамная маса элемента — фізічная велічыня, якая паказвае, у колькі разоў сярэдняя маса яго атамаў большая за $\frac{1}{12}$ частку масы атама вугляроду-12.

Пытанні і заданні

1. Прывядзіце сімвалы атамаў цынку, ядры якіх змяшчаюць 34, 36, 38, 40 нейтронаў.
2. У прыродзе вадарод часцей за ўсё існуе ў выглядзе двух відаў атамаў — вадароду-1 і вадароду-2, а кісларод — у выглядзе трох — ^{16}O , ^{17}O , ^{18}O . Вылічыце ўсе магчымыя значэнні адноснай малекулярнай масы вады, утворанай гэтымі атамамі.
3. Вызначыце атамны нумар элемента, калі масавы лік аднаго з яго атамаў роўны 26, а колькасць нейтронаў — 14.
4. Чаму роўна колькасць нейтронаў у ядрах наступных атамаў:



5. Выкарыстаўшы перыядычную сістэму хімічных элементаў, вызначыце колькасць пратонаў, нейтронаў і электронаў у атамах фтору, ёду, кальцыю, натрыю, золата, прымаючы велічыню масавага ліку роўным акругленаму значэнню адноснай атамнай масы элемента.
6. Назавіце хімічныя сімвалы, колькасць пратонаў і масавы лік атамаў, якія змяшчаюць: а) 4 электроны і 5 нейтронаў; б) 12 электронаў і 13 нейтронаў; в) 20 электронаў і 20 нейтронаў.
7. Алюміній масай 10,8 г растварылі ў салянай кіслаце. Разлічыце масу солі, якая ўтварылася, і аб'ём вадароду, які вылучыўся.
8. Складзіце ўраўненні рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:
 - а) $\text{K}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{KNO}_3$;
 - б) $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

Рыхтуемся да алімпіяд

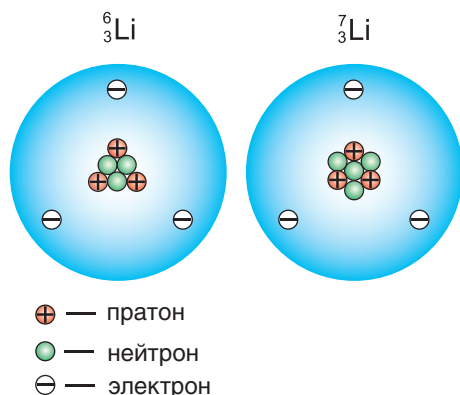
1. У прыроднай сумесі хлор прадстаўлены двума відамі атамаў ^{35}Cl і ^{37}Cl , адносна-ная атамная масы якіх роўны адпаведна 34,969 і 36,966. Разлічыце мольную долю ^{37}Cl у прыроднай сумесі атамаў хлору.

§ 35. Ізатопы. З'ява радыеактыўнасці

Ізатопы

У пачатку XX ст. было даказана, што большасць хімічных элементаў у прыродзе існуе ў выглядзе атамаў некалькіх тыпаў. Так, напрыклад, прыродны літый ($Z = 3$) уяўляе сабой сумесь атамаў, у ядрах якіх разам з трыма пратоінамі змяшчаецца па 3 і па 4 нейтроны. Масавыя лікі такіх атамаў роўны адпаведна 6 і 7: ${}^6_3\text{Li}$, ${}^7_3\text{Li}$ (мал. 45). Такія атомы назвалі **ізатоіаі**.

Ізатоіаі называюцца атоіаі, якія маюць аднолькавую колькасць пратоіаў у ядры, але розныя масавыя лікі.



Мал. 45. Мадэлі ізатоіаў літыю

Напрыклад, атоіаі ${}^6_3\text{Li}$, ${}^7_3\text{Li}$ — ізатоіаі літыю, а атоіаі ${}^1_1\text{H}$, ${}^2_1\text{H}$, ${}^3_1\text{H}$ — ізатоіаі вадароду, у якіх ёсць нават уласныя назвы — протый, дэйтэрый, трытый. Іншымі словаіаі, **ізатоіаі** — гэта атоіаі аднаго і таіаго ж элемента, у ядры якіх змяшчаецца розная колькасць нейтроіаў.

Слова «ізатоп» у перакладзе з грэчаскай мовы азначае «якія займаюць адно месца». Ізатоіаі любоіага элемента сапраўды займаюць адно месца ў перыядычнай сістэме, бо належаць аднаму і таіаму ж элементу. Значыць, і хімічныя ўласцівасці ізатоіаў дадзенаіага элемента таксаіама будуць аднолькавымі.

Цяпер мы можам даць больш дакладнае азначэнне хімічнаіага элемента.

Хімічны элемент — від атаіамаў з аднолькавым зарадам ядзер.

Значыць, усе атоіаі з аднолькавым зарадам ядзер ііах атаіамаў (г. зн. ізатоіаі) належаць аднаму і таіаму ж элементу.

З'ява радыеактыўнасці

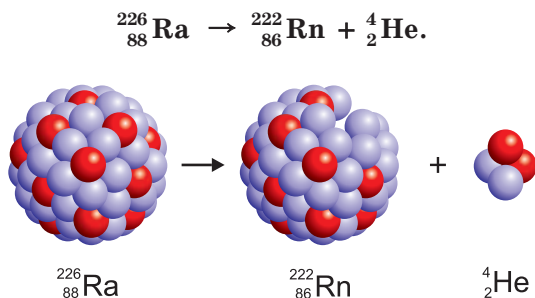
Па ўстойлівасці атамных ядзер усе атоіаі можна падзяліць на два тыпы: стабільныя і нестабільныя. Сама назва «стабільны» гаворыць аб устойлівасці ядзер атаіамаў дадзенаіага тыпу, г. зн. ііах здольнасці існаваць

як заўгодна доўга. Большасць атамаў, якія ўваходзяць у састаў рэчываў вакол нас, з’яўляюцца стабільнымі. Гэта вадарод-1, кісларод-16, вуглярод-12, літый-6, літый-7 і інш.

Устойлівасць ядра залежыць толькі ад суадносін колькасці пратонаў і нейтронаў. Калі гэта суадносіна знаходзіцца за пэўнымі межамі, ядро (а разам з ім і атам) становіцца няўстойлівым. Яно самаадвольна распадаецца, ператвараючыся ў ядры атамаў іншых элементаў. Пры гэтым адбываецца выпраменьванне розных часціц.

Радыеактыўнасць — гэта самаадвольнае ператварэнне няўстойлівых атамных ядзер у іншыя ядры. Пры гэтым адбываецца выпраменьванне розных часціц.

Напрыклад, ядры атамаў радые-226 (або $^{226}_{88}\text{Ra}$) распадаюцца на ядры атамаў радону-222 (або $^{222}_{86}\text{Rn}$) і ядры атамаў гелію-4 (або ^4_2He) (мал. 46):



Мал. 46. Схема распаду ядра атама радые

Атамы, здольныя да радыеактыўнага распаду, называюцца **радыеізатопамі**. Напрыклад, уран-238, ёд-131, стронцый-90, цэзій-137 — радыеізатопы. Адзін з радыеізатопаў урану ўваходзіць у састаў ядзернага паліва, якое выкарыстоўваецца на Беларускай атамнай электрастанцыі (Астравецкі раён Гродзенскай вобласці).



У Рэспубліцы Беларусь на базе Мінскага гарадскога анкалагічнага дыспансера арганізавана работа аднаго з лепшых у Еўропе аддзяленняў ядзернай медыцыны. У гэтым аддзяленні выкарыстоўваецца самыя сучасныя метады дыягностыкі і лячэння з выкарыстаннем радыеактыўных ізатопаў ёду, стронцыю, кіслароду.

Больш падрабязна аб розных тыпах радыеізатопаў, аб радыеактыўным выпраменьванні, аб яго ўздзеянні на жывыя аб'екты, а таксама аб спосабах абароны ад радыяцыі вы даведаецеся з курса фізікі.

Атамы, якія адрозніваюцца толькі колькасцю нейтронаў у ядрах іх атамаў пры аднолькавай колькасці пратонаў, называюцца ізатопамі.

Хімічны элемент — від атамаў з аднолькавым дадатным зарадам ядра.

Пытанні і заданні

1. Чым падобныя і чым адрозніваюцца паміж сабой ізатопы вадароду?
2. Ці могуць у розных хімічных элементаў быць аднолькавыя зарады атамных ядзер? А аднолькавыя масы? Чаму?
3. Вызначыце састаў атамных ядзер ізатопаў:
а) $^{40}_{20}\text{Ca}$; $^{42}_{20}\text{Ca}$; $^{44}_{20}\text{Ca}$; б) $^{32}_{16}\text{S}$; $^{34}_{16}\text{S}$; $^{35}_{16}\text{S}$.
4. Чым адрозніваецца радыеізатоп ад стабільнага атама таго ж элемента?
5. Гідраксід натрыю масай 24 г цалкам прарэагаваў з сульфатам жалеза(III). Разлічыце хімічную колькасць і масу кожнага з прадуктаў дадзенай рэакцыі.
6. Складзіце ўраўненні рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:
 $\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3$;
 $\text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaCl}$.

Рыхтуемся да алімпіяд

1. Перыяд паўраспаду радыеізатопа — гэта час, на працягу якога распадаецца палова першапачатковай колькасці яго ядзер. У радыеактыўнага ёду-131 перыяд паўраспаду складае 8 сутак. Разлічыце долю ядзер гэтага ізатопа, якія распадаюцца за час, роўны 24 суткам.

§ 36. Стан электронаў у атаме.

Электроннае воблака. Атамная арбіталь

Пры хімічных рэакцыях атамы не знікаюць і не ўзнікаюць ізноў. Яны проста пераходзяць з адных рэчываў у іншыя, але іх ядры застаюцца нязменнымі. Уласцівасці атамаў аднаго і таго ж элемента моцна адрозніваюцца ў залежнасці ад таго, у якім рэчыве яны знаходзяцца. Так уласцівасці атамаў серы ў простым рэчыве адрозніваюцца ад уласцівасцей атамаў гэтага ж элемента ў сернай кіслаце. Уласцівасці

атамаў натрыю ў простым рэчыве і ў любой яго солі таксама зусім розныя.

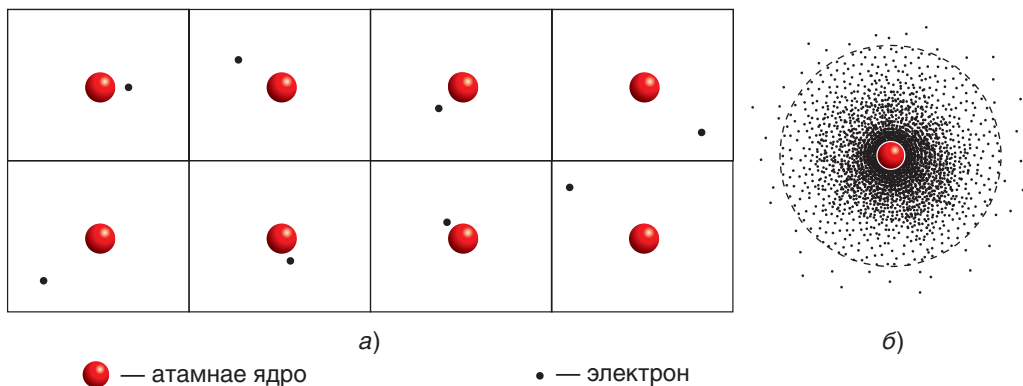
Калі састаў ядзер дадзенага элемента пры хімічных рэакцыях не змяняецца, відавочна, што ўсе змяненні, якія адбыліся з дадзеным атамам, з'яўляюцца вынікам змянення яго электроннай будовы.

Якую ж электронную будову маюць атамы? Як яна ўплывае на іх уласцівасці, на ўласцівасці рэчываў, у якіх знаходзяцца гэтыя атамы?

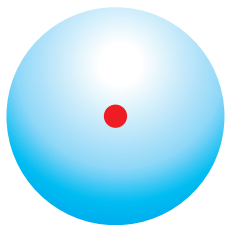
Рух электронаў у атаме

Згодна з сучаснымі ўяўленнямі, электрон у атаме знаходзіцца ў пастаянным руху вакол ядра. Але ў такога руху адсутнічае траекторыя. У кожны момант часу электрон знаходзіцца ў пэўным пункце каля-ядзернай прасторы. Калі б нам можна было з дапамогай фатаграфіі зафіксаваць становішча электрона праз роўныя прамежкі часу (мал. 47, а) і накласці сотні здымкаў адзін на другі, мы атрымалі б відарыс, падобны паказанаму на малюнку 47, б. Паколькі ён нагадвае пухнаты шарык ці шарападобнае воблака, *мадэль руху электрона вакол ядра назвалі **электронным воблакам***.

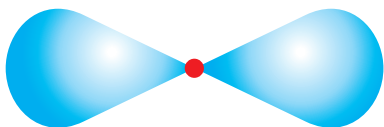
У той частцы воблака, дзе кропкі размешчаны больш густа, верагоднасць знаходжання электрона большая. І, наадварот, там, дзе кропкі размешчаны радзей, верагоднасць выявіць дадзены электрон меншая. Электроннае воблака не мае дакладных межаў. Таму звычайна яго абмяжоўваюць умоўнай паверхняй, якая ахоплівае прыкладна 90 % яго аб'ёму. Такую *вобласць прасторы вакол ядра называюць яшчэ **атамнай арбіталью***.



Мал. 47. а) — імгненныя «фатаграфіі» электрона; б) — электроннае воблака



Мал. 48. Арбіталь электрона ў атаме вадароду



Мал. 49. Форма адной з арбіталей у шматэлектронным атаме

Арбіталі, у залежнасці ад энергіі электронаў, маюць розныя формы і памеры. Так, арбіталь адзінага электрона атама вадароду мае сферычную (шарападобную) форму (мал. 48). Такія арбіталі абазначаюцца літарай *s*, а электроны, якія займаюць гэтыя арбіталі, называюцца **s-электронамі**. Атамныя арбіталі ў атамах іншых элементаў могуць мець і іншую, напрыклад гантэлепадобную, форму (мал. 49). Такія арбіталі абазначаюць літарай *p*, а змешчаныя на іх электроны называюць **p-электронамі**.

Графічна арбіталь паказваюць у выглядзе клетачкі (квантавай ячэйкі), а электрон — у выглядзе стрэлкі. Так, арбіталь атама вадароду з яго адзіным электронам можна паказаць наступным чынам:



Акрамя руху вакол ядра, кожны электрон характарызуецца **спінам** (ад англ. *spin* — вярчэнне). Спрошчана спін можна прадставіць як вярчэнне электрона вакол уласнай восі па гадзіннікавай або супраць гадзіннікавай стрэлкі.

На адной арбіталі можа знаходзіцца не больш за два электроны, якія маюць супрацьлеглыя спіны:



Такі іх стан у атаме *больш устойлівы*, г. зн. энергетычна больш выгядны, чым стан з аднолькавымі спінамі:



Два электроны, якія знаходзяцца на адной арбіталі, называюцца **спаранымі**. Калі ж на арбіталі знаходзіцца адзін электрон, то яго называюць **няспараным**.

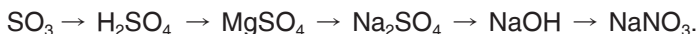
Электроннае воблака — гэта мадэль руху электрона вакол ядра. Арбіталь — гэта вобласць прасторы вакол ядра, у якой верагоднасць знаходжання электрона роўна прыкладна 90 %.

У залежнасці ад энергіі электронаў арбіталі маюць розныя формы і памеры.

На адной арбіталі можа знаходзіцца не больш за два электроны, у якіх спіны супрацьлеглыя.

Пытанні і заданні

1. Як сучасная атамная тэорыя апісвае стан электрона ў атаме?
2. Што такое электроннае воблака?
3. Што ўяўляе сабой атамная арбіталь?
4. Растлумачце адрозненне паміж спаранымі і няспаранымі электронамі.
5. Запішыце ў сшытку наступныя сказы і ўстаўце прапушчаныя лічбы або словы. У ядры атама хлору знаходзіцца ... пратонаў. Вакол гэтага ядра рухаецца 17 Ядро атама серы-34 складаецца з ... пратонаў і ... нейтронаў.
6. Вадарод аб'ёмам 8,96 дм³ (н. у.) спалілі ў кіслародзе. Разлічыце хімічную колькасць, масу і колькасць малекул утворанай вады.
7. Складзіце ўраўненні хімічных рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:



8. Запоўніце ў сшытку табліцу.

Сімвал нукліда	Атамны нумар элемента	Заряд ядра атама	Колькасць у ядры		Колькасць электронаў вакол ядра
			пратонаў	нейтронаў	
⁴⁰ K					
		17+		20	
				38	32
¹⁵ P				16	
	16			18	
			8	10	

Рыхтуемся да алімпіяд

1. Ва ўзоры аднаго з металаў хімічнай колькасцю 0,1 моль хімічная колькасць электронаў роўна 2,7 моль. Вызначыце метал.

§ 37. Электронная будова атамаў

Як вам ужо вядома з параграфу 33, атам складаецца з дадатна зараджанага ядра і адмоўна зараджаных электронаў, якія рухаюцца вакол яго. Ядро знаходзіцца ў цэнтры атама, а электроны, якія рухаюцца вакол атамнага ядра, утвараюць **электронную абалонку**. Пры гэтым адны электроны размяшчаюцца бліжэй да ядра, іншыя — далей ад ядра. Так нібыта ўтвараюцца слаі з электронаў, якія называюць **электроннымі слаямі**.

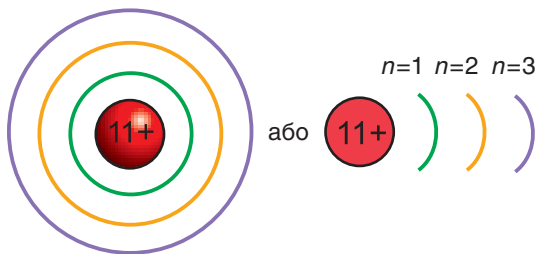
Энергетычныя ўзроўні

Электроны ў атаме адрозніваюцца сваёй энергіяй. Чым вышэйшая энергія электрона, тым далей ён знаходзіцца ад ядра і тым большы памер электроннага воблака (арбіталі). Адпаведна, чым меншая энергія электрона, тым бліжэй ён знаходзіцца да ядра і тым меншы памер яго электроннага воблака. Калі ў некалькіх электронаў значэнні энергіі аказваюцца блізкімі, яны ўтвараюць адзін **электронны слой**, або **энергетычны ўзровень**.

Энергетычны ўзровень (электронны слой) — гэта сукупнасць электронаў з блізкімі значэннямі энергій.

Колькасць энергетычных узроўняў у атаме, на якіх знаходзяцца электроны, роўна нумару перыяду, у якім размяшчаецца хімічны элемент у перыядычнай сістэме.

Напрыклад, у атаме натрыю — элемента 3-га перыяду — электроны размеркаваны на трох энергетычных узроўнях, якія схематычна



Мал. 50. Схема энергетычных узроўняў у атаме натрыю

адлюстроўваюцца ў выглядзе трох канцэнтрычных акружнасцей або іх частак — дуг (мал. 50). Кожны ўзровень мае свой парадкавы нумар n ($n = 1, 2, 3, \dots$). Калі ў такой схеме пад кожнай дугой паказана колькасць электронаў на адпаведным энергетычным узроўні, яна называецца **электроннай схемай атама**.

Энергетычныя падузроўні

Электронны аднаго і таго ж энергетычнага ўзроўню могуць крыху адрознівацца значэннямі энергіі і мець розную форму атамных арбіталей. У адпаведнасці з гэтым энергетычныя ўзроўні могуць падзяляцца на **энергетычныя падузроўні**, у кожным з якіх усе электроны валодаюць аднолькавай энергіяй і аднолькавай формай атамных арбіталей.

Энергетычны падузровень — гэта сукупнасць электронаў з аднолькавай энергіяй і аднолькавай формай атамных арбіталей.

Энергетычныя падузроўні абазначаюцца літарамі $s, p, d, f, \dots$

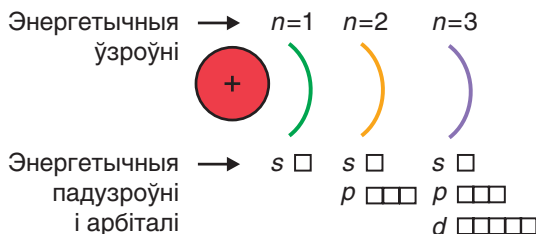
Колькасць падузроўняў на дадзеным энергетычным узроўні роўна яго нумару.

Першы энергетычны ўзровень ($n = 1$) складаецца з аднаго падузроўню (s), другі ($n = 2$) — з двух (s, p), трэці ($n = 3$) — з трох (s, p, d) і г. д.

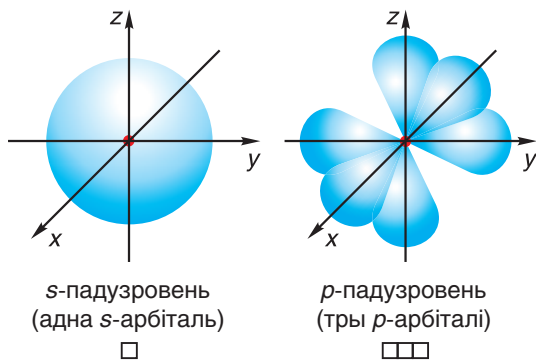
Кожны падузровень, у сваю чаргу, складаецца з пэўнай колькасці атамных арбіталей. Так, s -падузровень складаецца з адной арбіталі, p -падузровень — з трох, d -падузровень — з пяці арбіталей (мал. 51).

Арбіталі электронаў, якія знаходзяцца на s -падузроўнях, шарападобныя, на p -падузроўнях — гантэлепадобныя (мал. 52).

Для таго каб адрозніваць энергетычныя падузроўні розных энергетычных узроўняў, іх абазначаюць двума знакамі — лічбай і літарай, напрыклад: $1s, 2p, 3d$. Лічба адпавядае нумару энергетычнага ўзроўню, а літара — тыпу энергетычнага падузроўню.



Мал. 51. Энергетычныя ўзроўні, энергетычныя падузроўні і атамныя арбіталі



Мал. 52. Геаметрычная форма і прасторавае размяшчэнне s - і p -арбіталей

У кожнай арбіталі можа знаходзіцца адзін (**няспараны**) або два (**спараны**) электроны. У адпаведнасці з гэтым, на першым энергетычным узроўні, які змяшчае толькі адну арбіталь, максімальная колькасць электронаў роўна двум; на другім узроўні, які складаецца з 4 арбіталей, максімальная колькасць электронаў роўна 8. Паколькі трэці энергетычны ўзровень уключае ў сябе 9 арбіталей, максімальная колькасць электронаў на ім роўна 18.

Абагульнім звесткі аб электроннай будове атамаў элементаў першых трох перыядаў у выглядзе табліцы 7.

Табліца 7. Электронная будова атамаў
элементаў 1-га, 2-га і 3-га перыядаў

Энергетычны ўзровень, n	Колькасць падузроўняў	Тып падузроўню	Колькасць арбіталей, N (арб.)		Максімальная колькасць электронаў, N (эл.)	
			на падузроўні	на ўзроўні	на падузроўні	на ўзроўні
1	1	1s	1	1	2	2
2	2	2s	1	4	2	8
		2p	3		6	
3	3	3s	1	9	2	18
		3p	3		6	
		3d	5		10	

Калі на дадзеным энергетычным узроўні змяшчаецца максімальная магчымая колькасць электронаў, ён лічыцца **завершаным**. *Энергетычны ўзровень, электроны якога максімальна аддалены ад ядра і найбольш слаба звязаны з ім, называецца **знешнім**.*

Электроны знешніх узроўняў злучаны з ядром слабей, чым астатнія, і таму больш рухомыя. Яны вызначаюць хімічныя ўласцівасці дадзенага атама, г. зн. яго здольнасць узаемадзейнічаць з іншымі атамамі. У атамах элементаў А-груп такія электроны называюць **валентнымі**.

Сукупнасць электронаў з блізкімі значэннямі энергій называецца электронным слоем або энергетычным узроўнем.

Колькасць энергетычных узроўняў у атаме хімічнага элемента роўна нумару перыяду, у якім ён знаходзіцца.

Энергетычныя ўзроўні падзяляюцца на энергетычныя падузроўні.

Энергетычны падузровень — сукупнасць электронаў з аднолькавай энергіяй і аднолькавай формай атамных арбіталей.

Колькасць падузроўняў, з якіх складаецца дадзены энергетычны ўзровень, роўна яго нумару.

Кожны s-падузровень складаецца з адной арбіталі, p-падузровень — з трох арбіталей, d-падузровень — з пяці арбіталей.

Электроны знешняга ўзроўню называюцца валентнымі.

Пытанні і заданні

1. Дайце азначэнне паняццяў: «энергетычны ўзровень», «энергетычны падузровень».
2. Чаму першы перыяд змяшчае толькі два хімічныя элементы, а другі — восем?
3. Вызначыце колькасць энергетычных узроўняў у атамах кіслароду і фосфару.
4. Чым вызначаецца колькасць падузроўняў на энергетычным узроўні?
5. Колькі арбіталей ёсць на s-, p- і d-падузроўнях? Чаму роўна максімальная колькасць электронаў на кожным з гэтых падузроўняў?
6. Колькі электронаў можа знаходзіцца на адной арбіталі?
7. Натрый масай 34,5 г цалкам прарэагаваў з хлорам. Разлічыце масу ўтворанага хларыду натрыю.
8. У выніку рэакцыі вадароду з аксідам жалеза(III) утварылася жалеза масай 22,4 г. Разлічыце хімічную колькасць і аб'ём вадароду, які прарэагаваў, а таксама масу ўтворанай вады.
9. Складзіце ўраўненні хімічных рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:
 - а) $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow K_3PO_4$;
 - б) $Ca \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow Ca(NO_3)_2$.

Рыхтуемся да алімпіяд

1. У сумесі магнію і алюмінію іх хімічныя колькасці аднолькавыя. Порцыю гэтай сумесі масай 10,2 г растварылі ў салянай кіслаце. Разлічыце аб'ём (н. у.) вадароду, які вылучыўся.

§ 38. Электронныя канфігурацыі атамаў

Агульная колькасць электронаў у атаме вызначаецца зарадам яго ядра, які лікава роўны атамнаму нумару элемента ў перыядычнай сістэме. Электроны ў залежнасці ад іх энергіі размяркоўваюцца ў атаме па энергетычных узроўнях і падузроўнях, кожны з якіх складаецца з пэўнай колькасці арбіталей.

Размеркаванне электронаў у атамах выяўляецца з дапамогай **электронных канфігурацый**. Напрыклад, у вадароду, элемента з атамным нумарам 1, электронная канфігурацыя — $1s^1$. Лічбай злева запісваецца нумар энергетычнага ўзроўню, затым ідзе літара, якая абазначае падузровень, і, нарэшце, лічба ўверсе справа паказвае колькасць электронаў на гэтым падузроўні.

Схематычна электронная будова атамаў адлюстроўваецца з дапамогай **электронна-графічных схем**, у якіх арбіталі паказваюцца ў выглядзе клетак, а электроны — у выглядзе стрэлак. Напрыклад, электронна-графічная схема атама вадароду з электроннай канфігурацыяй $1s^1$ паказваецца так:

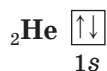


Пры складанні электронных канфігурацый атамаў неабходна выконваць шэраг правіл.

Энергетычныя падузроўні запаўняюцца электронамі ў парадку павелічэння іх энергіі. Для атамаў элементаў першых трох перыядаў гэты парадак наступны: $1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p$.

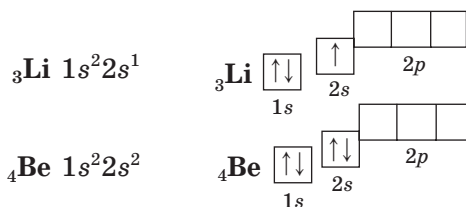
На кожнай арбіталі можа знаходзіцца не больш за два электроны з супрацьлеглымі спінамі.

У адпаведнасці з гэтым электронна-графічная схема атама гелію з электроннай канфігурацыяй $1s^2$ мае выгляд:

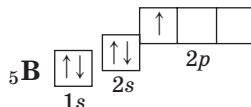


Паколькі на першым энергетычным узроўні могуць знаходзіцца толькі два электроны, то гэты ўзровень у атаме гелію з'яўляецца завершаным і, значыць, вельмі ўстойлівым.

У атамаў элементаў 2-га перыяду запаўняецца другі энергетычны ўзровень, на якім можа знаходзіцца не больш за 8 электронаў. Спачатку электроны запаўняюць $2s$ -арбіталь (у атамаў літыю і берылію):



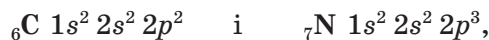
Паколькі $2s$ -арбіталь запоўнена, то ў атама бору ${}_5\text{B}$ пяты электрон займае адну з трох $2p$ -арбіталей. Электронная канфігурацыя атама бору: ${}_5\text{B } 1s^2 2s^2 2p^1$, а яго электронна-графічная схема мае выгляд:



Звярніце ўвагу, што на паказаных схемах падузровень $2p$ намалаваны шчыльна з падузроўнем $2s$, але крыху вышэй за яго. Так адлюстроўваецца яго прыналежнасць да аднаго і таго ж узроўню (другога) і больш высокае значэнне энергіі.

У межах аднаго падузроўню электроны «іжкнуцца» заняць максімальную колькасць арбіталей. Гэта значыць, што ў кожную пустую арбіталь спачатку «трапляе» па адным электроне.

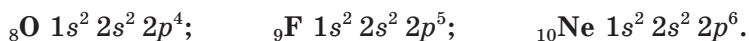
У адпаведнасці з гэтым электронныя канфігурацыі атамаў вугляроду і азоту запісваюцца так:



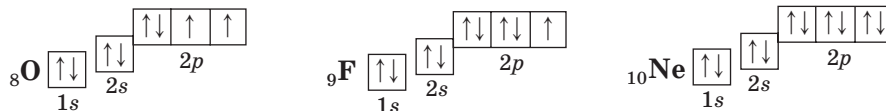
а іх электронна-графічныя схемы маюць выгляд:



Калі на ўсіх арбітальных дадзенага падузроўню аказваецца па адным электроне, у кожную з іх паступова дадаецца яшчэ адзін электрон. Таму электронныя канфігурацыі атамаў кіслароду O , фтору F і неону Ne маюць выгляд:

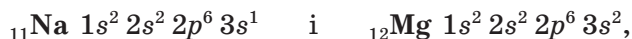


Адпаведныя электронна-графічныя схемы выглядаюць так:

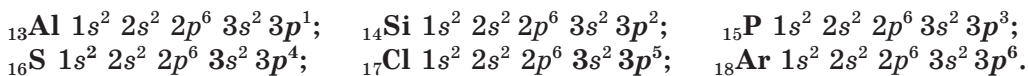


Паколькі ў атаме неону **Ne** знешні энергетычны ўзровень з электроннай канфігурацыяй $2s^2 2p^6$ аказваецца цалкам завершаным, ён з'яўляецца вельмі ўстойлівым.

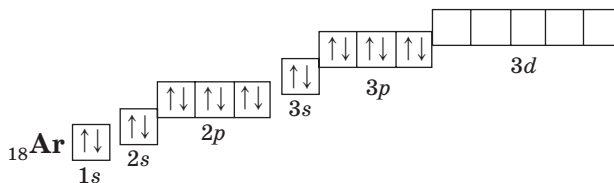
У атамах элементаў 3-га перыяду пачынае фарміравацца трэці энергетычны ўзровень. Спачатку электронамі запаўняецца $3s$ -падарэзровень у натрыю **Na** і магнію **Mg**:



а затым у атамах алюмінію **Al**, крэмнію **Si**, фосфару **P**, серы **S**, хлору **Cl** і аргону **Ar** адбываецца паступовае запаўненне $3p$ -падарэзроўню:



Электронна-графічная схема атама аргону **Ar**:



З разгледжаных прыкладаў бачна, што на знешніх энергетычных узроўнях атамаў можа знаходзіцца не больш за восем электронаў. Паколькі ў атаме аргону на знешнім (трэцім) энергетычным узроўні знаходзіцца 8 электронаў, ён з'яўляецца завершаным. Запаўненне трэцяга энергетычнага ўзроўню да 18 электронаў адбываецца ў атамах элементаў чацвёртага перыяду, дзе гэты ўзровень ужо не з'яўляецца знешнім.

Будова атамаў хімічных элементаў вызначаецца іх становішчам у перыядычнай сістэме (мал. 53). Як вы ўжо ведаеце, колькасць энергетычных узроўняў, занятых электронамі ў атаме, роўна нумару перыяду, у якім знаходзіцца хімічны элемент у перыядычнай сістэме. Што датычыцца колькасці электронаў на знешнім энергетычным узроўні атама, то яна вызначаецца нумарам групы, у якой размяшчаецца адпаведны элемент. Менавіта таму на знешніх энергетычных узроўнях атамаў элементаў адной групы змяшчаецца аднолькавая колькасць электронаў. Так, у атамах літыю **Li** і натрыю **Na** на знешніх узроўнях ёсць па адным

Перыяды	Галоўныя групы (А-групы)							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H 1  1							He 2  2
2	Li 3  2 1	Be 4  2 2	B 5  2 3	C 6  2 4	N 7  2 5	O 8  2 6	F 9  2 7	Ne 10  2 8
3	Na 11  2 8 1	Mg 12  2 8 2	Al 13  2 8 3	Si 14  2 8 4	P 15  2 8 5	S 16  2 8 6	Cl 17  2 8 7	Ar 18  2 8 8

Мал. 53. Электронная будова атамаў элементаў першых трох перыядаў перыядычнай сістэмы

электроне, у атамах берылію **Be** і магнію **Mg** — па два, у атамах бору **B** і алюмінію **Al** — па тры і г. д. У атамаў высакародных газаў неону **Ne** і аргону **Ar** колькасць электронаў на знешніх энергетычных узроўнях роўна 8.

Як бачна з гэтага малюнка на прыкладзе элементаў 2-га і 3-га перыядаў, па меры манатоннага павелічэння зарадаў атамных ядзер колькасць электронаў на знешніх энергетычных узроўнях атамаў павялічваецца ад аднаго да васьмі, г. зн. паўтараецца **перыядычна**. Паколькі колькасць электронаў на знешніх узроўнях вызначае хімічныя ўласцівасці атамаў, яны таксама па меры павелічэння атамных нумароў элементаў змяняюцца перыядычна.

Размеркаванне электронаў па энергетычных узроўнях, падузроўнях і арбітальных адлюстроўваюць з дапамогай электронных канфігурацый, электронна-графічных схем, а таксама электронных схем атамаў.

Перыядычная паўтаральнасць уласцівасцей атамаў хімічных элементаў тлумачыцца перыядычным паўтарэннем будовы іх знешніх энергетычных узроўняў.

Пытанні і заданні

- Назавіце хімічныя элементы, у атамах якіх электроны размяркоўваюцца па энергетычных узроўнях наступным чынам:
а) 2, 8, 1; б) 2, 1; в) 2, 8, 4; г) 2, 3; д) 2, 8, 8; е) 2, 8.
- Колькі падузроўняў ёсць у энергетычных узроўнях з $n = 1, 2, 3, 4$? Як абазначаюцца гэтыя падузроўні? Якая максімальная колькасць электронаў на кожным падузроўні і ўзроўні?
- У якім парадку падузроўні запаўняюцца электронамі? Чым вызначаецца гэты парадак?
- Складзіце электронныя схемы, электронныя канфігурацыі і электронна-графічныя схемы атамаў: В, F, Al, Si, Cl.
- Колькі электронаў знаходзіцца на знешнім энергетычным узроўні атамаў літыю, вугляроду, магнію, серы, аргону? Колькі з іх спараных і няспараных?
- У выніку рэакцыі натрыю з вадой утварыўся раствор масай 125 г з масавай доляй гідраксиду натрыю, роўнай 6,4 %. Разлічыце масу натрыю, які прарэагаваў, і аб'ём вадароду, што вылучыўся.
- Складзіце ўраўненні, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:
а) магній $\rightarrow$ аксід магнію $\rightarrow$ нітрат магнію $\rightarrow$ гідраксід магнію;
б) серная кіслата $\rightarrow$ сульфат медзі(II) $\rightarrow$ медзь $\rightarrow$ аксід медзі(II).

Рыхтуемся да алімпіяд

1. У атамаў двух элементаў электронныя канфігурацыі маюць выгляд: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ і $1s^2 2s^2 2p^4$. Простыя рэчывы, утвораныя атамамі гэтых элементаў, уступілі ў хімічнае ўзаемадзеянне. Складзіце ўраўненне адпаведнай хімічнай рэакцыі.

§ 39. Перыядычнасць змянення ўласцівасцей атамаў хімічных элементаў

Ведаючы заканамернасці змянення электроннай будовы атамаў, можна растлумачыць прычыны і характар змянення іх уласцівасцей, а таксама фізічных і хімічных уласцівасцей простых і складаных рэчываў, якія імі ўтвараюцца.

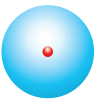
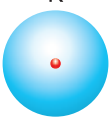
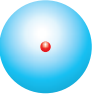
У § 31 мы ўжо гаварылі аб перыядычным характары змянення металічных і неметалічных уласцівасцей атамаў элементаў, іх валентнасцей у вышэйшых аксідах. Было ўстаноўлена, што ў радзе ад шчолачнага металу да высакароднага газу кіслотна-асноўныя ўласцівасці аксідаў і гідраксідаў таксама змяняюцца перыядычна. Тады змяненні гэтых уласцівасцей разглядаліся ў сувязі са змяненнем адноснай атамнай масы.

Цяпер мы ўжо можам даць тлумачэнне гэтым заканамернасцям на аснове звестак аб электроннай будове атамаў. Але перш разгледзім адну з найважнейшых характарыстык атама — яго памер.

Памер атама

З пункта гледжання сучаснай навукі атам не мае строга вызначаных меж, паколькі электронныя аблогі электронаў, з якіх ён складаецца, таксама не маюць дакладных памераў. Умоўна форму атама лічаць шарападобнай, і таму характарыстыкай яго памеру з'яўляецца **радыус атама**. Самым маленькім з'яўляецца атам гелію **He**, а самым вялікім — атам францыю **Fr**, элемента ІА-групы. Іх радыусы адрозніваюцца амаль у 7 разоў.

Радыус атама ў асноўным вызначаецца зарадам яго ядра, колькасцю энергетычных узроўняў і колькасцю электронаў на знешнім узроўні. У элементаў А-груп з павелічэннем парадкавага нумара расце колькасць энергетычных узроўняў і, значыць, павялічваюцца радыусы атамаў (мал. 54).

Перыяды	Галоўныя групы (А-групы)							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
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 

Мал. 54. Змяненне памераў атамаў па перыядах і групам перыядычнай сістэмы

Пры пераходзе ад элемента VIIIA-групы да шчолачнага металу наступнага перыяду радыус атама шчолачнага металу прыкметна павялічваецца, бо з'яўляецца новы энергетычны ўзровень.

У перыядзе па меры павелічэння зараду ядзер атамаў элементаў прыцяжэнне электронаў, якія знаходзяцца на адным і тым жа знешнім узроўні, да ядра ўзмацняецца. Адбываецца свайго роду «сцісканне» атамаў, і іх радыусы памяншаюцца.

Металічныя і неметалічныя ўласцівасці простых рэчываў

У атамаў металаў малых перыядаў (1–3) на знешнім энергетычным узроўні знаходзіцца ад 1 да 3 электронаў, а ў неметалаў — ад 4 да 8. Выключэнне складаюць атамы вадароду — 1 электрон і бору — 3 электроны.

Ведаючы характар змянення радыусаў атамаў па групам і перыядах, а таксама іх электронную структуру, можна растлумачыць прычыну змянення металічных і неметалічных уласцівасцей атамаў элементаў, дакладней іх простых рэчываў.

Праяўленне металічных уласцівасцей вызначаецца перш за ўсё здольнасцю атамаў дадзенага элемента аддаваць электроны са знешняга энергетычнага ўзроўню. Менавіта наяўнасцю ў металаў адносна свабодных электронаў абумоўлена іх высокая электраправоднасць.

І наадварот, здольнасць атамаў дадзенага элемента далучаць электроны вызначае неметалічныя ўласцівасці яго простага рэчыва.

Узмацненне металічных уласцівасцей шчолачных металаў з павелічэннем атамнага нумара элемента звязана перш за ўсё з павелічэннем радыусаў іх атамаў, гэта значыць, з ростам колькасці энергетычных узроўняў. Электрон на знешнім энергетычным узроўні ў гэтых атамаў усё слабей звязаны з ядром і таму лягчэй адрываецца. Адначасова ўзмацняюцца асноўныя ўласцівасці аксідаў і гідраксідаў гэтых элементаў, паколькі яны вызначаюцца металічнымі ўласцівасцямі.

У процілегласць гэтаму неметалічныя ўласцівасці атамаў элементаў групы галагенаў слабеюць з павелічэннем зараду ядзер іх атамаў, бо расце колькасць энергетычных узроўняў. Знешні ўзровень знаходзіцца ўсё далей ад ядра, і таму электроны, змешчаныя на гэтым узроўні, слабей злучаны з ядром. Кіслотныя ўласцівасці ў аксідаў і гідраксідаў гэтых элементаў таксама аслабляюцца.

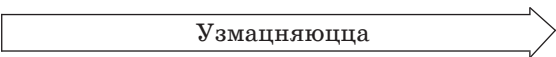
Такім чынам, **у галоўных групам (A-групам)** перыядычнай сістэмы з ростам зарадаў ядзер атамаў хімічных элементаў узмацняюцца металічныя ўласцівасці іх простых рэчываў і, адпаведна, слабеюць неметалічныя. Гэта асабліва наглядна праяўляецца ў IVA-групе. У ёй

уласцівасці простых рэчываў хімічных элементаў змяняюцца ад неметалічных (у вугляроду **C** і крэмнію **Si**) да металічных (у волава **Sn** і свінцу **Pb**).

У малых перыядах з ростам зарадаў ядзер атамаў павялічваецца і колькасць электронаў на знешнім узроўні. Яны мацней прыцягваюцца да ядра, і таму атамам усё цяжэй аддаваць электроны і лягчэй далучаць іх. Па гэтай прычыне ў перыядзе ў атамаў хімічных элементаў слабеюць металічныя і ўзмацняюцца неметалічныя ўласцівасці. Аднаводна, у перыядзе з ростам зараду ядзер атамаў уласцівасці аксідаў і гідраксідаў змяняюцца ад асноўных да кіслотных.

Заканамернасці змянення розных характарыстык хімічных элементаў у малых перыядах і А-групам перыядычнай сістэмы на прыкладзе 3-га перыяду і IVA-групы паказаны ў табліцах 8 і 9.

Табліца 8. Змяненне розных характарыстык атамаў элементаў 3-га перыяду

Нумар групы	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
Сімвал элемента	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Заряд ядра атама	11+	12+	13+	14+	15+	16+	17+	18+
Адносная атамная маса	23	24	27	28	31	32	35,5	40
Колькасць электронаў на знешнім узроўні	1	2	3	4	5	6	7	8
Валентнасць у вышэйшых аксідах	I	II	III	IV	V	VI	VII	—
Адносныя памеры атама								
Металічныя ўласцівасці								
Неметалічныя ўласцівасці								

Табліца 9. Змяненне розных характарыстык атамаў элементаў IVA-групы

Нумар перыяду	Сімвал элемента	Зарад ядра атама	Колькасць энергетычных узроўняў	Колькасць электронаў на знешнім узроўні	Адносны памеры атамаў	Металічныя ўласцівасці	Неметалічныя ўласцівасці
1	—	—	—	—	—	—	—
2	C	6+	2	4	○		
3	Si	14+	3	4	○		
4	Ge	32+	4	4	○		
5	Sn	50+	5	4	○		
6	Pb	82+	6	4	○		

Памер атама вызначаецца зарадам яго ядра, колькасцю энергетычных узроўняў і колькасцю электронаў на знешнім узроўні.

З ростам зарадаў ядзер атамаў элементаў іх радыусы памяншаюцца ў перыядах і павялічваюцца ў галоўных групх.

У А-групх перыядычнай сістэмы з ростам зарадаў ядзер атамаў хімічных элементаў металічныя ўласцівасці іх простых рэчываў узмацняюцца, а неметалічныя слабеюць.

У перыядах з ростам зарадаў ядзер атамаў хімічных элементаў слабеюць металічныя ўласцівасці іх простых рэчываў і ўзмацняюцца неметалічныя.

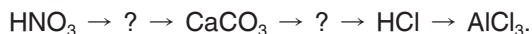
Пытанні і заданні

1. Складзіце пералік усіх неметалаў і металаў элементаў першых трох перыядаў. У атамаў якіх з гэтых элементаў найбольш ярка выяўляюцца металічныя і ў якіх — неметалічныя ўласцівасці?
2. Назавіце прыметы, па якіх элементы аб'ядноўваюцца ў групы і перыяды.

3. Па становішчы элементаў у перыядычнай сістэме вызначыце, які элемент мае большы радыус атама:
а) бор або кісларод;
б) берыйій або кальцый;
в) фтор або бром.
Адказ патлумачце.
4. Як змяняюцца ўласцівасці вышэйшых аксідаў і адпаведных ім гідраксідаў у групах і перыядах?
5. У пары элементаў выберыце элемент, у атамаў якога неметалічныя ўласцівасці выяўлены мацней:
а) крэмній або фосфар; б) ёд або бром; в) фосфар або азот.
6. Складзіце электронна-графічныя схемы атамаў алюмінію, серы і фосфару.
7. Вызначыце хімічныя элементы па электронных канфігурацыях іх атамаў:
а) $1s^2 2s^2 2p^2$; б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.
Начарціце электронна-графічныя схемы гэтых атамаў. Укажыце нумар перыяду і нумар групы, у якіх яны знаходзяцца.
8. Размясціце наступныя элементы ў парадку ўзмацнення металічных уласцівасцей іх простых рэчываў: а) Al, Na, Mg; б) Ba, Sr, Ca. Дайце тлумачэнне.
9. Размясціце наступныя элементы ў парадку ўзмацнення неметалічных уласцівасцей іх простых рэчываў: а) Te, S, Se; б) Cl, F, Br. Дайце тлумачэнне.
10. У выніку рэакцыі нейтралізацыі ўтварыўся сульфат натрыю масай 42,6 г. Разлічыце хімічныя колькасці і масы рэчываў, што прарэагавалі.

Рыхтуемя да алімпіяд

1. Дапоўніце схему і складзіце ўраўненні рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:



§ 40. Характарыстыка хімічнага элемента па яго становішчы ў перыядычнай сістэме

Перыядычная сістэма хімічных элементаў дазваляе зразумець не толькі агульныя заканамернасці змянення ўласцівасцей простых і складаных рэчываў па групах і перыядах. Перш за ўсё сістэма з'яўляецца асноўным даведнікам, у якім змяшчаюцца звесткі аб кожным хімічным элеменце, будове яго атамаў, фізічных і хімічных уласцівасцяў простых і складаных рэчываў. Менавіта таму табліца перыядычнай сістэмы з'яўляецца асновай любога падручніка і даведачнага дапаможніка па хіміі.

Для таго каб атрымаць максімальную інфармацыю аб канкрэтным элеменце, яго апісанне неабходна праводзіць па пэўным плане. Разгледзім гэты план у агульным выглядзе.

1. Агульныя звесткі аб элеменце:

- а) назва;
- б) хімічны сімвал;
- в) адносная атамная маса.

2. Становішча хімічнага элемента ў перыядычнай сістэме:

- а) атамны (парадкавы) нумар элемента;
- б) нумар перыяду, вялікі або малы перыяд;
- в) нумар групы, група А або В.

3. Будова атама элемента:

- а) зарад ядра;
- б) колькасць пратонаў, нейтронаў;
- в) агульная колькасць электронаў і колькасць энергетычных узроўняў у атаме;
- г) размеркаванне электронаў па энергетычных узроўнях;
- д) электронная канфігурацыя атама;
- е) колькасць электронаў на знешнім узроўні, завершаны або незавершаны ўзровень.

4. Састаў і ўласцівасці простага рэчыва гэтага элемента:

- а) метал — неметал;
- б) формула простага рэчыва;
- в) агрэгатны стан пры нармальных умовах.

5. Валентнасць элемента ў вышэйшых аксідах.

6. Формулы вышэйшых аксідаў і адпаведных ім гідраксідаў (асноў або кіслот). Характарыстыка кіслотна-асноўных уласцівасцей гэтых злучэнняў.

Згодна з прыведзеным планам ахарактарызуем два хімічныя элементы — магній і серу — на падставе іх становішча ў перыядычнай табліцы.

Магній

1. Назва хімічнага элемента — магній, хімічны знак — **Mg**, адносная атамная маса — 24.

2. Атамны (парадкавы) нумар у перыядычнай сістэме — 12. Элемент 3-га, малога перыяду, ІА-групы.

3. Зарад ядра атама магнію $12+$, значыць, у ядры атама ^{24}Mg змяшчаецца 12 пратонаў і 12 нейтронаў. Паколькі Mg знаходзіцца ў 3-м перыядзе, гэтыя электроны размяшчаюцца на трох энергетычных узроўнях.

Электронная канфігурацыя атама магнію — $_{12}\text{Mg } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$.

На знешнім (незавершаным) энергетычным узроўні знаходзяцца два электроны.

4. Паколькі на знешнім энергетычным узроўні ў атама магнію 2 электроны, гэты элемент адносіцца да металаў. Яго простае рэчыва пры нармальных умовах знаходзіцца ў цвёрдым агрэгатным стане. Формула простага рэчыва — Mg .

5. Валентнасць магнію ў вышэйшым аксідзе роўна II.

6. Формула вышэйшага аксиду — MgO . Паколькі магній з'яўляецца тыповым металам, яго аксід адносіцца да асноўных аксідаў. Гідраксід, які адпавядае яму, уяўляе сабой аснову — Mg(OH)_2 .

Сера

1. Назва хімічнага элемента — сера, хімічны знак — S , адносная атамная маса — 32.

2. Атамны (парадкавы) нумар у перыядычнай сістэме — 16, элемент 3-га, малога перыяду, VIA-групы.

3. Зарад ядра атама серы роўны $16+$; ядро змяшчае 16 пратонаў, значыць, у ядры атама ^{32}S змяшчаецца 16 пратонаў і 16 нейтронаў, а вакол ядра рухаецца 16 электронаў. Паколькі сера знаходзіцца ў 3-м перыядзе, гэтыя электроны размяшчаюцца на трох энергетычных узроўнях.

Электронная канфігурацыя атама серы — $_{16}\text{S } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.

На знешнім (незавершаным) энергетычным узроўні знаходзіцца 6 электронаў.

4. Паколькі на знешнім энергетычным узроўні ў атама серы 6 электронаў, то гэты элемент адносіцца да неметалаў. Яго простае рэчыва пры пакаёвай тэмпературы знаходзіцца ў цвёрдым агрэгатным стане. Формула простага рэчыва — S_8 .

5. Валентнасць серы ў вышэйшым аксідзе роўна VI, паколькі гэта элемент VIA-групы.

6. Формула вышэйшага аксиду — SO_3 . Ён адносіцца да кіслотных аксідаў. Гідраксід, які адпавядае гэтаму аксиду, уяўляе сабой кіслату — H_2SO_4 .

Перыядычны закон і пабудаваная на яго аснове перыядычная сістэма даюць магчымасць сістэматызаваць, апісваць хімічныя элементы, простыя і складаныя рэчывы на іх аснове, што аблягчае вывучэнне хіміі.

Перыядычная сістэма дазваляе прадказваць існаванне новых хімічных элементаў, прагназаваць іх уласцівасці, а таксама ўласцівасці самых разнастайных злучэнняў і матэрыялаў на іх аснове.

Пытанні і заданні

1. Дайце сучасную фармулёўку перыядычнага закону. Які яго фізічны сэнс?
2. Ахарактарызуйце згодна з прыведзеным планам наступныя хімічныя элементы:
а) літый; б) азот; в) алюміній; г) фосфар.
3. Што азначаюць паняцці «металічныя» і «неметалічныя» ўласцівасці элемента? Як змяняюцца гэтыя ўласцівасці ў атамаў розных элементаў па групам і перыядах перыядычнай сістэмы?
4. У кожнай пары назавіце аксід з больш моцна выяўленымі асноўнымі ўласцівасцямі:
а) BeO або MgO; б) CaO або BaO; в) Li₂O або Na₂O; г) K₂O або MgO.
Растлумачце свой выбар.
5. У кожнай пары назавіце аксід з больш моцна выяўленымі кіслотнымі ўласцівасцямі:
а) CO₂ або SiO₂; б) Al₂O₃ або P₂O₅; в) P₂O₅ або SO₃; г) SO₃ або SeO₃.
Растлумачце свой выбар.
6. Запоўніце ў шшытку табліцу:

Сімвал элемента	Назва элемента	Перыяд	Група	Атамны нумар	Колькасць валентных электронаў	Формула вышэйшага аксіду
Ca						
	Ёд					
		3				Э ₂ O ₃
		2	IVA			
				17		

7. Вызначыце элемент 3-га перыяду, формула вышэйшага аксіду якога — Э₂O₅. Складзіце формулу яго гідраксіду. Якія ўласцівасці (кіслотныя або асноўныя) выяўляе гэты гідраксід?

8. Кальцый масай 12 г спалілі ў кіслародзе і ўтвораны аксід апрацаваці вадой. Разлічыце масу рэчыва, атрыманага ў выніку другой рэакцыі.
9. Назавіце хімічныя элементы, у атамах якіх колькасць электронаў складае: 10; 14; 19. Ахарактарызуйце іх становішча ў перыядычнай сістэме. Якія ўласцівасці характэрны для простых рэчываў гэтых элементаў?

Рыхтуемса да алімпіяд

1. У выніку ўзаемадзеяння шчолачнага металу масай 5,6 г з вадой вылучыўся газ масай 0,8 г. Вызначыце гэты метал.

Практычная работа 3

Вывучэнне кіслотна-асноўных уласцівасцей гідраксідаў элементаў 3-га перыяду

Мэта работы: даследаваць залежнасць кіслотна-асноўных уласцівасцей гідраксідаў, утвораных хімічнымі элементамі 3-га перыяду, ад становішча гэтых элементаў у перыядычнай сістэме.

Абсталяванне і рэактывы: штатыў для прабірак, прабіркі. Растворы гідраксіду натрыю, хларыду (або сульфату) магнію, хларыду (або сульфату) алюмінію, сернай кіслаты, лакмусу, хлоравадародная (сяляная) кіслата.

Прытрымлівайцеся правіл бяспечных паводзін!

Выкананне работы

Заданне 1. Даследаванне ўласцівасцей гідраксідаў элементаў ІА- і ІІА-груп — натрыю і магнію.

У дзве прабіркі наліце растворы: у першую — гідраксіду натрыю, у другую — хларыду (або сульфату) магнію. У прабірку з растворам солі магнію асцярожна, па кроплях дадайце раствор шчолачы да з'яўлення белага асадку гідраксіду магнію. Складзіце ўраўненне адпаведнай рэакцыі.

У першую прабірку з растворам шчолачы дадайце 2–3 кроплі раствору індыкатару і звярніце ўвагу на змяненне яго колеру. Да змесціва абедзвюх прабірак невялікімі порцыямі дадавайце сяляную кіслату.

Вынікі даследавання запішыце ў табліцу, паказаўшы прыметы хімічных рэакцый. Складзіце ўраўненні рэакцый. Зрабіце вывад аб кіслотна-асноўным характары гідраксідаў натрыю і магнію.

Заданне 2. Даследаванне ўласцівасцей гідраксіду элемента IIIA-групы — алюмінію

Вам выдадзены раствор солі хларыду алюмінію (або сульфату алюмінію). Скарыстайцеся ведамі і ўменнямі, атрыманымі раней (лабараторны дослед 3) аб атрыманні гідраксіду алюмінію і докаже яго амфатэрных уласцівасцей. Правядзіце даследаванне па плане:

1) Атрыманне гідраксіду алюмінію

Складзіце ўраўненне рэакцыі. Назаўсім прыметы рэакцыі.

2) Вывучэнне амфатэрных уласцівасцей гідраксіду алюмінію

а) узаемадзеянне з кіслотой; б) узаемадзеянне са шчолаччу.

Вынікі даследавання запішыце ў табліцу, назваўшы прыметы хімічных рэакцый. Складзіце ўраўненні рэакцый. Зрабіце вывад аб кіслотна-асноўным характары гідраксіду алюмінію.

Заданне 3. Даследаванне ўласцівасцей гідраксіду элемента VIA-групы — серы

Да раствору сернай кіслаты аб'ёмам 1–2 см³ дадайце 2–3 кроплі індыкатора. Адзначце змяненне яго афарбоўкі. Затым асцярожна, па кроплях прыліце раствор шчолачы да поўнай нейтралізацыі кіслаты, аб чым будзе сведчыць аднаўленне колеру індыкатора да зыходнага.

Вынікі даследавання запішыце ў табліцу, пералічыўшы прыметы хімічных рэакцый. Складзіце ўраўненне рэакцыі. Зрабіце вывад аб кіслотна-асноўным характары гідраксіду серы(VI).

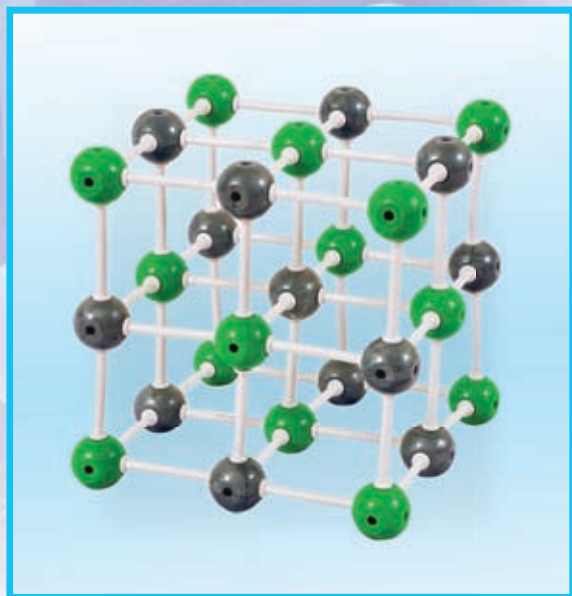
	NaOH	Mg(OH) ₂	Al(OH) ₃	H ₂ SO ₄
Індикатар		—	—	
HCl				—
NaOH	—	—		
Уласцівасці гідраксіду (асноўныя, кіслотныя, амфатэрныя)				

Правядзіце аналіз вынікаў работы па табліцы. Зрабіце выснову аб залежнасці кіслотна-асноўных уласцівасцей гідраксідаў элементаў 3-га перыяду ад іх становішча ў перыядычнай сістэме.

Аформіце справаздачу аб праведзенай рабоце.

Глава 5

Хімічная сувязь



У пятай главе вы даведаецеся, чаму атамы злучаюцца адзін з адным, якая прырода такога ўзаемадзеяння. Вы вывучыце розныя тыпы хімічнай сувязі, пазнаёміцеся з крышталічнай будовай рэчыва і фактарамі, якія ўплываюць на фізічныя ўласцівасці такіх рэчываў

§ 41. Прырода хімічнай сувязі

Зусім няшмат хімічных элементаў існуюць у прыродзе ў форме адзіночных атамаў. Гэта элементы VIIIА-групы — гелій **He**, неон **Ne**, аргон **Ar** і інш. Іх простыя рэчывы, якія называюцца высакароднымі газамі, складаюцца з асобных атамаў.

Што да іншых элементаў, то іх атамы, злучаючыся адзін з адным у пэўных суадносінах, утвараюць малекулы або крышталі розных простых і складаных рэчываў. Колькасць атамаў, якія ўваходзяць у састаў адной малекулы, можа быць роўна двум (**O₂**, **HCl**), тром (**O₃**, **CO₂**), чатыром (**P₄**, **NH₃**) і г. д. Яна можа дасягаць нават некалькіх соцень і тысяч.

Чаму ж атамам выгадна злучацца (звязвацца) адзін з адным? Якія сілы ўтрымліваюць іх разам?

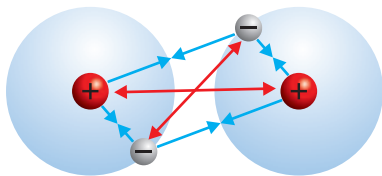
Атамы хімічных элементаў у тым ці іншым рэчыве ўтрымліваюцца разам дзякуючы наяўнасці паміж імі хімічнай сувязі.

Хімічная сувязь — гэта ўзаемадзеянне, якое звязвае асобныя атамы ў больш складаныя сістэмы (малекулы, крышталі).

Згодна з сучаснымі ўяўленнямі, хімічная сувязь мае электростатычную прыроду, г. зн. вызначаецца дзеяннем сіл прыцяжэння часціц з рознаіменнымі зарадамі і адштурхвання часціц з аднайменнымі зарадамі.

У ізаляваным атаме электроны прыцягваюцца толькі да яго ядра.

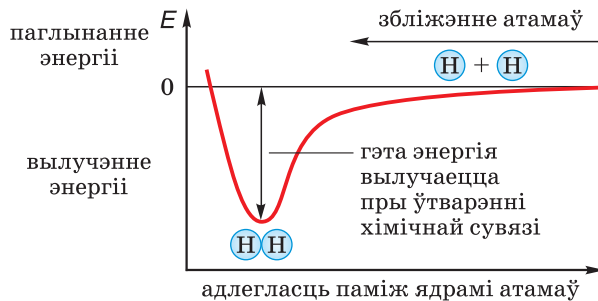
Пры збліжэнні двух атамаў адначасова пачынаюць дзейнічаць сілы прыцяжэння і адштурхвання. Адмоўна зараджаныя электроны першага атама прыцягваюцца да дадатна зараджанага ядра другога атама, і



Мал. 55. Схема прыцяжэння і адштурхвання зараджаных часціц пры ўтварэнні малекулы вадароду **H₂** (сінія стрэлкі — сілы прыцяжэння, чырвоныя — сілы адштурхвання)

наадварот — электроны другога атама прыцягваюцца да ядра першага атама. У той жа час адмоўна зараджаныя электроны аднаго атама пачынаюць адштурхоўвацца ад электронаў другога атама. Гэта ж адбываецца і з дадатна зараджанымі атамнымі ядрамі (мал. 55). Калі сілы прыцяжэння аказваюцца большымі за сілы адштурхвання, паміж атамамі ўзнікае ўзаемадзеянне, якое называецца хімічнай сувяззю.

У працэсе ўтварэння хімічнай сувязі энергія сістэмы з двух або большай колькасці



Мал. 56. Змяненне энергіі ў сістэме двух атамаў вадароду пры ўтварэнні паміж імі хімічнай сувязі

атамаў паніжаецца і аказваецца меншай за агульную энергію ізаляваных атамаў (мал. 56). Значыць, утварэнне хімічнай сувязі заўсёды суправаджаецца вылучэннем энергіі. Імкненне атамаў да паніжэння свайёй энергіі, г. зн. да дасягнення больш устойлівага, стабільнага стану, з'яўляецца асноўнай прычынай утварэння хімічнай сувязі паміж двума або большай колькасцю атамаў.

Сярод атамаў розных хімічных элементаў найбольш стабільную электронную будову маюць атомы высакародных газаў. У атамаў гелію на знешнім энергетычным узроўні знаходзіцца па два электроны. У атамаў астатніх элементаў VIIIA-групы — па восем электронаў. Значыць, у атамаў высакародных газаў знешні энергетычны ўзровень завершаны. Гэта і з'яўляецца прычынай іх інертнасці (у перакладзе з лацінскай мовы — бяздзеянасці). Пры нармальных умовах атомы элементаў VIIIA-групы практычна не ўзаемадзейнічаюць з іншымі атамамі і не ўтвараюць хімічных злучэнняў. Іх малекулы аднаатамныя.

Пры ўтварэнні хімічнай сувязі атомы хімічных элементаў імкнуцца набыць электронную будову атамаў бліжэйшага высакароднага газу, паколькі яна з'яўляецца найбольш стабільнай.

Адрозніваюць тры асноўныя тыпы хімічнай сувязі: **кавалентную**, **іонную** і **металічную**, з якімі вы пазнаёміцеся ў наступных параграфрах.

Хімічная сувязь — гэта ўзаемадзеянне, якое звязвае атомы ў малекулы і крысталі.

Прырода хімічнай сувязі — электростатычная, г. зн. вызначаецца дзеяннем сіл прыцяжэння і адштурхвання электронаў і ядзер атамаў, якія ўзаемадзейнічаюць.

Утварэнне хімічнай сувязі заўсёды суправаджаецца вылучэннем энергіі.

У выніку ўтварэння хімічнай сувязі паміж атамамі кожны з іх набывае ўстойлівую электронную канфігурацыю бліжэйшага высакароднага газу.

Пытанні і заданні

1. Што ўяўляе сабой хімічная сувязь? Якая яе прырода?
2. Якія ўмовы ўзнікнення хімічнай сувязі вам вядомы?
3. Растлумачце прычыны ўтварэння хімічнай сувязі паміж двума атамамі.
4. Чаму малекулы высакародных газаў аднаатамныя?
5. Напішыце электронныя канфігурацыі атамаў гелію, берылію, фтору, крэмнію, аргону і складзіце іх электронна-графічныя схемы. Для кожнага з іх укажыце колькасць электронаў на знешнім энергетычным узроўні і колькасць электронаў, якіх не хапае да яго завяршэння.
6. Разлічыце масу вады, у якой колькасць малекул такая ж, як у порцыі вуглякіслага газу аб'ёмам 16,8 дм³ (н. у.).
7. Узор сумесі аксідку кальцыю з карбанатам кальцыю агульнай масай 8 г апрацавалі лішкам салянай кіслаты. У выніку рэакцыі вылучыўся газ аб'ёмам 1120 см³ (н. у.). Разлічыце масавую долю аксідку кальцыю ў сумесі.
8. Складзіце ўраўненні рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:
 - а) $\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3$;
 - б) $\text{CH}_4 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{BaCO}_3 \rightarrow \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{BaSO}_4$.

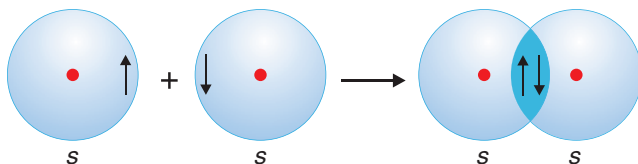
Рыхтуемся да алімпіяд

1. У сплаве натрыю з каліем масавая доля натрыю роўна 80,5 %. Узор гэтага сплаву масай 20 г растварылі ў вадзе масай 150 г. Разлічыце масавыя долі рэчываў у раствору, які ўтварыўся.

§ 42. Кавалентная сувязь

Разгледзім утварэнне хімічнай сувязі ў малекуле вадароду H_2 . У кожнага атама вадароду з электроннай канфігурацыяй $1s^1$ ёсць адзін энергетычны ўзровень, на якім знаходзіцца адзін няспараны электрон:





Мал. 57. Мадэль перакрывання электронных воблакаў двух атамаў вадароду

Да завяршэння гэтага ўзроўню (г. зн. да фарміравання ўстойлівай электроннай канфігурацыі бліжэйшага высакароднага газу — гелію **He**) атаму **H** не хапае аднаго электрона.

Пры збліжэнні двух атамаў вадароду дадатна зараджанае ядро кожнага з іх прыцягвае да сябе адмоўна зараджанае электроннае воблака другога атама. У выніку аблокі абодвух атамаў пранікаюць адно ў адно або перакрываюцца, як паказана на малюнку 57. Пры гэтым паміж ядрамі ўзнікае вобласць павышанага адмоўнага зараду, у якой знаходзяцца два электроны. Так паміж атамамі вадароду ўтвараецца **агульная электронная пара**, якая належыць абодвум атамам адначасова (мал. 57). Гэта агульная пара электронаў і ўяўляе сабой адну ковалентную сувязь.

Агульная пара электронаў уяўляе сабой адну ковалентную сувязь.

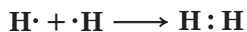
Ковалентная сувязь — гэта хімічная сувязь, якая ўзнікае ў выніку ўтварэння паміж атамамі агульных электронных пар.



Прыстаўка *ка-* надае слову сэнс абагульнення, сумеснага валодання. **Ковалентная сувязь** — сувязь, якая абагульняе валентныя электроны атамаў.

У выніку ўтварэння паміж атамамі агульнай электроннай пары знешні ўзровень кожнага з іх аказваецца завершаным і таму ўстойлівым.

Калі электроны атамаў вадароду абазначыць кропкамі, то ўтварэнне агульнай электроннай пары ў малекуле вадароду можна адлюстравать так:



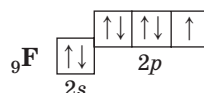
Формулы, у якіх усе электроны знешніх энергетычных узроўняў атамаў паказваюцца ў выглядзе кропак, называюць **электроннымі формуламі**.

Агульная электронная пара звычайна паказваецца ў выглядзе рысачкі паміж сімваламі атамаў, напрыклад:

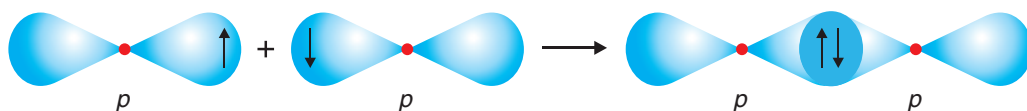


Такія формулы, у якіх рысачка абазначае агульную пару электронаў, г. зн. адну кавалентную сувязь, называюць **графічнымі** або **структурнымі формуламі** малекул.

Разгледзім утварэнне кавалентнай сувязі паміж двума атамамі фтору ў малекуле F_2 . У атама фтору з электроннай канфігурацыяй $1s^2 2s^2 2p^5$ на знешнім энергетычным узроўні ёсць сем электронаў, адзін з якіх — няспараны:

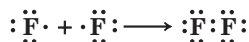


Паколькі гэты электрон знаходзіцца на p -падузроўні, яго электроннае воблака мае выгляд аб'ёмнай «васьмёркі». Пры збліжэнні двух атамаў фтору p -электронныя аб'ёмы іх няспараных электронаў перакрываюцца і паміж атамамі F утвараецца агульная электронная пара, або кавалентная сувязь (мал. 58):



Мал. 58. Схема перакрывання p -электронных воблакаў пры ўтварэнні малекулы фтору

З дапамогай электронных формул гэты працэс адлюстроўваецца так:



Паколькі паміж атамамі фтору ўтвараецца адна агульная электронная пара, яны звязаны адной кавалентнай сувяззю:

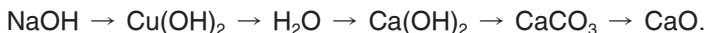


Кавалентная сувязь — гэта хімічная сувязь, якая ўзнікае ў выніку ўтварэння паміж атамамі агульных электронных пар.

Агульная электронная пара, якая звязвае атамы, належыць кожнаму з іх.

Пытанні і заданні

1. Дайце азначэнне кавалентнай сувязі. Што з'яўляецца яе характэрнай асаблівасцю?
2. Складзіце электронныя схемы ўтварэння кавалентнай сувязі ў малекулах F_2 і Cl_2 .
3. Чаму малекула хлору двухатамная? Як у ёй ажыццяўляецца сувязь паміж атамамі хлору?
4. Што такое вобласць павышанай электроннай шчыльнасці? Якая яе роля пры ўтварэнні кавалентнай сувязі?
5. Колькі электронных пар і няспараных электронаў ёсць у атаме фтору, у атаме кіслароду?
6. Разлічыце масу гідраксиду натрыю, неабходнага для нейтралізацыі сумесі сернай і азотнай кіслот агульнай масай 42 г, у якой масавая доля HNO_3 роўна 30 %.
7. Складзіце ўраўненні рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:



Рыхтуемса да алімпіяд

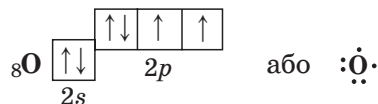
1. Складзіце структурныя формулы малекул вады і сернай кіслаты.

§ 43. Адзінарныя і кратныя сувязі

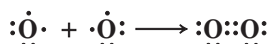
Калі паміж двума атамамі ёсць адна агульная электронная пара, яны звязаны адной кавалентнай сувяззю. Такая сувязь называецца **адзінарнай**. Калі ж паміж атамамі ўтварыліся дзве або тры агульныя электронныя пары, гэтыя атамы звязаны адпаведна дзвюма або трыма кавалентнымі сувязямі. У такіх выпадках гавораць аб **кратнасці сувязі**, разумеючы пад гэтым тэрмінам колькасць агульных электронных пар паміж атамамі. Калі кавалентная сувязь паміж атамамі ўзнікае за кошт утварэння дзвюх агульных электронных пар, яе кратнасць роўна двум. Такую сувязь называюць **двойной**. Адпаведна, пры наяўнасці паміж атамамі трох агульных пар электронаў гавораць аб кратнасці сувязі, роўнай тром, г. зн. аб **трайной** кавалентнай сувязі.

Разгледзім утварэнне кавалентных сувязей у малекуле кіслароду O_2 . У кожнага атама кіслароду O з электроннай канфігурацыяй $1s^2 2s^2 2p^4$

на знешнім энергетычным узроўні ёсць па шэсць электронаў, два з якіх няспараныя:



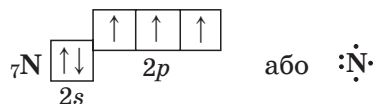
Для фарміравання ўстойлівых знешніх васьміэлектронных энергетычных узроўняў пры ўтварэнні малекулы O_2 два атамы кіслароду робяць агульнымі ўжо не адну, а дзве пары электронаў:



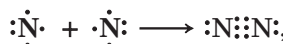
Адпаведна, у малекуле O_2 атамы кіслароду звязаны двайной кавалентнай сувяззю:



Пазнаёмімся з утварэннем кавалентных сувязей у малекуле азоту N_2 . У кожнага атама N з электроннай канфігурацыяй $1s^2 2s^2 2p^3$ на знешнім энергетычным узроўні ёсць па пяць электронаў, тры з якіх няспараныя:



Для фарміравання ўстойлівых знешніх васьміэлектронных энергетычных узроўняў пры ўтварэнні малекулы N_2 два атамы азоту робяць агульнымі тры пары электронаў:



Гэта значыць, што ў малекуле N_2 атамы азоту звязаны трайной кавалентнай сувяззю:



Чым больш агульных электронных пар звязваюць два атамы паміж сабой, тым меншая адлегласць паміж іх ядрамі і тым больш трывалая ўтвараецца хімічная сувязь у малекуле.

Напрыклад, сувязь паміж атамамі кіслароду ў малекуле $\text{O}=\text{O}$, утвораная дзвюма электроннымі парамі, больш кароткая і больш трывалая, чым у малекуле пераксіду вадароду, у якой атамы кіслароду звязаны адной парай электронаў:



Кавалентная сувязь, утвораная адной электроннай парай, называецца адзінарнай, дзвюма парамі — двайной, а трыма агульнымі электроннымі парамі — трайной сувяззю.

Пытанні і заданні

1. У чым заключаецца адрозненне паміж адзінарнымі і кратнымі кавалентнымі сувязямі?
2. У якой з малекул — Cl_2 , O_2 або N_2 — хімічная сувязь больш трывалая?
3. Пры высокіх тэмпературах існуюць малекулы S_2 . Намалюйце структурную формулу такой малекулы.
4. Улічыўшы, што радыус атама вадароду меншы за радыус атама брома, вызначыце, у якой з малекул — H_2 або Br_2 — адлегласць паміж ядрамі атамаў большая.
5. Порцыю аксиду серы(VI) масай 16 г унеслі ў вадку масай 84 г. Разлічыце масавую долю растваранага рэчыва ў раствору, які ўтварыўся.
6. Разлічыце аб'ём (н. у.) кіслароду, неабходнага для поўнага згарання сумесі алюмінію і магнію агульнай масай 36 г, у якой масавая доля магнію роўна 40 %.
7. Складзіце ўраўненні рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:



Рыхтуемся да алімпіяд

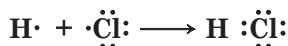
1. Чаму роўна колькасць хімічных сувязей, утвораных атамамі селену ў малекуле селенавай кіслаты H_2SeO_4 ?

§ 44. Непалярная і палярная кавалентная сувязь. Электраадмоўнасць

У двухатамных малекулах, якія складаюцца з атамаў аднаго і таго ж элемента, агульная электронная пара размяшчаецца сіметрычна паміж ядрамі. Яна належыць абодвум атамам у аднолькавай ступені. Такая кавалентная сувязь называецца **непалярнай**. Яна ўзнікае паміж атамамі аднаго і таго ж неметалу. Напрыклад, непалярнымі з'яўляюцца кавалентныя сувязі ў малекулах простых рэчываў H_2 , N_2 , O_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , P_4 , S_8 і інш.

Аднак кавалентная сувязь можа ўтварыцца і паміж атамамі розных неметалаў, як, напрыклад, у малекуле хлоравадароду HCl . У атама вадароду ($1s^1$) ёсць адзін няспараны электрон, а ў атама хлору ($2s^2 2p^5$) на знешнім энергетычным узроўні знаходзіцца сем электронаў, шэсць

з якіх спаранія і адзін — няспараны. Пры збліжэнні атамаў **H** і **Cl** воблака няспаранага *s*-электрона вадароду перакрываецца з воблакам няспаранага *p*-электрона атама хлору і паміж атамамі ўтвараецца агульная пара электронаў, г. зн. адна кавалентная сувязь. У выніку гэтага знешнія энергетычныя ўзроўні абодвух атамаў аказваюцца завершанымі: у атама **H** на знешнім узроўні цяпер два электроны, а ў атама **Cl** — восем:



Як бачна з гэтай схемы, у малекуле **HCl** агульная электронная пара размяшчаецца не пасярэдзіне паміж ядрамі атамаў, як у малекуле **H₂**, а зрушана ў бок атама хлору. Значыць, атамы розных элементаў валодаюць рознай здольнасцю прыцягваць да сябе агульныя электронныя пары.

Электраадмоўнасць

Для характарыстыкі здольнасці атамаў прыцягваць агульныя электронныя пары выкарыстоўваецца паняцце **электраадмоўнасці**.

Электраадмоўнасць (ЭА) — умоўная велічыня, якая характарызуе здольнасць атамаў хімічнага элемента прыцягваць да сябе агульныя электронныя пары.

Велічыня электраадмоўнасці можа служыць характарыстыкай металічнасці або неметалічнасці атамаў хімічных элементаў. *Найбольшай* электраадмоўнасцю валодаюць атамы самага актыўнага неметалу — фтору **F**, размешчанага ў верхняй правай частцы перыядычнай сістэмы. *Найменшай* электраадмоўнасцю валодаюць атамы самага актыўнага металу — францыю **Fr**, які знаходзіцца ў ніжняй левай частцы перыядычнай сістэмы. Таму для элементаў **A-груп** справядлівыя наступныя правілы:

чым вышэй і правей размешчаны элемент у перыядычнай сістэме, тым большая яго ЭА і тым мацней у яго атамаў выяўлены неметалічныя ўласцівасці;

чым ніжэйшы і левей размешчаны элемент у перыядычнай сістэме, тым меншая яго ЭА і тым мацней у яго атамаў выяўлены металічныя ўласцівасці.

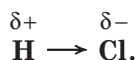
Іншымі словамі можна сказаць, што ў перыядах у напрамку злева направа ЭА павялічваецца, а ў A-групах у напрамку зверху ўніз ЭА паямяншаецца. Гэта звязана з павелічэннем або паслабленнем прыцяжэння электронаў знешняга слоя да ядра атама.

Неметалы першых трох перыядаў у парадку павелічэння электраадмоўнасці іх атамаў утвараюць наступны рад:

Si, B, H, P, C, S, Cl, N, O, F

Павелічэнне электраадмоўнасці

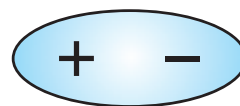
Калі кавалентная сувязь узнікла паміж атамамі неметалаў з рознымі значэннямі ЭА, то агульная электронная пара заўсёды зрушана ў бок атама з большай электраадмоўнасцю. Напрыклад, у малекуле **HCl** агульная электронная пара зрушана да атама хлору, паколькі яго ЭА большая, чым у атама вадароду. У выніку такога зрушэння электронаў на адным атаме ўзнікае частковы (г. зн. меншы за 1) адмоўны зарад δ^- , а на другім — такі ж па велічыні, але дадатны зарад δ^+ :



Стрэлка паказвае напрамак зруху агульнай электроннай пары, а частковы зарад абазначаецца літарай грэчаскага алфавіта « δ » (дэльта).

Кавалентная палярная сувязь

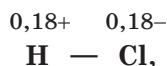
Утварэнне частковых зарадаў на атамах **H** і **Cl** прыводзіць да ўзнікнення двух полюсаў у малекуле **HCl** — дадатнага і адмоўнага. Таму такую малекулу называюць **палярнай малекулай** або **дыполем** (два полюсы) і ўмоўна паказваюць, як на малюнку 59.



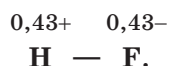
Мал. 59. Дыполь

*Кавалентная сувязь паміж атамамі элементаў неметалаў з рознай электраадмоўнасцю называецца **палярнай**.*

Чым вышэйшая ЭА ў аднаго элемента і чым ніжэйшая ў другога, тым мацней зрушана агульная пара электронаў да аднаго з атамаў і тым больш палярная хімічная сувязь паміж імі. Значэнні зарадаў δ^+ і δ^- можна разглядаць як **меру палярнасці сувязі**: чым большыя частковыя зарады на атамах, тым большая палярнасць. Напрыклад, частковыя зарады ў малекуле **HCl**:



а ў малекуле **HF**:



Значыць, кавалентная сувязь $H-F$ больш палярная, чым сувязь $H-Cl$.

Калі малекула ўтворана толькі двума атамамі, то палярнасць кавалентнай сувязі адначасова паказвае і на палярнасць усёй малекулы.

Лабараторны дослед 4

Складанне мадэлей малекул

1. З атрыманых мадэлей атамаў выберыце шарыкі, якія маюць наступныя колеры:

5 белых шарыкаў — мадэлі атамаў вадароду;

3 чырвоныя шарыкі — мадэлі атамаў кіслароду;

1 зялёны шарык — мадэль атама хлору.

2. Сканструйце з гэтых шарыкаў мадэлі малекул наступных рэчываў:

а) вадароду; б) хлоравадароду; в) вады; г) кіслароду.

(Калі ў школе няма гатовых мадэлей, зрабіце іх дома з пластыліну рознага колеру. Паспрабуйце зрабіць шарыкі, якія адрозніваюцца не толькі па колеры, але і па велічыні, улічваючы, што атамы маюць розныя памеры (гл. мал. 54 на с. 163). Для злучэння шарыкаў можна выкарыстоўваць запалкі, зубачысткі.)

Электраадмоўнасць элемента — умоўная велічыня, якая характарызуе здольнасць яго атамаў прыцягваць да сябе агульныя электронныя пары.

З ростам атамных нумароў элементаў ЭА павялічваецца ў перыядах злева направа, а ў галоўных групах памяншаецца зверху ўніз.

Кавалентная сувязь паміж атамамі неметалаў з аднолькавай ЭА называецца непалярнай.

Кавалентная сувязь паміж атамамі неметалаў з рознай ЭА называецца палярнай.

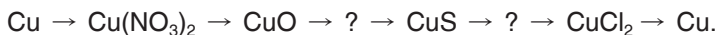
Пытанні і заданні

1. Назавіце дзве разнавіднасці кавалентнай сувязі. Што агульнае яны маюць і чым яны адрозніваюцца?
2. Як змяняецца велічыня электраадмоўнасці элементаў па перыядах і групах перыядычнай сістэмы? З чым гэта звязана?
3. Паміж атамамі якіх элементаў утвараецца кавалентная палярная сувязь? Прывядзіце прыклады.

- Назавіце, у якіх з прыведзеных злучэнняў кавалентныя сувязі палярныя, а ў якіх — непальярныя: F_2 , CO , O_2 , SO_2 , N_2 , HBr , P_4 , H_2S . У формулах злучэнняў з палярнымі сувязямі абазначце знакі частковых зарадаў атамаў.
- У якой з дзвюх малекул кавалентная сувязь больш палярная:
а) HBr або HF ; б) HF або HI ?
Размясціце ўсе чатыры малекулы ў парадку нарастання палярнасці сувязей у іх.
- Разлічыце аб'ём (н. у.) вадароду, які вылучыцца ў выніку растварэння алюмінію масай 13,5 г у салянай кіслаце.
- Структурная формула малекулы вады: $H-O-H$. Складзіце электронную формулу малекулы гэтага рэчыва. Пастаўце над кожным сімвалам знак частковага зараду атама.
- Намалюйце электронныя формулы малекул H_2O , NH_3 , CH_4 , OF_2 . Пазначце палярныя сувязі ў малекулах і знакі частковых зарадаў атамаў.
- Напішыце электронныя і структурныя формулы малекул: H_2S , HF .

Рыхтуемся да алімпіяд

1. Дапоўніце схему і складзіце ўраўненні хімічных рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:

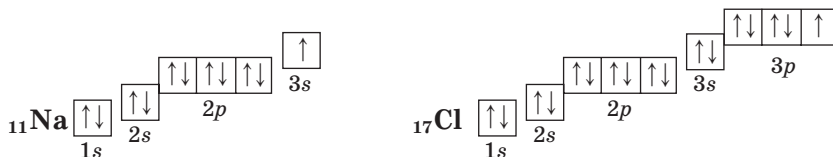


§ 45. Іонная сувязь

Калі ва ўзаемадзеянне ўступаюць атамы неметалаў з рознымі значэннямі ЭА, якія не вельмі моцна адрозніваюцца, то агульная электронная пара ссоўваецца да атама з большай ЭА толькі часткова, і паміж гэтымі атамамі ўтвараецца кавалентная палярная сувязь. Калі ж узаемадзейнічаюць атамы металу і неметалу, то з-за вялікага адрознення іх электраадмоўнасці агульная электронная пара моцна ссоўваецца да атама з большай ЭА. У гэтым выпадку можна гаварыць аб поўным пераходзе электрона ад атама металу да атама неметалу.

Іонная сувязь

Разгледзім у якасці прыкладу ўтварэнне хларыду натрыю $NaCl$. У атама шчолачнага металу натрыю Na на знешнім энергетычным узроўні знаходзіцца адзін электрон, а ў атама галагену хлору Cl — сем электронаў:

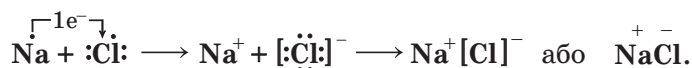


Узаемадзеянне гэтых атамаў адбываецца за кошт пераходу адзінага электрона атама натрыю на знешні энергетычны ўзровень атама хлору. Атам натрыю, страціўшы адзін электрон, ператвараецца ў часціцу з зарадам 1+. І наадварот, атам хлору ператвараецца ў часціцу з зарадам 1-:



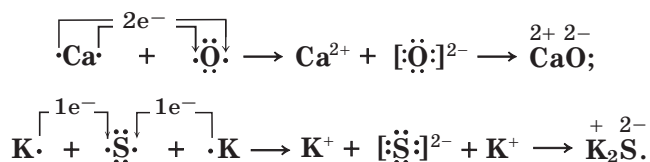
Зараджаныя часціцы, якія ўтвараюцца з атамаў у выніку аддачы або далучэння электронаў, называюцца іонамі. Дадатна зараджаныя іоны — катыёны, адмоўна зараджаныя — аніёны.

Процілегла зараджаныя іоны прыцягваюцца адзін да аднаго за кошт сіл электростатычнага ўзаемадзеяння. Так узнікае іонная сувязь. Схема тычна такое ўзаемадзеянне можна прадставіць так:



Злучэнні з іоннай сувяззю называюцца **іоннымі**. Яны ўтвараюцца ў выніку ўзаемадзеяння атамаў элементаў, якія моцна адрозніваюцца па велічыні электраадмоўнасці. У прыватнасці, да іонных адносяцца злучэнні тыповых металаў ІА- і ІІА-груп з тыповымі неметаламі VIIA- і VIA-груп, напрыклад: LiF, KCl, CaO, K₂O, K₂S. Як правіла, гэта асноўныя аксіды, асновы і солі.

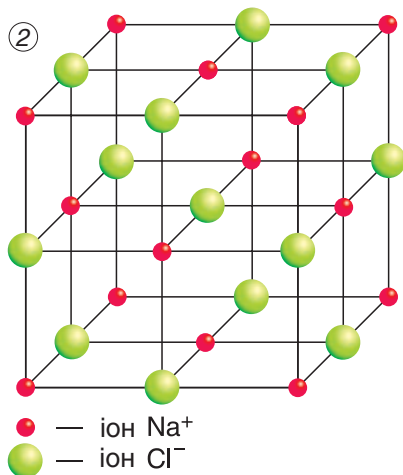
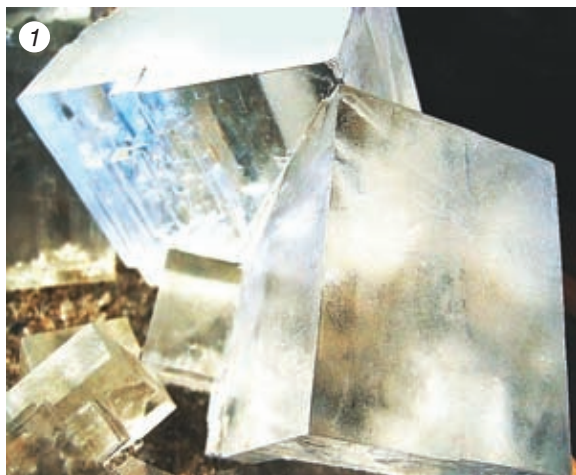
Схематычна ўтварэнне такіх іонных злучэнняў можна паказаць наступным чынам:



З дапамогай іоннай сувязі ўтвараюцца і такія злучэнні, у якіх ёсць складаныя іоны (OH⁻, NO₃⁻, NH₄⁺ і інш.), напрыклад NaOH або KNO₃.

Хімічная сувязь, якая ажыццяўляецца за кошт прыцяжэння процілегла зараджаных іонаў, называецца іоннай.

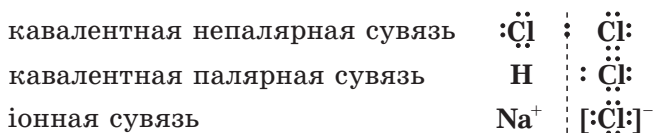
Іонныя злучэнні — гэта цвёрдыя крышталічныя рэчывы з высокімі тэмпературамі плаўлення. Кожнае з іх уяўляе сабой гіганцкую групу (асацыяцыю) іонаў з супрацьлеглымі зарадамі, размешчаных у строга



Мал. 60. Кристалі NaCl: 1 — знешні вигляд, 2 — мадэль будовы

вызначаным парадку. Напрыклад, у крыштальных хларыду натрыю NaCl (мал. 60, 1) кожны катыён натрыю з усіх бакоў акружаны аніёнамі хлору, і наадварот — кожны аніён хлору з усіх бакоў акружаны катыёнамі натрыю (мал. 60, 2).

Іонную сувязь можна разглядаць як гранічны выпадак кавалентнай палярнай сувязі. Схематычна зрушэнне агульных электронных пар ад аднаго атама да другога пры ўтварэнні розных тыпаў хімічнай сувязі можна прадставіць наступным чынам:



Пры ўтварэнні любой з гэтых сувязей у атамаў элементаў адбываецца завяршэнне знешняга электроннага слоя.

Хімічная формула іоннага злучэння адлюстроўвае найбольш простую (найменшую) суадносіну паміж колькасцямі іонаў у крышталі.

Іонная сувязь — гэта хімічная сувязь, якая ажыццяўляецца за кошт электростатычнага ўзаемадзеяння супрацьлеглых зараджаных іонаў.

Іонная сувязь узнікае паміж атамамі элементаў, якія моцна адрозніваюцца па велічыні электраадмоўнасці.

Пытанні і заданні

1. Што агульнае маюць кавалентная і іонная сувязь, чым яны адрозніваюцца?
2. Складзіце схемы ўтварэння іонаў Mg^{2+} , Al^{3+} , S^{2-} , Ca^{2+} , I^- з адпаведных атамаў.
3. Які тып хімічнай сувязі ў наступных рэчывах: KI , SO_2 , N_2 , BaF_2 , CCl_4 , $NaBr$?
4. Намалюйце схемы ўтварэння іоннай сувязі пры ўзаемадзеянні атамаў:
 - а) Mg і O ; б) Li і S ; в) K і F .
5. Завершыце схемы ўтварэння іонаў:
 - а) $Al - 3e^- \rightarrow \dots$;
 - б) $F + 1e^- \rightarrow \dots$;
 - в) $Ca - 2e^- \rightarrow \dots$;
 - г) $S + 2e^- \rightarrow \dots$.
6. Чаму малекулы Cl_2 і I_2 непалярныя, а малекула HCl палярная?
7. Сярод наступных формул рэчываў вызначыце рэчывы з іоннымі, палярнымі і непалярнымі кавалентнымі сувязямі:
 HBr , H_2S , $MgCl_2$, SiH_4 , CO_2 , O_2 , NaI , $BaBr_2$, I_2 .
8. Разлічыце аб'ём паветра, неабходны для поўнага згарання метану CH_4 аб'ёмам 28 дм^3 (н. у.). Аб'ёмная доля кіслароду ў паветры роўна 21 %.
9. Складзіце ўраўненні рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:



Рыхтуемся да алімпіяд

1. Якія тыпы хімічных сувязей у хларыдзе амонію?

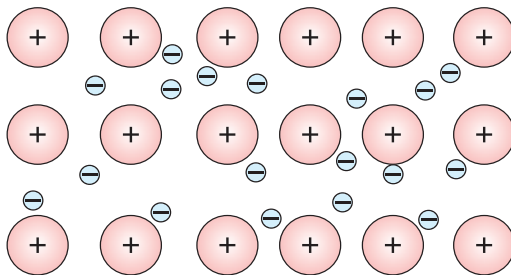
§ 46. Металічная сувязь. Міжмалекулярнае ўзаемадзеянне

Металічная сувязь

Усе металы, акрамя ртуці Hg , пры пакаёвай тэмпературы — цвёрдыя крышталічныя рэчывы. У атамах большасці металаў на знешніх энергетычных узроўнях змяшчаецца невялікая колькасць электронаў (часцей за ўсё 1 або 2). Яны слаба звязаны з ядрамі і таму адносна лёгка адрываюцца ад атамаў. Пры гэтым утвараюцца дадатна зараджаныя іоны металу і электроны, напрыклад:



Іоны металу займаюць строга вызначаныя палажэнні, а электроны перамяшчаюцца па ўсім аб'ёме крышталю металу. Сукупнасць такіх «вольных» электронаў атрымала назву **электроннага газу**. Дзякуючы адносна свабоднаму перамяшчэнню электронаў металы валодаюць *высокай электрычнай праводнасцю і цеплаправоднасцю*.



Мал. 61. Умоўная схема будовы крышталю металу

Умоўна крышталю металу можна прадставіць як асацыяцыю дадатна зараджаных іонаў, звязаных адзін з адным электронным газам (мал. 61).

Значыць, для металаў характэрна хімічная сувязь, якая таксама грунтуецца на абагульванні валентных электронаў. Толькі ў гэтым выпадку электроны належаць не двум, а ўсім атамам у крышталі металу.

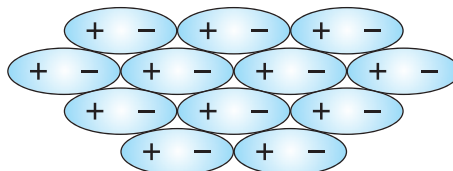
Металічная сувязь — гэта ўзаемадзеянне паміж свабоднымі электронамі і іонамі металаў, якое ўтрымлівае гэтыя часціцы ў крышталі.

Міжмалекулярнае ўзаемадзеянне

Нягледзячы на тое што малекулы ў цэлым электранейтральныя, яны здольны прыцягвацца адна да адной. Такое прыцягненне называецца **міжмалекулярным узаемадзеяннем**.

Міжмалекулярнае ўзаемадзеянне, як і хімічная сувязь паміж атамамі, мае электростатычную прыроду. Аднак, у адрозненне ад хімічнай сувязі, міжмалекулярнае ўзаемадзеянне адносна слабое.

Узаемадзеянне паміж малекуламі магчыма таму, што большасць з іх з'яўляюцца *палярнымі* і ўяўляюць сабой **дыполі**. У кожным дыполі ёсць цэнтры дадатнага і адмоўнага зарадаў, размешчаныя на пэўнай адлегласці адзін ад аднаго. Схематычна ўзаемадзеянне дыполяў паказана на малюнку 62.



Мал. 62. Схема ўзаемадзеяння дыполяў



Непалярнымі з'яўляюцца малекулы простых рэчываў (H_2 , N_2 , P_4 і да т. п.), а таксама малекулы шэрага складаных рэчываў (CH_4 , SiF_4 , CO_2 і да т. п.) з сіметрычным размяшчэннем атамаў. Але нават такія малекулы ў выніку ўзаемагня ўплыву адна на адну на вельмі кароткі час могуць станавіцца палярнымі (часовымі дыполямі). Таму яны таксама могуць прыцягвацца адна да адной. Аднак у параўнанні з кавалентнай сувяззю гэта прыцягненне нашмат слабейшае, і малекулы нетрывала звязваюцца паміж сабой. Менавіта таму рэчывы, якія складаюцца з малекул, плавяцца і кіпяць пры адносна нізкіх тэмпературах.

Сіла міжмалекулярнага ўзаемадзеяння залежыць у асноўным ад палярнасці і масы малекул. Чым больш палярнымі з'яўляюцца малекулы і чым большая іх маса, тым мацней яны прыцягваюцца адна да адной і тым вышэй тэмпературы плаўлення і кіпення рэчываў. Так, напрыклад, з-за большай масы малекул кісларод кіпіць пры больш высокай тэмпературы, чым азот, што выкарыстоўваецца пры атрыманні гэтых газаў з паветра на спецыяльных прадпрыемствах.



Адзіным у Рэспубліцы Беларусь спецыялізаваным прадпрыемствам па выпуску прадуктаў раздзялення паветра з'яўляецца ААТ «Крыон» (г. Мінск). Яго будаўніцтва пачалося ў 1953 г., а першыя вытворчыя магутнасці былі ўведзены ў эксплуатацыю ўжо ў 1956 г.

У 2020 г., калі Беларусь сутыкнулася з пандэміяй каранавіруснай інфекцыі, «Крыон» быў адзіным вырабніком кіслароду, які выкарыстоўваўся ў медыцынскіх установах.

Па даручэнні Савета Міністраў Рэспублікі Беларусь у 2022 г. ААТ «Крыон» пачало будаўніцтва крыягенных рэзервуараў агульнай умяшчальнасцю 500 м^3 . У выніку прадпрыемства атрымае магчымасць падтрымліваць страхавы запас вадкага кіслароду на выпадак раптоўнага значнага росту патрэбы ў ім.

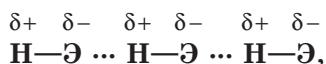
Залежнасць тэмператур кіпення рэчываў ад масы іх малекул ляжыць у аснове і іншага вельмі важнага тэхналагічнага працэсу — перагонкі нафты. Яна складаецца з мноства вуглевадародаў, малекулы якіх адрозніваюцца сваімі масамі. Вуглевадароды з большай масай малекул кіпяць пры больш высокай тэмпературы, чым вуглевадароды з меншай масай малекул. Таму па меры награвання нафты з яе паступова «выкіпаюць» асобныя фракцыі — бензін, газа і інш.



Рэспубліка Беларусь з'яўляецца адной з высокаразвітых краін у галіне перапрацоўкі нафты. У нашай краіне працуюць два найбуйнейшыя нафтаперапрацоўчыя прадпрыемствы — у Наваполацку і Мазыры.

Паняцце аб вадароднай сувязі

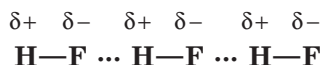
Адной з разнавіднасцей міжмалекулярнага ўзаемадзеяння з'яўляецца **вадародная сувязь**. Яна ўтвараецца паміж малекуламі, у якіх атамы вадароду злучаны з атамамі элементаў Э з вельмі высокай электраадмоўнасцю (фтор, кісларод, азот):



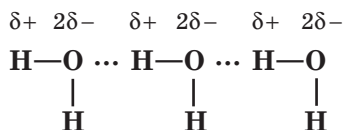
дзе «...» — умоўнае абазначэнне вадароднай сувязі.

Утварэнне вадароднай сувязі тлумачыцца асаблівасцямі будовы атама вадароду. З-за адсутнасці ў яго ўнутраных электронных слаёў атамы іншых элементаў з суседніх малекул набліжаюцца да яго вельмі блізка. Гэта прыводзіць да прыцяжэння атама вадароду адной малекулы да атамаў **F**, **O** або **N** другой малекулы.

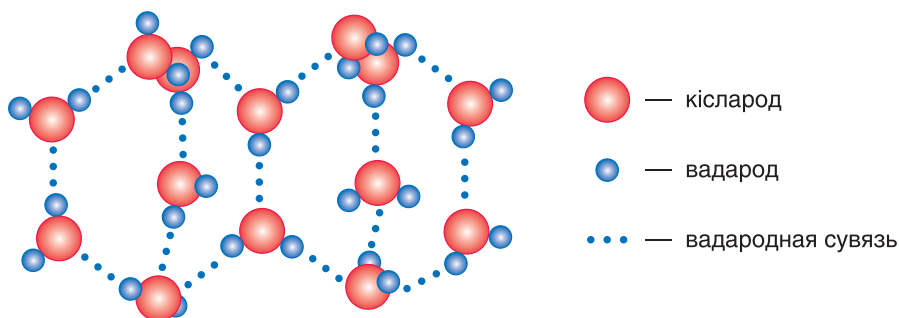
Разгледзім утварэнне вадароднай сувязі паміж малекуламі **HF**, на атаме вадароду кожнай з якіх ёсць частковы дадатны зарад $\delta+$, а на атаме фтору — частковы адмоўны зарад $\delta-$.



Вадародныя сувязі ўтвараюцца таксама і паміж малекуламі вады.



Наяўнасць вадародных сувязей істотна ўплывае на шэраг фізічных уласцівасцей рэчываў (шчыльнасць, тэмпературы кіпення, плаўлення і інш.). З-за наяўнасці вадародных сувязей паміж малекуламі **HF**, **H₂O** ці **NH₃** гэтыя рэчывы маюць анамальна высокія тэмпературы плаўлення і кіпення. Менавіта дзякуючы ўтварэнню вадародных сувязей паміж малекуламі **H₂O** лёд не тоне ў вадзе: шчыльнасць лёду на 9 % меншая за шчыльнасць вадкай вады. У крышталях лёду і снегу кожны атам кіслароду ў малекулах **H₂O** звязаны з чатырма атамамі вадароду



Мал. 63. Структура лёду

дзвюма кавалентнымі і дзвюма вадароднымі сувязямі. У выніку ўтвараецца ажурная, з вялікімі пустэчамі структура лёду (мал. 63).

Вадародная сувязь адыгрывае велізарную ролю ў прыродзе, вызначаючы будову і ўласцівасці вады, бялкоў, вугляводаў, нуклеінавых кіслот і многіх іншых рэчываў, без якіх немагчыма жыццё на Зямлі.

Металічная сувязь — гэта сувязь у металах паміж дадатна зараджанымі іонамі праз абагуленыя электроны.

Металічная сувязь характэрна для металаў і іх сплаваў.

Малекулы могуць прыцягвацца адна да адной за кошт электростатычных сіл. Такое ўзаемадзеянне называецца міжмалекулярным.

Адной з разнавіднасцей міжмалекулярнага ўзаемадзеяння з'яўляецца вадародная сувязь.

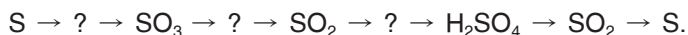
Пытанні і заданні

1. Што агульнае мае кавалентная і металічная сувязь, якія ў іх адрозненні? Назавіце асаблівасці металічнай сувязі.
2. Чаму ў металах магчыма ўтварэнне «электроннага газу», а ў неметалах — немагчыма?
3. Разлічыце, у колькі разоў адрозніваюцца масавыя долі серы ў аксідзе серы(VI) і ў кіслаце, якая адпавядае гэтаму аксиду.
4. Растлумачце сутнасць міжмалекулярнага ўзаемадзеяння.
5. Напішыце ўраўненні рэакцый вады з:
а) сярністым газам SO_2 ; б) кальцыем Са; в) нягашанай вапнай CaO .
6. Складзіце ўраўненні рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:



Рыхтуемца да алімпіяд

1. Дапоўніце схему і складзіце ўраўненні хімічных рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:



§ 47. Крышталічны стан рэчыва

Звязваючыся адзін з адным, атамы могуць утвараць рэчывы як **малекулярнай**, так і **немалекулярнай будовы**. Хімічныя формулы простых і складаных рэчываў малекулярнай будовы называюцца **малекулярнымі**. Яны паказваюць колькасць атамаў у малекуле любога з такіх рэчываў. Напрыклад, формула простага рэчыва кіслароду O_2 паказвае, што яго малекула складаецца з двух атамаў. З формулы складанага рэчыва метану CH_4 вынікае, што ў састаў яго малекулы ўваходзіць адзін атам вугляроду і чатыры атамы вадароду.

Хімічная формула простага рэчыва немалекулярнай будовы ўяўляе сабой сімвал адпаведнага хімічнага элемента. Так, формула простага рэчыва жалеза — **Fe**, крэмнію — **Si**, алюмінію — **Al**.

Што да складаных рэчываў немалекулярнай будовы, то іх формулы паказваюць найменшую суадносінную колькасці атамаў розных хімічных элементаў у гэтых рэчывах. Такія формулы называюцца найпрасцейшымі. Напрыклад, найпрасцейшая формула кварцу — галоўнай складаемай часткі пяску — SiO_2 . З гэтай формулы вынікае, што ў гэтым рэчыве на кожны атам крэмнію прыпадае два атамы кіслароду, г. зн. мінімальная суадносіна паміж колькасцямі атамаў крэмнію і кіслароду роўна 1 : 2. Найпрасцейшая формула Al_2O_3 паказвае, што ў гэтым рэчыве мінімальная суадносіна паміж колькасцямі атамаў алюмінію і кіслароду роўна 2 : 3.

*Група атамаў, састаў якой адпавядае найпрасцейшай формуле дадзенага рэчыва, называецца яго **формульнай адзінкай**.*

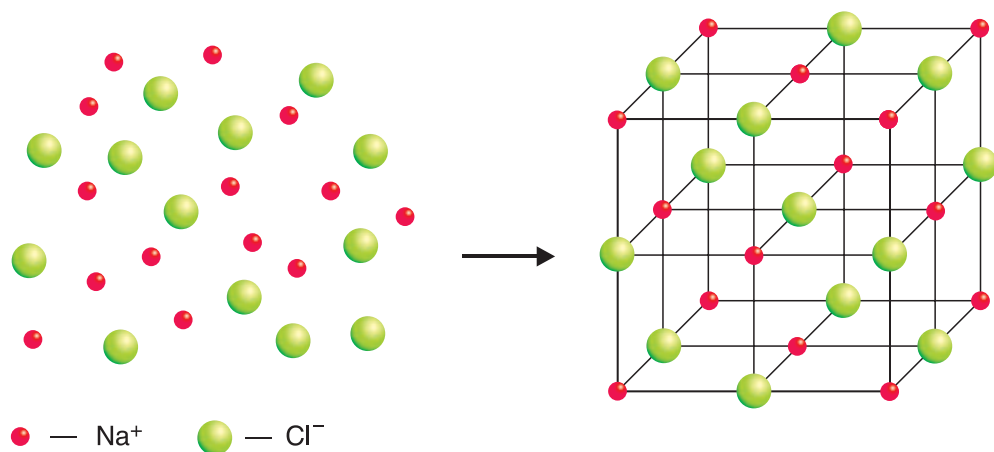
Рэчывы немалекулярнай будовы таксама характарызуюцца велічыняй, падобнай адноснай малекулярнай масе, якая называецца **адноснай формульнай масай**. Яна абазначаецца і разлічваецца гэтак жа, як і адносная малекулярная маса. Напрыклад, адносная формульная маса рэчыва немалекулярнай будовы Ca(OH)_2 роўна:

$$M_r(\text{Ca(OH)}_2) = A_r(\text{Ca}) + 2 \cdot A_r(\text{O}) + 2 \cdot A_r(\text{H}) = 40 + 2 \cdot 16 + 2 \cdot 1 = 74.$$

Крышталічны стан рэчыва

Большасць цвёрдых рэчываў мае крышталічную будову, г. зн. уяўляе сабой крышталі, у якіх часціцы (атамы, іоны, малекулы) размешчаны ў строга вызначаным парадку.

Напрыклад, пры ўтварэнні крышталю NaCl іоны Na^+ і Cl^- размяшчаюцца ў прастору строга ўпарадкавана і такім чынам, што кожны іон натрыю аказваецца акружаным шасцю іонамі хлору, і наадварот, кожны іон хлору акружаны шасцю іонамі натрыю (мал. 64).



Мал. 64. Схема ўтварэння іоннага крышталю хларыду натрыю NaCl

Мадэль для апісання такой структуры называецца **крышталічнай рашоткай**. На малюнку 64 справа паказана крышталічная рашотка NaCl . Месцы, у якіх размяшчаюцца часціцы, называюць **вузламі рашоткі**.

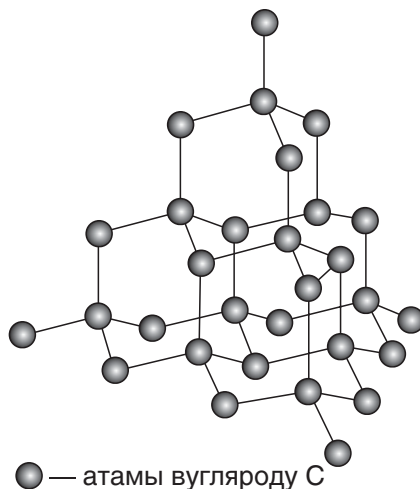
У залежнасці ад прыроды часціц, якія ўтвараюць крышталі, і характару сувязі паміж імі адрозніваюць чатыры асноўныя тыпы крышталічных рашотак — **атамную**, **іонную**, **металічную** і **малекулярную**.

Атамныя крышталі

У вузлах атамнай крышталічнай рашоткі знаходзяцца атамы аднаго і таго ж або розных элементаў, злучаныя паміж сабой кавалентнымі сувязямі. Як правіла, гэта атамы неметалаў. Напрыклад, у

крышталі алмазу (мал. 65) кожны з атамаў вугляроду займае строга вызначанае месца і звязаны чатырма кавалентнымі сувязямі з іншымі атамамі.

Прыкладамі рэчываў з такой будовай з'яўляюцца кварц SiO_2 , карбарунд SiC . Рэчывы немалекулярнай будовы з атамнай крышталічнай рашоткай характарызуюцца высокай трываласцю і цвёрдасцю, а таксама высокімі тэмпературамі плаўлення і кіпення. Так, напрыклад, алмаз з'яўляецца самым цвёрдым прыродным рэчывам, а тэмпература плаўлення графіту вышэйшая за 4000°C .

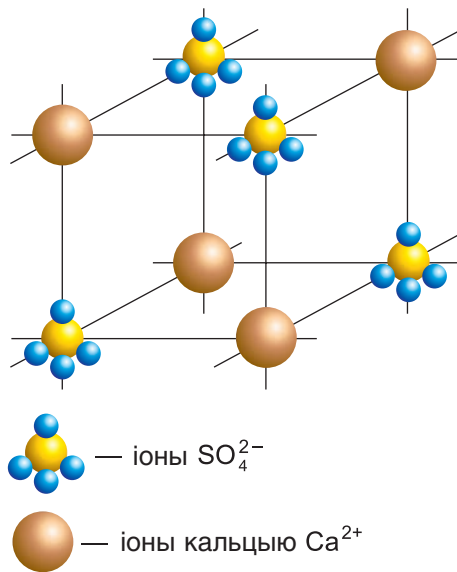


Мал. 65. Фрагмент крышталічнай рашоткі алмазу

Іонныя крышталі

Вы ўжо ведаеце, што іонныя крышталі складаюцца з дадатна і адмоўна зараджаных іонаў, звязаных паміж сабой электростатычнымі сіламі прыцяжэння. Іоны могуць быць простымі, напрыклад у крышталі NaCl , і складанымі, напрыклад у крышталі сульфату кальцыю CaSO_4 . Яго можна прадставіць як звычайны іонны крыштал, у вузлах якога знаходзяцца іоны Ca^{2+} і складаныя іоны SO_4^{2-} (мал. 66).

Сувязі паміж іонамі ў крышталі трывалыя. Таму іонныя злучэнні валодаюць вялікай цвёрдасцю, для іх характэрны высокія тэмпературы плаўлення і кіпення.

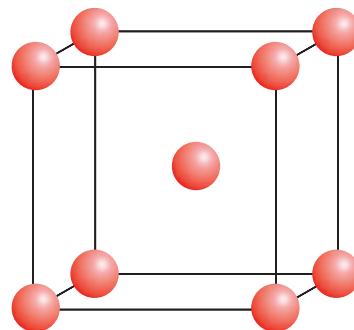


Мал. 66. Фрагмент крышталічнай рашоткі сульфату кальцыю CaSO_4

Металічныя крышталі

Металічныя крышталі складаюцца з дадатна зараджаных іонаў металу, паміж якімі адносна свабодна перамяшчаюцца валентныя электроны. Такія крышталі характэрны для простых рэчываў — металаў, а таксама для іх сплаваў. На малюнку 67 паказаны фрагмент крышталічнай рашоткі натрыю.

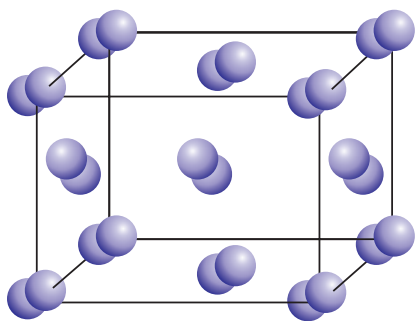
Большасць металаў маюць адносна высокія тэмпературы плаўлення — ад некалькіх соцень да 2–3 тысяч градусаў Цэльсія. Аднак існуюць металы (напрыклад, цэзій, галій), у якіх тэмпература плаўлення крыху вышэйшая за звычайную пакаёвую.



Мал. 67. Фрагмент крышталічнай рашоткі натрыю Na

Малекулярныя крышталі

Рэчывы малекулярнай будовы, якія існуюць пры пакаёвай тэмпературы ў газападобным і вадкім аграгатных станах, пры вельмі моцным ахаладжэнні дубянеюць, утвараючы крышталі. Яны складаюцца з малекул, звязаных паміж сабой слабымі сіламі міжмалекулярнага ўзаемадзеяння. Крышталічныя рашоткі рэчываў малекулярнай будовы называюцца малекулярнымі. На малюнку 68 паказаны фрагмент крышталічнай рашоткі ёду I_2 .



Мал. 68. Фрагмент крышталічнай рашоткі ёду I_2

У адрозненне ад іонных крышталёў малекулярныя крышталі звычайна маюць невялікую трываласць, малую цвёрдасць, невысокія тэмпературы плаўлення і кіпення. Міжмалекулярнае ўзаемадзеянне ў большасці такіх крышталёў слабое, з прычыны чаго малекулы пры пакаёвай тэмпературы могуць адрывацца ад крышталя і пераходзіць у газападобны стан. Па гэтай прычыне многія рэчывы з малекулярнай будовай, такія, як, напрыклад, ванілін, пры пакаёвай тэмпературы маюць пах.



Малекулярныя рэчывы маюць пах толькі ў тым выпадку, калі яны здольны ўзбуджаць нюхальныя нервовыя канчаткі ў нашым носе. Да такіх рэчываў адносіцца, напрыклад, газ серавадарод H_2S , які непрыемна пахне «тухлымі яйкамі». Хітрасць гэтага газу ў тым, што чалавек даволі хутка губляе здольнасць адчуваць пах серавадароду («прынюхаецца» да яго). Гэта небяспечна, паколькі серавадарод вельмі атрутны. У той жа час мінеральная вада, якая змяшчае мізэрныя колькасці серавадароду, з'яўляецца гаючай і выкарыстоўваецца для лячэння некаторых захворванняў. Напрыклад, у Рэспубліканскім цэнтры медыцынскай рэабілітацыі і бальнеалячэння ў Мінску пацыентам назначаюцца серавадародныя мінеральна-жамчужныя ванны на мінеральнай вадзе з уласных свідравін.

Напрыканцы прывядзём прыклады рэчываў малекулярнай і немалекулярнай будовы (табл. 10).

Табліца 10. Рэчывы малекулярнай і немалекулярнай будовы

РЭЧЫВЫ			
МАЛЕКУЛЯРНАЙ БУДОВЫ	НЕМАЛЕКУЛЯРНАЙ БУДОВЫ		
з малекулярнай крышталічнай рашоткай	з атамнай крышталічнай рашоткай	з іоннай крышталічнай рашоткай	з металічнай крышталічнай рашоткай
He, Ne, Ar, Kr, H_2 , O_2 , O_3 , N_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , P_4 , S_8 , CO , CO_2 , H_2S , SO_2 , SO_3 , H_2O , H_2O_2 , CH_4 , NH_3 , HCl , HNO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4	C (алмаз), C (графіт), Si, SiO_2 , SiC	Na_2O , CaO, BaO, LiOH, NaOH, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, NaCl, KI, Li_2SO_4 , CaCO_3 , BaBr_2 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$	Li, Na, K, Mg, Ca, Ba, Zn, Fe, Al, Ag, Au, Hg і іншыя металы

Большасць цвёрдых рэчываў мае крышталічную будову.

Крышталі — цвёрдыя целы, пабудаваныя з малекул, атамаў ці іонаў, заканамерна размешчаных у прасторы.

Існуюць рэчывы як малекулярнай, так і немалекулярнай будовы.

Адрозніваюць чатыры асноўныя тыпы крышталічных рашотак — атамную, іонную, металічную і малекулярную.

Пытанні і заданні

1. Што такое крышталічны стан рэчыва?
2. Што ўяўляюць сабой атамныя крышталі? Чаму рэчывы з атамнымі крышталічнымі рашоткамі маюць высокія тэмпературы плаўлення і кіпення?
3. Якія фізічныя ўласцівасці характэрны для рэчываў з наступнымі крышталічнымі рашоткамі:
а) атамнай; б) іоннай; в) металічнай; г) малекулярнай?
4. У чым заключаецца адрозненне іонных, атамных і металічных рашотак? Як гэта адбываецца на адрозненні ва ўласцівасцях рэчываў з адпаведным тыпам рашоткі?
5. Што выражае хімічная формула рэчыва:
а) малекулярнай будовы; б) атамнай крышталічнай будовы; в) іоннай крышталічнай будовы?
6. Па якіх прыметах можна аднесці да рэчываў малекулярнай будовы:
а) ванілін; б) лёд; в) ёд?
7. «Сухі лёд» (CO_2) — белае цвёрдае рэчыва — «знікае» без астатку пры пакаёвай тэмпературы. Растлумачце, што пры гэтым адбываецца. Які тып крышталічнай рашоткі ў гэтага рэчыва?
8. У выніку рэакцыі замяшчэння ўтварыліся вадарод аб'ёмам $16,8 \text{ дм}^3$ (н. у.) і хлорыд магнію. Разлічыце хімічныя колькасці і масы рэчываў, якія прарэагавалі.
9. Складзіце ўраўненні рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:



Рыхтуемся да алімпіяд

1. З пералічаных рэчываў выберыце тыя, якія маюць малекулярную будову: аксід фосфару (V), серная кіслата, аксід крэмнію (IV), сульфат алюмінію, аміяк, нітрат амонію, фасфід натрыю.

Глава 6

Акісляльна-аднаўленчыя рэакцыі



У шостай главе
вы пазнаёміцеся
з акісляльна-
аднаўленчымі
працэсамі,
якія адбываюцца
ў прыродзе,
у жывых арганізмах,
у лабараторыях
і прамысловасці

§ 48. Ступень акіслення

Пры ўтварэнні хімічнай сувязі валентныя электроны ў большасці выпадкаў ссоўваюцца ад аднаго атама да іншага. Пры гэтым атамы набываюць частковы дадатны зарад $\delta+$ і частковы адмоўны зарад $\delta-$. Для характарыстыкі такога стану атамаў у хімічных злучэннях дамовіліся гэтыя зарады лічыць не частковымі, а цэлымі. Каб не блытаць такі ўмоўны зарад з рэальным, яго назвалі ступенню акіслення.

Пры вызначэнні ступені акіслення атамаў у рэчыве дапускаюць, што ўсе электроны, якія ўдзельнічаюць ва ўтварэнні хімічных сувязей, цалкам ссоўваюцца да атамаў больш электраадмоўнага элемента і, такім чынам, што рэчыва складаецца з дадатна і адмоўна зараджаных іонаў.

Ступень акіслення — гэта ўмоўны зарад атама ў хімічным злучэнні, калі меркаваць, што яно складаецца з іонаў.

Гэта характарыстыка можа мець дадатнае, адмоўнае і нулявое значэнне. Яго запісваюць са знакам «плюс» ці «мінус» перад арабскай лічбай над сімвалам элемента. Напрыклад, запіс



азначае, што ступень акіслення атамаў медзі ў дадзеным злучэнні роўна +2, а хлору — -1.

Ступень акіслення з'яўляецца дадатнай у атамаў, якія аддаюць свае электроны іншым атамам. Напрыклад, толькі дадатныя ступені акіслення характэрны для атамаў металаў ва ўсіх складаных рэчывах. Шчолачныя металы (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) заўсёды маюць пастаянную ступень акіслення +1. Элементы ІІА-групы ва ўсіх сваіх злучэннях праяўляюць пастаянную ступень акіслення +2, а алюміній — +3.

Ступень акіслення вадароду ў злучэннях з неметаламі ў большасці выпадкаў роўна +1.

Адмоўныя ступені акіслення маюць атамы, якія прымаюць электроны ад іншых атамаў. Напрыклад, фтор у злучэннях заўсёды праяўляе ступень акіслення -1, а ступень акіслення кіслароду ў большасці злучэнняў роўна -2.

У бінарных іонных злучэннях ступені акіслення іонаў лікава роўны велічыням іх зарадаў. Напрыклад, у хларыдзе натрыю NaCl зарад іона

натрыю роўны $1+$ і ступень акіслення $+1$. Зарад іона хлору $1-$ і ступень акіслення хлору -1 :



Для вызначэння ступені акіслення атамаў у злучэннях з кавалентнай палярнай сувяззю дапускаюць, што агульныя электронныя пары цалкам ссоўваюцца да атамаў элементаў з большай электраадмоўнасцю. Напрыклад, у малекуле хлоравадароду **HCl** хлор з'яўляецца больш электраадмоўным элементам, і таму ступень акіслення яго атамаў роўна -1 , а ступень акіслення атамаў вадароду — $+1$:



У простых рэчывах ступені акіслення атамаў роўны нулю, паколькі агульныя электронныя пары не зрушаны і размяшчаюцца сіметрычна паміж атамамі, напрыклад $\overset{0}{\text{O}}_2$, $\overset{0}{\text{H}}_2$, $\overset{0}{\text{N}}_2$, $\overset{0}{\text{P}}_4$ і г. д.

Пры вылічэнні ступеней акіслення варта памятаць, што любое рэчыва з'яўляецца электранейтральным, таму алгебраічная сума ступеней акіслення ўсіх атамаў у рэчыве роўна нулю.

Для вызначэння ступені акіслення атамаў у складаным рэчыве неабходна зрабіць наступнае:

1. Запісаць формулу злучэння, напрыклад:



2. Над сімвалам элемента з пастаяннай ступенню акіслення запісаць яе значэнне:



3. Вылічыць невядомую ступень акіслення атамаў другога элемента ў адпаведнасці з тым, што алгебраічная сума ступеней акіслення ўсіх атамаў роўна нулю:

$$2 \cdot (+3) + 3 \cdot x = 0, \text{ адкуль } x = -2.$$

Прыклад 1. Вызначыць ступень акіслення атамаў жалеза (x) у яго аксідзе $\overset{x}{\text{Fe}}_2\overset{-2}{\text{O}}_3$:

$$2 \cdot x + 3 \cdot (-2) = 0, \text{ адкуль } x = +3.$$

Прыклад 2. Вызначыць ступень акіслення атамаў серы (x) у сернай кіслаце $\overset{+1}{\text{H}}_2\overset{x}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}}_4$:

$$2 \cdot (+1) + x + 4 \cdot (-2) = 0, \text{ адкуль } x = +6.$$

Прыклад 3. *Вызначыць ступень акіслення атамаў фосфару (x) у фасфаце кальцыю $\text{Ca}_3(\text{P O}_4)_2$:*

$$3 \cdot (+2) + 2 \cdot x + 8 \cdot (-2) = 0, \text{ адкуль } x = +5.$$

Атамы многіх элементаў могуць мець некалькі значэнняў ступеней акіслення. Напрыклад, сера ў злучэннях H_2S , SO_2 , SO_3 праяўляе ступені акіслення, роўныя адпаведна -2 , $+4$ і $+6$. Ступені акіслення атамаў азоту ў злучэннях HNO_3 , NO_2 , HNO_2 , NO , N_2O , NH_3 роўны адпаведна $+5$, $+4$, $+3$, $+2$, $+1$, -3 .

Як правіла, вышэйшая дадатная ступень акіслення атамаў металу або неметалу лікава роўна нумару групы, у якой ён размяшчаецца ў перыядычнай сістэме.

Найніжэйшая адмоўная ступень акіслення атамаў неметалаў (элементаў IVA–VIIA-груп) лікава роўна рознасці:

№ групы – 8.

Таму, напрыклад, у атамаў серы (элемента VIA-групы) найвышэйшая дадатная ступень акіслення роўна $+6$, а найніжэйшая — -2 . У атамаў азоту (элемента VA-групы) найвышэйшая дадатная ступень акіслення роўна $+5$, а найніжэйшая — -3 .

У металаў найніжэйшая ступень акіслення роўна 0 , паколькі атамы гэтых элементаў не могуць далучаць электроны і праяўляць адмоўныя ступені акіслення.

Калі атамы якога-небудзь элемента праяўляюць некалькі дадатных ступеней акіслення, то яны звычайна паказваюцца ў канцы назваў злучэнняў рымскай лічбай у дужках: $\text{Fe}(\text{OH})_3$ — гідраксід жалеза(III) і $\text{Fe}(\text{OH})_2$ — гідраксід жалеза(II).

Ступень акіслення — гэта ўмоўны зарад атама ў хімічным злучэнні, калі меркаваць, што яно складаецца з іонаў.

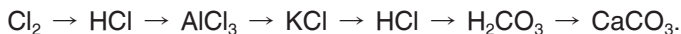
Ступень акіслення элемента характарызуе стан яго атамаў у рэчыве.

Ступень акіслення элемента можа прымаць цэлалікавыя дадатныя або адмоўныя значэнні, а таксама быць роўнай нулю.

Алгебраічная сума ступеней акіслення ўсіх атамаў у складаным рэчыве роўна нулю.

Пытанні і заданні

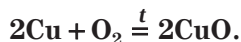
1. Сфармулюйце азначэнне ступені акіслення.
2. Як вы думаеце, чаму ступені акіслення атамаў элементаў у простых рэчывах прымаюць роўнымі нулю?
3. Вызначыце ступені акіслення атамаў элементаў у хімічных злучэннях: CaCl_2 , MnO_2 , MgBr_2 , H_2S , Na_3PO_4 , KMnO_4 , CaSiO_3 .
4. Назавіце значэнні найвышэйшай і найніжэйшай ступеней акіслення атамаў наступных элементаў: Mg, P, Br, Al, Si, Na, C, Se. Напішыце формулы вышэйшых аксідаў гэтых элементаў.
5. Размясціце злучэнні хлору ў парадку павелічэння ступені акіслення яго атамаў: а) Cl_2 ; б) Cl_2O ; в) HCl ; г) ClO_2 ; д) Cl_2O_7 .
6. Складзіце формулу злучэння кальцыю з азотам, калі ступень акіслення атамаў азоту роўна -3 . Разлічыце масу кальцыю і аб'ём (н. у.) азоту, пры ўзаемадзеянні якіх утвараецца прадукт рэакцыі масай 29,6 г.
7. Складзіце формулы наступных злучэнняў: сульфіду магнію, фтарыду серы(VI), аксіду серы(IV), аксіду серы(VI). Якія ступені акіслення праяўляюць атамы серы ў гэтых злучэннях?
8. Складзіце формулы шасці солей, утвораных іонамі металаў Ba^{2+} , Fe^{3+} і іонамі кіслотных астаткаў NO_3^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-} . Назавіце гэтыя злучэнні і пазначце ступені акіслення атамаў усіх элементаў, што ўваходзяць у іх састаў.
9. Складзіце ўраўненні рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:

**Рыхтуемса да алімпіяд**

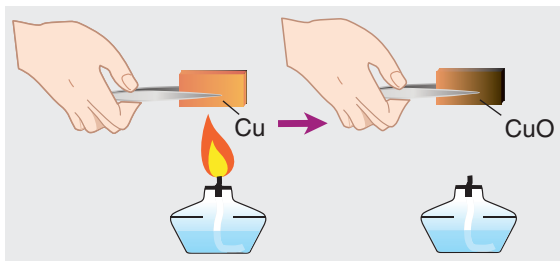
1. Вызначыце ступені акіслення атамаў усіх элементаў у наступных рэчывах: медны купарвас, перманганат калію, гідрафасфат натрыю, хларыд амонію, пераксід натрыю, тэтрагідрааксаксінкат кальцыю.

§ 49. Працэсы акіслення і аднаўлення

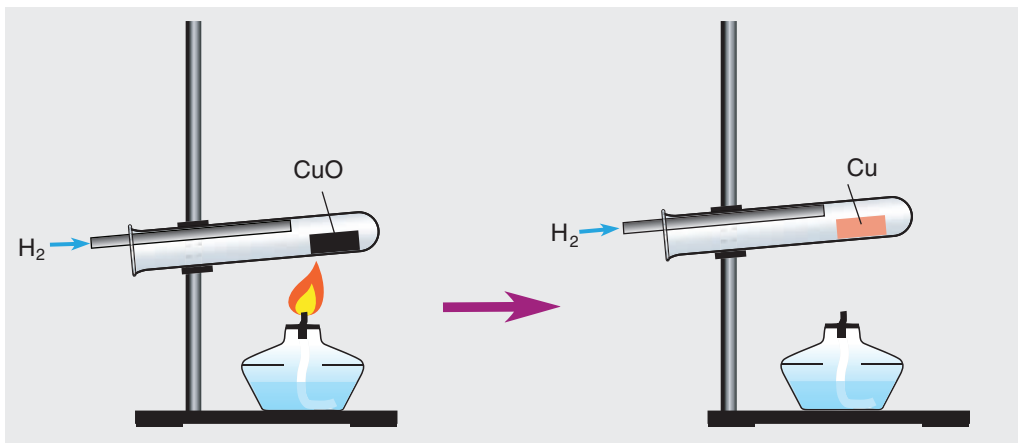
Нагрэем невялікую медную пласцінку ў полымі спіртоўкі. Праз некаторы час на яе паверхні ўтворацца чорны налёт аксіду медзі(II) CuO (мал. 69):



Акіды ўтвараюцца пры ўзаемадзеянні з кіслародам

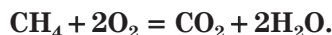
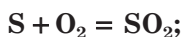
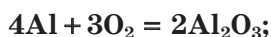


Мал. 69. Утварэнне аксіду медзі(II) на меднай пласцінцы



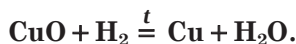
Мал. 70. Утварэнне медзі з аксиду медзі(II)

іншых металаў, некаторых неметалаў і складаных рэчываў, напрыклад:

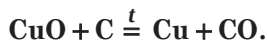
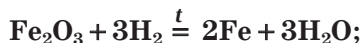


Паколькі ў ходзе такіх рэакцый утвараюцца аксіды (старая назва — вокіслы), гэтыя рэакцыі атрымалі назву рэакцый акіслення.

Калі пры награванні прапусціць вадарод над счарнелай меднай пласцінкай, то яе колер зменіцца на чырванаваты — колер простага рэчыва медзі (мал. 70):



У ходзе гэтай рэакцыі вадарод адбірае ад аксиду медзі кісларод, нібы «адраджаючы», аднаўляючы медзь. Такія працэсы атрымання металаў з іх аксідаў атрымалі назву рэакцый аднаўлення:



У пачатку XX ст. былі распрацаваны асновы **электроннай тэорыі** працэсаў акіслення і аднаўлення. У яе аснове ляжыць уяўленне аб тым, што гэтыя працэсы ажыццяўляюцца за кошт пераходу электронаў ад ад-

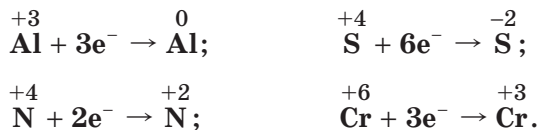
ных атамаў да іншых, у выніку чаго змяняюцца іх ступені акіслення. Галоўнымі палажэннямі гэтай тэорыі з'яўляюцца наступныя:

1. **Акісленне** — працэс аддачы электронаў (e^-), які прыводзіць да павелічэння ступеней акіслення атамаў, напрыклад:



Атам, які аддае электроны, называецца **адноўнікам**. Рэчыва, у састаў якога ўваходзяць такія атамы або іоны, таксама называецца адноўнікам. Тыповымі адноўнікамі з'яўляюцца простыя рэчывы металы, атамы якіх у ходзе рэакцый заўсёды аддаюць электроны. Да адноўнікаў адносяцца таксама вадарод H_2 , вуглярод C , крэмній Si і іншыя рэчывы.

2. **Аднаўленне** — працэс прыёму электронаў ($+e^-$), які прыводзіць да памяншэння ступеней акіслення атамаў, напрыклад:



Атам, які прымае электроны, называецца **акісляльнікам**. Рэчыва, ў састаў якога ўваходзяць такія атамы або іоны, таксама называецца акісляльнікам. Да акісляльнікаў адносяцца многія простыя рэчывы неметалы (напрыклад, F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , O_2 , O_3 , S), некаторыя складаныя рэчывы, атамы якіх далучаюць электроны.

Падчас працэсаў акіслення і аднаўлення ступені акіслення атамаў змяняюцца ў адпаведнасці са схемай:



3. Працэсы акіслення і аднаўлення заўсёды ажыццяўляюцца адначасова. Калі падчас хімічнай рэакцыі атамы аднаго з элементаў аддаюць электроны, то атамы другога элемента іх прымаюць. Гэта значыць, што адно з зыходных рэчываў з'яўляецца адноўнікам, а другое — акісляльнікам.

Адноўнік, аддаючы электроны, аднаўляе іншыя атамы, але сам пры гэтым акісляецца.

Акісляльнік, прымаючы электроны, акісляе іншыя атамы, але сам пры гэтым аднаўляецца.

Прааналізуем канкрэтныя ператварэнні.

а) $\overset{0}{\text{Cu}} \rightarrow \overset{+2}{\text{Cu}}\overset{-2}{\text{O}}$. Са схемы бачна, што ступень акіслення змянілася ў атамаў медзі. Паколькі яна павялічылася (ад 0 да +2), адбылося акісленне:

$\overset{0}{\text{Cu}} - 2\text{e}^- \rightarrow \overset{+2}{\text{Cu}}$. Атам $\overset{0}{\text{Cu}}$ з'яўляецца адноўнікам;

б) $\overset{+3}{\text{Fe}}_2\overset{-2}{\text{O}}_3 \rightarrow \overset{0}{\text{Fe}}$. Са схемы бачна, што ступень акіслення змянілася ў атамаў жалеза. Паколькі яна паменшылася (ад +3 да 0), адбылося аднаўленне: $\overset{+3}{\text{Fe}} + 3\text{e}^- \rightarrow \overset{0}{\text{Fe}}$. Атам $\overset{+3}{\text{Fe}}$ у ступені акіслення +3 з'яўляецца акісляльнікам.

Акісленне — працэс аддачы, а аднаўленне — працэс прыёму электронаў.

Працэсы акіслення і аднаўлення заўсёды ажыццяўляюцца адначасова.

Адноўнік, аддаючы электроны, аднаўляе іншыя атамы, але сам пры гэтым акісляецца.

Акісляльнік, прымаючы электроны, акісляе іншыя атамы, але сам пры гэтым аднаўляецца.

Пытанні і заданні

1. Якія працэсы называюцца акісленнем, а якія — аднаўленнем? Прывядзіце адпаведныя прыклады.
2. Складзіце схемы наступных ператварэнняў: $\overset{+4}{\text{S}} \rightarrow \overset{0}{\text{S}}$; $\overset{+2}{\text{Fe}} \rightarrow \overset{+3}{\text{Fe}}$; $\overset{-3}{\text{P}} \rightarrow \overset{+3}{\text{P}}$; $\overset{+2}{\text{Mn}} \rightarrow \overset{+7}{\text{Mn}}$; $\overset{0}{\text{N}} \rightarrow \overset{-3}{\text{N}}$; $\overset{+4}{\text{C}} \rightarrow \overset{+2}{\text{C}}$; $\overset{+1}{\text{H}} \rightarrow \overset{-1}{\text{H}}$.
Якія з іх адносяцца да працэсаў акіслення, а якія — да працэсаў аднаўлення?
3. Якія рэчывы называюцца адноўнікамі? Прывядзіце прыклады некалькіх адноўнікаў.
4. Якія рэчывы называюцца акісляльнікамі? Прывядзіце прыклады вядомых вам акісляльнікаў.

5. Па ўзорах, прыведзеных у гэтым параграфу, прааналізуйце наступныя ператварэнні:
- а) $P \rightarrow H_3PO_4$; б) $CO_2 \rightarrow CO$; в) $FeCl_2 \rightarrow FeCl_3$.
6. У выніку рэакцыі магнезію з фосфарам утварылася рэчыва, у якім ступень акіслення атамаў фосфару роўна -3 . Разлічыце хімічную колькасць і масу фосфару, які прарэагаваў з магніем масай 14,4 г.
7. Складзіце ўраўненні рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступны ператварэнні:



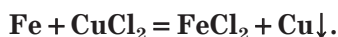
Рыхтуемса да алімпіяд

1. Жалеза масай 11,2 г цалкам прарэагавала з хлорам, у выніку чаго ўтварылася новае рэчыва масай 32,5 г. Вызначыце ступень акіслення атамаў жалеза ў гэтым рэчыве.

§ 50. Акісляльна-аднаўленчыя рэакцыі

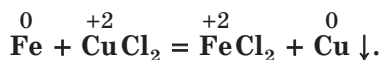
Сярод вялізнай разнастайнасці хімічных ператварэнняў у асобную групу можна вылучыць рэакцыі, якія адбываюцца са змяненнем ступеней акіслення атамаў. У ходзе такіх рэакцый адны атамы аддаюць электроны, а другія — іх прымаюць, г. зн. адначасова адбываюцца працэсы акіслення і аднаўлення.

Апусцім жалезную пласцінку ў раствор хларыду медзі(II). Праз некаторы час пласцінка пакрыецца друзлым слоём дробнадысперснай медзі (мал. 71):



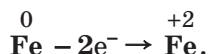
Мал. 71. Рэакцыя жалеза з хларыдам медзі(II) у раствору

Вызначым ступені акіслення атамаў хімічных элементаў у рэагуючых рэчывах і ў прадуктах рэакцыі:



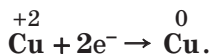
У выніку гэтага працэсу змяняюцца ступені акіслення атамаў жалеза і медзі, а ступень акіслення атамаў хлору застаецца пастаяннай.

Атамы жалеза аддаюць электроны, і ступень іх акіслення ўзрастае ад 0 да +2:



Як вы ўжо ведаеце, працэс аддачы электронаў называецца акісленнем. Значыць, у разглядаемым працэсе адбываецца акісленне атамаў жалеза, якія выступаюць у ролі адноўнікаў. Адноўнікам у гэтай рэакцыі з'яўляецца і рэчыва, якое змяшчае атамы жалеза, — металічнае жалеза.

У той жа час атамы медзі са ступенню акіслення +2 прымаюць электроны ад атамаў жалеза, ператвараючыся ў атамы медзі са ступенню акіслення, роўнай 0:



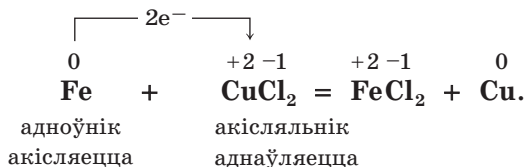
Значыць, адбываецца аднаўленне атамаў Cu^{+2} , якія выступаюць у ролі акісляльнікаў. Паколькі гэтыя атамы змяшчаюцца ў рэчыве CuCl_2 , яно таксама з'яўляецца акісляльнікам.



Рэчывы, якія праяўляюць акісляльныя ўласцівасці, прымяняюцца ў медыцыне і прамысловасці, у сельскай гаспадарцы і побыце, у іншых галінах дзейнасці чалавека. Да такіх рэчываў адносіцца, напрыклад, пераксід вадароду H_2O_2 , які прадаецца ў аптэках пад назвай «перакіс вадароду». Гэты прэпарат ужываецца ў медыцыне як кроваспыняльны і дэзынфіцыруючы сродак, а ў касметалогіі — як складаемая частка некаторых вырабаў. У Рэспубліцы Беларусь растворы гэтага рэчыва вырабляюць на прадпрыемствах РУП «Белмедпрэпараты».

Моцным акісляльнікам, які таксама знаходзіць шырокае практычнае прымяненне, з'яўляецца перманганат калію KMnO_4 («марганцоўка»). У прыватнасці, слабыя водныя растворы гэтага рэчыва выкарыстоўваюцца ў медыцыне ў якасці антысептыку. У Беларусі прэпарат выпускаецца на ААТ «Барысаўскі завод медыцынскіх прэпаратаў».

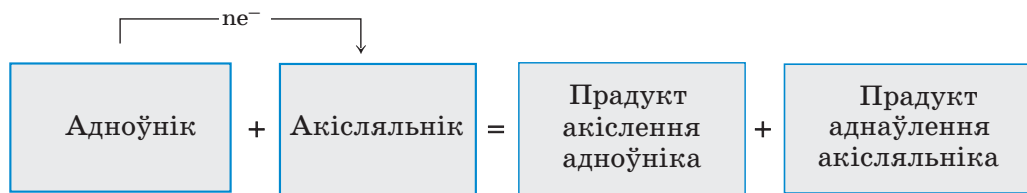
Як вы ўжо ведаеце, працэсы акіслення і аднаўлення заўсёды адбываюцца адначасова: адно рэчыва, аддаючы электроны, акісляецца, а другое, прымаючы іх, аднаўляецца:



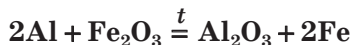
У выніку пераходу электронаў ад адных атамаў да другіх іх ступені акіслення змяняюцца. Такія працэсы называюцца **акісляльна-аднаўленчымі рэакцыямі** (ААР).

Да акісляльна-аднаўленчых адносяцца рэакцыі, у ходзе якіх адбываецца змяненне ступеней акіслення атамаў.

Агульная схема любой акісляльна-аднаўленчай рэакцыі можа быць запісана так:

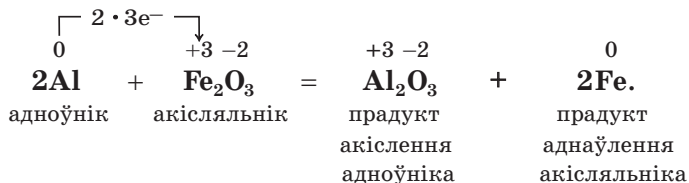


Напрыклад, у рэакцыі



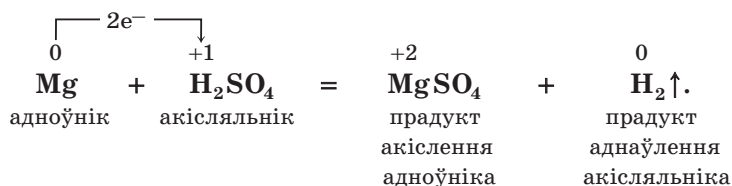
адноўнікамі з'яўляюцца атамы алюмінію, а акісляльнікамі — атамы жалеза, якія ўваходзяць у састаў аксиду жалеза(III).

Схематычна гэту рэакцыю можна паказаць наступным чынам:





Аналагічным чынам можна паказаць і іншыя акісляльна-аднаўленчыя працэсы, напрыклад рэакцыю магнію з сернай кіслотой (мал. 72):



Мал. 72. Рэакцыя магнію з сернай кіслотой

З разгледжаных вышэй прыкладаў бачна, што ў ходзе любой акісляльна-аднаўленчай рэакцыі агульная колькасць электронаў, аддадзеных адноўнікам, заўсёды роўна агульнай колькасці электронаў, прынятых акісляльнікам.

Вядома вельмі шмат акісляльна-аднаўленчых рэакцый, але іх аб'ядноўвае агульная адметная прымета — змяненне ступеней акіслення атамаў, якія ўваходзяць у састаў рэагуючых рэчываў.

Рэакцыі, якія працякаюць са змяненнем ступеней акіслення атамаў, называюцца акісляльна-аднаўленчымі.

У акісляльна-аднаўленчых рэакцыях агульная колькасць электронаў, аддадзеных адноўнікам, заўсёды роўна агульнай колькасці электронаў, прынятых акісляльнікам.

Пытанні і заданні

1. У чым заключаецца сутнасць працэсаў акіслення і аднаўлення з пункта гледжання электроннай тэорыі? Як змяняюцца ступені акіслення атамаў пры іх акісленні; аднаўленні?
2. Якія з прыведзеных схем адлюстроўваюць працэсы акіслення, а якія — аднаўлення:

а) $\begin{array}{cc} +5 & +2 \\ \text{N} & \rightarrow \text{N} \end{array}$;	в) $\begin{array}{cc} 0 & +5 \\ \text{P} & \rightarrow \text{P} \end{array}$;
б) $\begin{array}{cc} +2 & +3 \\ \text{Fe} & \rightarrow \text{Fe} \end{array}$;	г) $\begin{array}{cc} +7 & +2 \\ \text{Mn} & \rightarrow \text{Mn} \end{array}$?
3. Якія рэакцыі адносяцца да акісляльна-аднаўленчых? Разгледзьце з пункта гледжання акіслення-аднаўлення рэакцыю цынку з сяляннай кіслотой. Што ў гэтай рэакцыі з'яўляецца акісляльнікам, а што — адноўнікам? Атамы якога элемента пры гэтым акісляюцца, а якога — аднаўляюцца?

4. З прыведзеных ніжэй ураўненняў выберыце ўраўненні акісляльна-аднаўленчых рэакцый:
- а) $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$;
 - б) $2\text{Al} + 6\text{HCl} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2$;
 - в) $\text{AgNO}_3 + \text{KCl} = \text{AgCl} + \text{KNO}_3$;
 - г) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{Zn} = \text{Cu} + \text{Zn}(\text{NO}_3)_2$.
5. Складзіце ўраўненні рэакцый паміж простымі рэчывамі:
- а) цынкам і серай;
 - б) вадародам і хлорам;
 - в) алюмініем і ёдам.
- Складзіце схемы пераходу электронаў ад атамаў-адноўнікаў да атамаў-акісляльнікаў.
6. Запішыце ўраўненні рэакцый металаў з кіслотамі:
- а) алюмінію з сернай кіслотой;
 - б) жалеза з салянай кіслотой.
- Складзіце схемы пераходу электронаў ад адноўніка да акісляльніка.

Рыхтуемса да алімпіяд

1. Колькі акісляльна-аднаўленчых рэакцый можна правесці, маючы ў сваім распараджэнні наступныя рэчывы: Mg, Al, O₂, HCl, H₂, CuSO₄? Складзіце ўраўненні гэтых рэакцый і вызначыце ў кожнай з іх адноўнік і акісляльнік.

§ 51. Уяўленне аб метадзе электроннага балансу

Як вам ужо вядома, падчас любой акісляльна-аднаўленчай рэакцыі агульная колькасць электронаў, аддадзеных адноўнікам, заўсёды роўна агульнай колькасці электронаў, прынятых акісляльнікам:

$$N(e^-)_{\text{адд.}} = N(e^-)_{\text{прин.}}$$

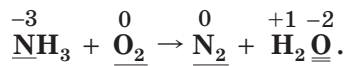
Гэта роўнасць называецца электронным балансам. Яна ляжыць у аснове метаду расстаноўкі каэфіцыентаў ва ўраўненнях ААР, які называецца метадам электроннага балансу. Разгледзім яго на наступным прыкладзе.

Прыклад. Складзіце ўраўненне акісляльна-аднаўленчай рэакцыі, якая праходзіць па схеме:



Выкананне:

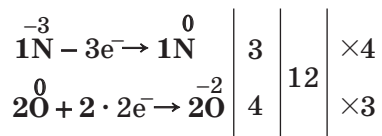
1. Расставім ступені акіслення атамаў у формулах усіх рэчываў і падкрэслім сімвалы элементаў, у атамаў якіх змяніліся ступені акіслення:



2. Вызначым атамы-адноўнікі і атамы-акісляльнікі ў гэтай ААР. Паколькі ў ходзе рэакцыі ступень акіслення атамаў азоту павышаецца, яны акісляюцца, аддаючы электроны, і з'яўляюцца адноўнікамі. У той жа час ступень акіслення атамаў кіслароду паніжаецца, значыць, яны аднаўляюцца, далучаючы электроны, і з'яўляюцца акісляльнікамі.

3. Складзём схему электроннага балансу. Для гэтага запішам адно пад адным ураўненні працэсаў акіслення атамаў азоту і аднаўлення атамаў кіслароду.

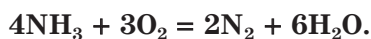
Звярніце ўвагу на тое, што ў гэтых ураўненнях колькасць атамаў кожнага элемента такая ж, як у формуле адпаведнага зыходнага рэчыва. Улічваючы, што ў малекуле NH_3 адзін атам азоту, а ў малекуле O_2 два атамы кіслароду, схема электроннага балансу мае выгляд:



З гэтых ураўненняў бачна, што адзін атам азоту аддае 3 электроны, а два атамы кіслароду прымаюць 4 электроны. Гэтыя лікі (3 і 4) запісваюцца насупраць адпаведных ураўненняў за першай вертыкальнай рысай. Далей знаходзіцца найменшае агульнае кратнае (найменшы цэлы лік, які адначасова без астачы дзеліцца на кожны з названых лікаў) гэтых лікаў — лік 12, які запісваецца пасярэдзіне за другой вертыкальнай рысай. Пасля гэтага найменшае агульнае кратнае па чарзе дзеліцца на колькасць электронаў, аддадзеных адным атамам азоту, г. зн. на 3 ($12 : 3 = 4$), і на колькасць электронаў, прынятых двума атамамі кіслароду, г. зн. на 4 ($12 : 4 = 3$). Атрыманыя лічбы — 4 і 3 — запісваюцца насупраць адпаведных ураўненняў за трэцяй вертыкальнай рысай. Яны ўяўляюць сабой множнікі, якія паказваюць, на колькі трэба памножыць колькасць атамаў у запісаных ураўненнях

акіслення і аднаўлення для дасягнення электроннага балансу. Атрымліваецца, што лік 1, запісаны перад сімваламі N, трэба памножыць на 4 ($1 \cdot 4 = 4$ атамы N), а лік 2, запісаны перад сімваламі O, трэба памножыць на 3 ($2 \cdot 3 = 6$ атамаў O). Такім чынам, атрымліваецца электронны баланс: колькасць электронаў (12), аддадзеных чатырма атамамі азоту, роўна колькасці электронаў (12), прынятых шасцю атамамі кіслароду.

4. Улічваючы, што ў абедзвюх частках ураўнення павінна быць па чатыры атамы азоту і па шэсць атамаў кіслароду, расставім адпаведныя каэфіцыенты перад формуламі рэчываў у зыходнай схеме рэакцыі і атрымаем шуканае ўраўненне:

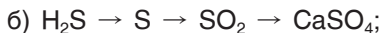
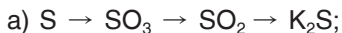


Такім чынам, метад электроннага балансу дазваляе знаходзіць каэфіцыенты ва ўраўненнях акісляльна-аднаўленчых рэакцый, да якіх адносіцца большасць хімічных ператварэнняў. Метад падбору каэфіцыентаў, знаёмы вам з курса хіміі 7-га класа, для гэтых мэт непрымальны і выкарыстоўваецца ў асноўным для складання ўраўненняў найбольш простых рэакцый.

Питання і задання

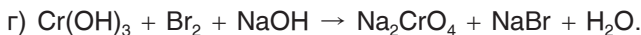
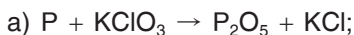
- Визначте ступені окислення атома у хімічних елементах у наступних злученнях: SO_3 , H_2O_2 , FeBr_2 , HNO_3 , Al_2S_3 , KMnO_4 , CaCr_2O_7 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$.
- Які реакції називаються окислювально-відновлювальними? Приведіть приклади відомих вам реакцій такого типу. Які з їх ви називаєте у повсякденному житті?
- Виберице схеми окислювально-відновлювальних реакцій:
 - $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$;
 - $\text{CO} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{FeO}$;
 - $\text{AgNO}_3 + \text{Zn} \rightarrow \text{Ag} + \text{Zn}(\text{NO}_3)_2$;
 - $\text{MgCO}_3 \rightarrow \text{MgO} + \text{CO}_2$.
- Визначте схеми наступних перетворень, позначивши у кожній з їх коефіцієнти відновлення або окислення електронів: $\text{S} \rightarrow \text{S}^{+4}$; $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{+6}$; $\text{P} \rightarrow \text{P}^{+5}$; $\text{Mn}^{+4} \rightarrow \text{Mn}^{+2}$; $\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{+3}$; $\text{C} \rightarrow \text{C}^{+2}$; $\text{H} \rightarrow \text{H}^{+1}$. Які з їх відновлюють процеси окислення; процеси відновлення?

5. У якім з прапанаваных шэрагаў атамы серы паслядоўна акісляюцца; паслядоўна аднаўляюцца; спачатку акісляюцца, а затым аднаўляюцца; спачатку аднаўляюцца, а затым акісляюцца:



Адказ патлумачце.

6. Расстаўце каэфіцыенты метадам электроннага балансу, пазначце акісляльнік і адноўнік для кожнай з ААР:



7. Назавіце суму ўсіх каэфіцыентаў ва ўраўненні акісляльна-аднаўленчай рэакцыі, якая праходзіць па схеме:



Рыхтуемся да алімпіяд

1. Пры змешванні раствораў перманганату калію (марганцоўкі) і пераксіду вадароду H_2O_2 адбываецца акісляльна-аднаўленчая рэакцыя, прадуктамі якой з'яўляюцца кісларод, аксід марганцу(IV), гідраксід калію і вада. Складзіце ўраўненне гэтай рэакцыі, расставіўшы ў ім каэфіцыенты метадам электроннага балансу. Якое з зыходных рэчываў з'яўляецца адноўнікам, а якое — акісляльнікам? Разлічыце хімічную колькасць адноўніка, калі маса акісляльніка, які прарэагаваў з ім, роўна 31,6 г.

Практычная работа 4

Рашэнне эксперыментальных задач

Мэта работы: абагульніць і замацаваць веды аб будове і ўласцівасцях рэчываў, навучыцца прымяняць на практыцы веды аб узаемных ператварэннях неарганічных рэчываў.

Абсталяванне і рэактывы: штатыў з прабіркамі, растворы гідраксіду натрыю, сернай кіслаты, хларыду барыю; саляная кіслата, вада, аксід крэмнію(IV), хларyd натрыю, жалеза, цынк, сера.

Прытрымлівайцеся правіл бяспечных паводзін!

Выкананне работы

Задача 1. Разгледзьце ўзоры выдадзеных вам рэчываў з рознымі тыпамі хімічных сувязей: H_2O , Zn , SiO_2 , NaCl , Fe , S , N_2 , O_2 (у паветры). Звярніце ўвагу на агрэгатны стан рэчываў. Падзяліце ўзоры на групы:

- а) утвораныя іоннай сувяззю;
- б) утвораныя металічнай сувяззю;
- в) утвораныя кавалентнай сувяззю (палярнай і непальярнай).

Растлумачце залежнасць агрэгатнага стану рэчываў ад тыпу хімічнай сувязі і крышталя.

Задача 2. Правядзіце хімічныя рэакцыі, пры дапамозе якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:

- а) жалеза $\rightarrow$ сульфат жалеза(II) $\rightarrow$ хларыд жалеза(II);
- б) цынк $\rightarrow$ хларыд цынку $\rightarrow$ гідраксід цынку.

Назавіце прыметы хімічных рэакцый. Складзіце ўраўненні рэакцый. У акісляльна-аднаўленчых рэакцыях назавіце акісляльнік і адноўнік, назавіце колькасць электронаў, якія ўдзельнічаюць у акісляльна-аднаўленчым працэсе.

Задача 3. Накіп на дне і сценках чайніка складаецца галоўным чынам з карбанатаў кальцыю і магнію. Састаў іржы, якая ўтвараецца на жалезе пад уздзеяннем рэчываў навакольнага асяроддзя, умоўна запісваецца формулай $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

а) Якую хімічную рэакцыю можна выкарыстоўваць для ачысткі чайніка ад накіпу? Правядзіце рэакцыю, выкарыстаўшы выдадзеныя рэактывы. Назавіце прыметы хімічнай рэакцыі. Складзіце ўраўненні рэакцый.

б) З дапамогай якой хімічнай рэакцыі магчыма выдаленне іржы з жалезных вырабаў? Правядзіце рэакцыю, выкарыстаўшы выдадзеныя рэактывы. Назавіце прыметы хімічнай рэакцыі. Складзіце ўраўненне рэакцыі.

Прааналізуйце вынікі работы. Зрабіце агульную выснову.

Аформіце справаздачу аб праведзенай рабоце.

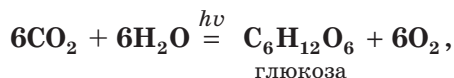
§ 52. Акісляльна-аднаўленчыя рэакцыі вакол нас

Акісляльна-аднаўленчыя рэакцыі пастаянна адбываюцца ў навакольным свеце. Яны ляжаць у аснове такіх працэсаў, як абмен рэчываў у жывых арганізмах, фотасінтэз, дыханне, гніенне, гарэнне. Дзякуючы акісляльна-аднаўленчым рэакцыям ажыццяўляюцца кругаварот хімічных элементаў і харчовыя ланцужкі ў прыродзе, адбываецца засваенне раслінамі пажыўных рэчываў з глебы.

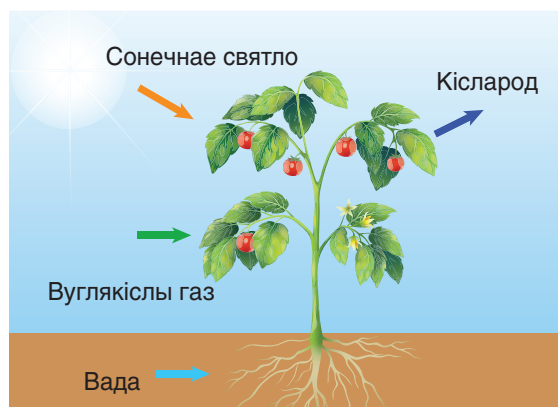
Акісляльна-аднаўленчыя рэакцыі шырока выкарыстоўваюцца чалавекам у практычнай дзейнасці. Яны прымяняюцца для атрымання металаў, большасці найважнейшых неарганічных і арганічных рэчываў (сернай, азотнай, воцатнай кіслот, шчолачаў, аміяку, спіртоў і інш.).

Разгледзім больш падрабязна некаторыя з гэтых працэсаў.

Прыродны кругаварот кіслароду з'яўляецца асноўным працэсам, які злучае разам атмасферу, зямную кару і ваду. Расліны, паглынаючы вуглякіслы газ, у выніку фотасінтэзу вылучаюць кісларод (мал. 73):



які затым расходуюцца пры дыханні людзей і жывёл, пры гарэнні і гніенні арганічных рэчываў, у самых розных прамысловых працэсах.



Мал. 73. Утварэнне кіслароду ў выніку фотасінтэзу

Усе гэтыя працэсы з'яўляюцца акісляльна-аднаўленчымі, і ў іх кісларод выступае ў якасці акісляльніка. Пры гэтым утвараецца аксід вугляроду CO_2 , які зноў паступае ў атмасферу.

Асобую ролю адыгрываюць працэсы гарэння. Пачынаючы з каменнага веку, агонь служыць чалавеку крыніцай цяпла і энергіі. Дровы, вугаль, торф і ў наш час з'яўляюцца найважнейшымі прыроднымі энэрганосьбітамі. У XX ст. гэты шэраг папоўнілі нафта і



Мал. 74. Акісляльна-аднаўленчыя рэакцыі вакол нас

прыродны газ. Прадукты нафтаперапрацоўкі (газа, бензін, мазут і інш.) служаць асноўным відам паліва для самалётаў, аўтамабіляў, караблёў, лакаматываў (мал. 74). Працэсы гарэння гэтых відаў паліва таксама з'яўляюцца акісляльна-аднаўленчымі рэакцыямі. У працэсе іх праходжання кісларод акісляе вуглярод, вадарод і іншыя элементы, якія ўваходзяць у іх састаў, да аксідаў — CO_2 , CO , O_2 і інш.

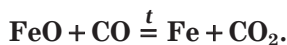
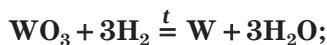
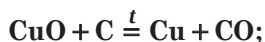
Выкарыстанне энергіі сучаснага ракетнага паліва таксама заснавана на акісляльна-аднаўленчых працэсах. Яны працякаюць пры змешванні акісляльнікаў (напрыклад, вадкага кіслароду, азотнай кіслаты) і адноўнікаў (вадкага вадароду, газы, розных арганічных злучэнняў).

Крыніцай энергіі (перш за ўсё электрычнай) могуць служыць не толькі працэсы гарэння, але і іншыя акісляльна-аднаўленчыя рэакцыі. Больш падрабязна аб іх вы даведаецеся пазней. А пакуль мы толькі



Мал. 75. Металургія Старажытнага Егіпта

акісляльна-аднаўленчых працэсаў. Ужо ў глыбокай старажытнасці чалавек мог атрымліваць металы з руд (мал. 75). Руды ўяўляюць сабой горныя пароды, якія змяшчаюць аксіды і іншыя злучэнні розных металаў. Каб вылучыць з руд металы ў свабодным стане, іх неабходна аднавіць з дапамогай розных адноўнікаў. У якасці такога адноўніка спачатку выкарыстоўвалі драўняны вугаль С, а затым, па меры развіцця металургіі, і іншыя рэчывы, такія як CO і H_2 (мал. 76):



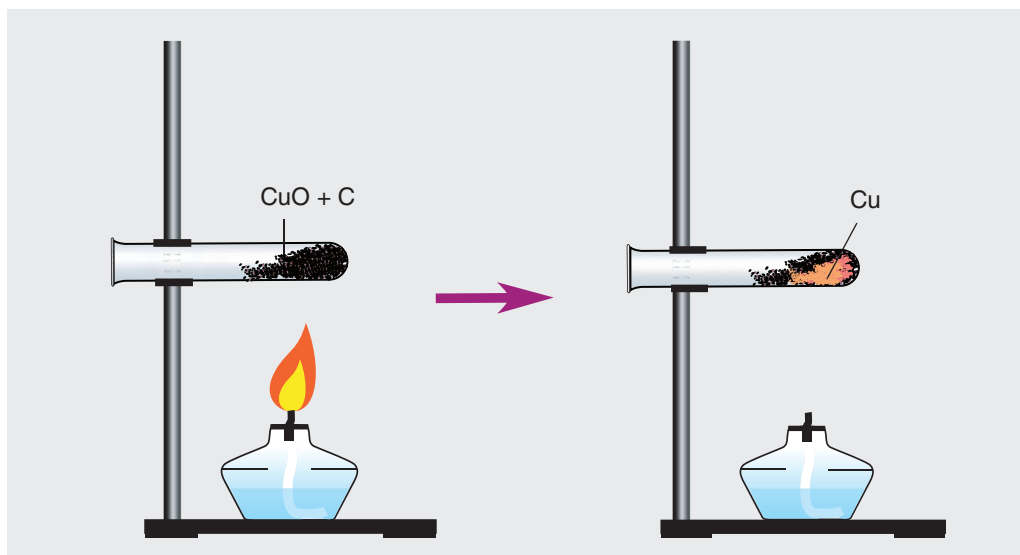
Працэсы аднаўлення металаў з руд можна прадставіць у выглядзе агульнай схемы:



У XX ст. шырокае распаўсюджанне атрымала электраметалургія, дзе ў якасці адноўніка для атрымання металаў выкарыстоўваецца электрычны ток.

нагадаем пра тое, што вам ужо добра вядома з паўсядзённага жыцця — пра аўтамабільныя акумулятары і пра самыя разнастайныя электрычныя батарэі, якія выкарыстоўваюцца ў побыце. Гэта прыклады практычнага выкарыстання энергіі акісляльна-аднаўленчых рэакцый для атрымання электрычнай энергіі.

Найважнейшыя вобласці сучаснай прамысловасці таксама заснаваны на выкарыстанні



Мал. 76. Аднаўленне медзі з яе аксиду вугляродам

Практычна ўсе хімічныя вытворчасці заснаваны на акісляльна-аднаўленчых рэакцыях. Гэта, напрыклад, прамысловае атрыманне найважнейшых кіслот — сернай, азотнай і саянай, шчолачаў, аміяку, самых розных неарганічных і арганічных злучэнняў. Аб хімічных асновах гэтых вытворчасцей вы даведаецеся пазней.

Існуе мноства абласцей прамысловасці, якія не з'яўляюцца хімічнымі, але так ці інакш звязаны з выкарыстаннем хімічных працэсаў, перш за ўсё акісляльна-аднаўленчых. Гэта прадпрыемствы, якія перапрацоўваюць сельскагаспадарчую сыравіну, тэкстыльныя і гарбарныя, парфумерныя і фармацэўтычныя вытворчасці і г. д.

Акісляльна-аднаўленчыя працэсы не толькі дапамагаюць чалавеку ў многіх відах яго дзейнасці, але і часта ўскладняюць яго жыццё. У курсе хіміі 9-га класа вы пазнаёміцеся з працэсамі карозіі металаў — іх разбурэннем пад уздзеяннем навакольнага асяроддзя.

Працэсы акіслення з'яўляюцца прычынай псавання прадуктаў харчавання, садавіны і агародніны, розных відаў вырабаў. Чалавек навучыўся змагацца з гэтымі шкоднымі з'явамі, перш за ўсё ўхіляючы прычыны такіх шкодных уздзеянняў, выкарыстоўваючы самыя разна-

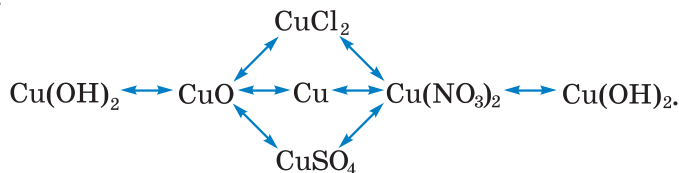
стайныя ахоўныя меры, у тым ліку і розныя хімічныя працэсы. Аб усім гэтым вы даведаецеся ў працэсе далейшага вывучэння хіміі.

Пытанні і заданні

1. Прывядзіце прыклады розных акісляльна-аднаўленчых працэсаў, якія вы назіраеце ў паўсядзённым жыцці.
2. Якія акісляльна-аднаўленчыя рэакцыі выкарыстоўваюцца ў прамысловасці?
3. Прывядзіце прыклады акісляльна-аднаўленчых рэакцый, якія наносзяць шкоду розным аб'ектам у навакольным асяроддзі, у побыце.
4. Звыклія нам батарэйкі ўтрымліваюць таксічныя «цяжкія» металы — кадмій, свінец, ртуть, нікель, цынк. Пры няправільнай утылізацыі адпрацаваных батарэек гэтыя металы трапляюць у глебу і грунтавыя воды. Адна батарэйка забруджвае каля 1 м^2 глебы і прыкладна 400 л вады. З прыродных аб'ектаў названыя металы трапляюць у арганізмы людзей, прычыняючы шкоду здароўю. У Рэспубліцы Беларусь вялікая ўвага надаецца збору і бяспечнай утылізацыі адпрацаваных элементаў сілкавання. У грамадскіх месцах устанаўліваюцца спецыяльныя кантэйнеры для збору батарэек, адкуль яны паступаюць на перапрацоўку. У нашай краіне яе ажыццяўляе ААТ «БелВТІ», размешчанае на тэрыторыі Мінскага абласнога тэхнапарку. Спецыяльную тэхналогію для гэтага распрацавалі вучоныя Беларускага нацыянальнага тэхнічнага ўніверсітэта. Паглядзіце, колькі батарэек ёсць у вас дома, якія яны. Улічваючы вышэйпрыведзеную інфармацыю, разлічыце прыкладныя плошчы глебы і аб'ём вады, якія могуць быць забруджаны вашымі батарэйкамі пры пападанні іх у навакольнае асяроддзе. Якую выснову вы зрабілі для сябе, ацаніўшы атрыманыя вынікі?

Рыхтуемца да алімпіяд

1. Складзіце ўраўненні рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:



Якія з гэтых рэакцый адносяцца да акісляльна-аднаўленчых?

Прадметны паказальнік

А

Аднаўленне 205
 Адносная атамная маса 12
 – малекулярная маса 13
 Адноўнік 205
 Акісленне 205
 Акісляльна-аднаўленчыя
 рэакцыі 209
 Акісляльнік 205
 Аксіды 52
 – амфатэрныя 126
 – асноўныя 54, 59
 – кіслотныя 54, 56
 Амфатэрнае злучэнне 124
 Амфатэрнасць 124
 Асновы 83
 – нерастваральныя 84
 – растваральныя 84
 Асноўнасць кіслот 67
 Атам 8, 142
 – будова 142
 – ядзерная мадэль 142
 Атамная арбіталь 151
 Атамны нумар 143

В

Вада 64
 Вадародная сувязь 191
 Валентнасць 10
 Высакародныя газы 131

Г

Галагенавадароды 130
 Галагены 129
 Гідраксагрупа 83

Гідраксіды 56, 109
 Групы хімічных элемен-
 таў 138

Д

Дыполь 183

З

Зарад ядра атама 143, 144

І

Ізатопы 148
 Індыкатары 71, 122, 123
 Іонныя злучэнні 195
 Іоны 186

К

Кіслоты 67
 – аднаасноўныя 68
 – бескіслародныя 69
 – двухасноўныя 69
 – кіслародзмяшчальныя 69
 – трохасноўныя 69

Крышталі

 – атамныя 194
 – іонныя 195
 – малекулярныя 196
 – металічныя 196

Крышталічная рашотка 194

Л

Лакмус 123

М

Малекула 8

Малярная маса 28
 Малярны аб'ём 29
 Масавая доля атамаў 13
 Масавы лік атама 145
 Метад электроннага балансу 211
 Метыларанж 123
 Міжмалекулярнае ўзаема-
 дзеянне 189

Н

Нейтроны 143

П

Пастаянная Авагадра 25, 26
 Перыяды 137
 Перыядычная сістэма хімічных
 элементаў 136
 Перыядычны закон 132, 134, 144
 Пратоны 143
 Прырода хімічнай сувязі 174

Р

Радыеактыўнасць 150
 Радыеізатопы 149
 Рэчывы
 – арганічныя 9
 – неарганічныя 9
 – простыя 9
 – складаныя 9

С

Сістэматызацыя хімічных
 элементаў 120
 Солі 94
 – нерастваральныя 96
 – растваральныя 96
 Ступень акіслення 200

Т

Тыпы хімічнай сувязі 175
 – хімічных рэакцый 19

Ф

Фенолфталеін 122
 Формулы графічныя 178
 – структурныя 178
 Формульная адзінка 193

Х

Хімічная колькасць рэчыва 24
 – сувязь 174
 – – адзінарная 179
 – – двайная 179
 – – іонная 185, 186
 – – кавалентная 176
 – – кратная 179
 – – металічная 188, 189
 – – непалярная 181
 – – палярная 183
 – – трайная 179
 – – формула 10
 Хімічнае ўраўненне 16
 Хімічны элемент 8, 148
 Хімічныя рэакцыі 16

Ш

Шчолачы 84
 Шчолачныя металы 127, 128

Э

Электраадмоўнасць 182
 Электронная абалонка 154
 – формула 177
 Электроннае воблака 151
 Электронны слой 154

Электронныя канфігурацыі 158
Электроны 142, 151, 152, 154, 156
– валентныя 156
– няспараныя 156
– спараныя 156

Энергетычныя падузроўні 155
– узроўні 154

Я

Ядро атама 142, 144

АДКАЗЫ

- § 2. 5: H_3PO_4 , у 1,56 раза. 6: 124; 36,5; 80; 62. 7: S. 8: Азоту ў NO — 46,7 %; у N_2O_3 — 36,8 %; у NH_3 — 82,4 %; у NH_4NO_3 — 35 %. Найменшая ў NH_4NO_3 . 9: У Fe_3O_4 — 72,4 %.

Рыхтуемся да алімпіяд: а) $3,272 \cdot 10^{-22}$ г; б) $3,987 \cdot 10^{-22}$ г;
в) $2,407 \cdot 10^{-21}$ г; г) $1,628 \cdot 10^{-22}$ г; д) $1,495 \cdot 10^{-21}$ г.

- § 3. **Рыхтуемся да алімпіяд:** 18.

- § 4. **Рыхтуемся да алімпіяд:** у 1,417 раза.

- § 5. 5: павялічыцца ў 5 разоў. 6: а) 80; б) 16; в) 62; г) 48. 8: 10 моль. 9: 16,4 моль.

Рыхтуемся да алімпіяд: Na_2SO_3 .

- § 6. 4: 192 г/моль. 6: 224 дм^3 . 7: у 1,5 раза. 8: у 1,25 раза.

Рыхтуемся да алімпіяд: 3,6 г.

- § 7. 1: а) 822,22 моль; б) 4,52 моль; в) 0,012 моль. 2: а) 441 г; б) 73,6 г; в) 3,9 г; г) 8800 г. 3: 25 моль. 4: $\approx 46,4$ кг. 5: а) 3 моль SO_2 ; б) 3 моль CO_2 . 6: 59,3 %. 7: 0,06 моль.

Рыхтуемся да алімпіяд: 0,769 моль.

- § 8. 1: а) 125,44 дм^3 ; б) 53,76 дм^3 ; в) 1,79 дм^3 ; г) 286,72 дм^3 . 2: а) 5 моль; б) 0,0125 моль. 3: 1,875 моль. 4: 194 дм^3 . 6: 1834,56 дм^3 .

Рыхтуемся да алімпіяд: 241,82 дм^3 .

- § 9. 1: а) 0,098 кг/моль; б) 98 000 мг/моль; в) $9,8 \cdot 10^{-5}$ т/моль. 2: 10 моль. 3: в; г. 4: а) 4 моль; б) 12 моль; в) 18 моль; г) 12 моль.

Рыхтуемся да алімпіяд: 0,38 моль.

- § 10. 1: 140,4 г. 2: 370 г. 3: 200 г. 4: NaCl — 67,28 г; H_2O — 20,7 г. 5: 960 г. 6: 896 дм^3 . 7: 6,72 дм^3 . 8: 91,75 г; 16,8 дм^3 . 9. Fe_3O_4 — 580 г; H_2 — 224 дм^3 .

Рыхтуемся да алімпіяд: 8400 дм^3 .

- § 11. 1: 57,5 г. 2: 25,2 г; 6,72 дм^3 . 3: 14 дм^3 . 4: 84 дм^3 . 5: 11,2 дм^3 . 6: N_2 — 33,6 м^3 ; H_2 — 100,8 м^3 . 7: 33 г.

Рыхтуемся да алімпіяд: 25 %.

§ 12. 6: 71,2 г. 7: 8,96 дм³. 8: Fe.

Рыхтуемся да алімпіяд: С.

§ 13. 3: у SO₂ — 50 %. 4: 56,8 г. 5: 44,1 г. 7: 16,8 дм³. 8: 42,6 г. 9: MgO — 42 г;
P₂O₅ — 49,7 г.

Рыхтуемся да алімпіяд: 33,6 г.

§ 14. 3: у CaO. 4: 35,25 г. 5: 148 г. 7: 25,2 г. 9: 5,6 дм³; 25 г. 10: K₂O —
28,2 г; P₂O₅ — 14,2 г.

Рыхтуемся да алімпіяд: 91,35 г; 118,3 г.

§ 15. 7: 12,4 г; 11,2 дм³. 8: 90 г.

Рыхтуемся да алімпіяд: CO₂.

§ 16. 6: 1,62 моль. 7: 0,2 моль. 8: 38,5 г. 9: H₂SO₄ — 19,6 г; HNO₃ — 12,6 г.

Рыхтуемся да алімпіяд: H₂CO₃.

§ 17. 5: 19,6 г. 6: 6,72 дм³.

Рыхтуемся да алімпіяд: 30 %; 196 г.

§ 18. 7: 31,5 г. 8: 0,6 моль; 33,3 г. 9: 16 г.

§ 19. 6: 67,2 дм³. 7: 49 г.

Рыхтуемся да алімпіяд: 71,4 %.

§ 20. 5: Fe(OH)₃. 6: 53,48 %. 9: 41,6 г. 10: 0,6 моль. 11: 14,5 г.

Рыхтуемся да алімпіяд: 25,24 %.

§ 21. 9: Fe₂(SO₄)₃ — 160 г; КОН — 134,4 г. 10: 19,6 г. 11: 4,48 дм³; 16 г.

Рыхтуемся да алімпіяд: У жоўты колер (шчолачнае асяроддзе).

§ 22. 8: 9,2 г; 4,48 дм³. 9: H₂O — 13,5 г; Ca(OH)₂ — 55,5 г. 10: 65 г.
11: 1,56 г.

Рыхтуемся да алімпіяд: 62,16 %.

§ 23. 5: 184 г. 6: 0,4 моль. 7: 34,2 г. 8: 0,3 моль.

Рыхтуемся да алімпіяд: 12,7 %.

§ 24. 9: 4,32 г. 10: 3,36 дм³. 11: 1,1 моль; 61,6 г.

Рыхтуемся да алімпіяд: 91,75 г.

§ 25. 9: Na_2SO_4 — 56,8 г; $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ — 104,4 г. 10: H_2SO_4 — 58,8 г; Fe_2O_3 — 32 г. 11: AgNO_3 — 40,8 г; AgCl — 0,24 моль.

Рыхтуемся да алімпіяд: 36 г.

§ 26. 10: 0,1 моль; 8 г. 11: 21,2 г.

Рыхтуемся да алімпіяд: 50 %.

§ 27. 1: 66,75 г. 2: 16,8 дм³. 3: 9 г. 4: H_2 — 56 дм³, O_2 — 28 дм³. 5: P — 24,8 г; O_2 — 22,4 дм³. 6: 6,72 г. 7: 96,2 г; 29,12 дм³. 8: 34,2 г. 9: KOH — 0,9 моль; H_3PO_4 — 0,3 моль. 10: CO_2 — 6,72 дм³; KOH — 33,6 г. 11: 11,7 г.

Рыхтуемся да алімпіяд: Cu; 29,4 г.

§ 28. 6: 22 г. 7: 0,15 моль.

Рыхтуемся да алімпіяд: 76 г.

§ 29. 4: 0,4 моль; 22,4 г. 5: 218,75 г.

Рыхтуемся да алімпіяд: KAlO_2 .

§ 30. 8: 92 г.

Рыхтуемся да алімпіяд: Ba.

§ 31. 6: а) 39,2 г; б) 98 г. 8: 0,5 моль; 49 г.

§ 33. Рыхтуемся да алімпіяд: $8,428 \cdot 10^{23}$.

§ 34. 7: 53,4 г; 13,44 дм³.

Рыхтуемся да алімпіяд: 24,2 %.

§ 35. 5: $n(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 0,2$ моль; $m(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 21,4$ г; $n(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,3$ моль; $m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 42,6$ г.

Рыхтуемся да алімпіяд: 0,875.

§ 36. 6: 0,4 моль; 7,2 г; $2,408 \cdot 10^{23}$ малекул.

Рыхтуемся да алімпіяд: Co.

§ 37. 7: 87,75 г. 8: 0,6 моль; 13,44 дм³; 10,8 г.

Рыхтуемся да алімпіяд: 11,2 дм³.

§ 38. 6: 4,6 г; 2,24 дм³.

§ 39. 10: $n(\text{NaOH}) = 0,6$ моль; $m(\text{NaOH}) = 24$ г; $n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,3$ моль;
 $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 29,4$ г.

§ 40. 8: 22,2 г.

Рыхтуемся да алімпіяд: Li.

§ 41. 6: 13,5 г. 7: 37,5 %.

Рыхтуемся да алімпіяд: 16,55 %; 3,31 %.

§ 42. 6: 32 г.

§ 43. 5: 19,6 % . 6: 20,16 дм³.

§ 44. 6: 16,8 дм³.

§ 45. 8: 266,7 дм³.

§ 46. 3: у 1,2 раза.

§ 47. 8: $n(\text{HCl}) = 1,5$ моль; $m(\text{HCl}) = 54,75$ г; $n(\text{Mg}) = 0,75$ моль; $m(\text{Mg}) = 18$ г.

§ 48. 6: 4,48 дм³; 24 г.

§ 49. 6: 0,4 моль; 12,4 г.

Рыхтуемся да алімпіяд: Fe^{+3} .

§ 51. Рыхтуемся да алімпіяд: 0,3 моль.

Дадатак 1

Прыклад рашэння задачы, заснаванага на суадносіне мас зыходнага рэчыва і прадукту рэакцыі.

Разлічыце масу жалезнай акаліны Fe_3O_4 , якая ўтвараецца пры поўным згаранні ў кіслародзе жалеза масай 8,4 г.

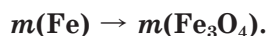
Дадзена:

$$m(\text{Fe}) = 8,4 \text{ г}$$

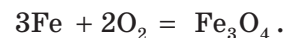
$$m(\text{Fe}_3\text{O}_4) - ?$$

Рашэнне

1. З умовы задачы вынікае, што, ведаючы масу зыходнага рэчыва (жалеза), трэба разлічыць масу прадукту рэакцыі (жалезнай акаліны):



2. Складзём ураўненне дадзенай хімічнай рэакцыі, у якім падкрэслім формулы названых рэчываў (Fe і Fe_3O_4):

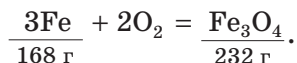


3. Разлічым іх масы па хімічных колькасцях (г. зн. па каэфіцыентах), пазначаных ва ўраўненні:

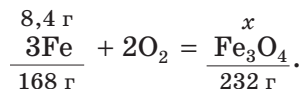
$$m(\text{Fe}) = n(\text{Fe}) \cdot M(\text{Fe}) = 3 \text{ моль} \cdot 56 \text{ г/моль} = 168 \text{ г};$$

$$m(\text{Fe}_3\text{O}_4) = n(\text{Fe}_3\text{O}_4) \cdot M(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 1 \text{ моль} \cdot 232 \text{ г/моль} = 232 \text{ г}.$$

Падпішам знойдзеныя значэнні пад формуламі Fe і Fe_3O_4 :



4. Масу жалеза (8,4 г), дадзеную ва ўмове задачы, запішам над сімвалам Fe . Шуканую масу жалезнай акаліны абазначым праз x і запішам над формулай Fe_3O_4 :



5. Складзём прапорцыю, з якой знойдзем лікавае значэнне зменнай x :

$$\frac{8,4 \text{ г}}{168 \text{ г}} = \frac{x}{232 \text{ г}}, \text{ адкуль атрымаем: } x = \frac{8,4 \text{ г} \cdot 232 \text{ г}}{168 \text{ г}} = 11,6 \text{ г}.$$

Адказ: $m(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 11,6 \text{ г}$.

Дадатак 2

Прыклад рашэння задачы, заснаванага на суадносіне аб'ёму зыходнага газападобнага рэчыва і масы прадукту рэакцыі.

Для атрымання вальфраму аксід вальфраму(VI) награвуюць у патоку вадароду. Разлічыце масу вальфраму, які ўтвараецца пры прапусканні вадароду аб'ёмам $16,8 \text{ дм}^3$ (н. у.) над аксідам вальфраму(VI).

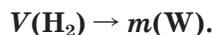
Дадзена:

$$V(\text{H}_2) = 16,8 \text{ дм}^3$$

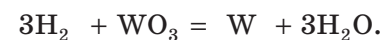
$$m(\text{W}) = ?$$

Рашэнне

1. З умовы задачы вынікае, што, ведаючы аб'ём зыходнага рэчыва (вадароду), трэба разлічыць масу прадукту рэакцыі (вальфраму):



2. Складзём ураўненне дадзенай хімічнай рэакцыі, у якім падкрэслім формулы названых рэчываў (H_2 і WO_3):

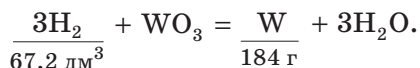


3. Разлічым аб'ём (н. у.) вадароду і масу вальфраму па хімічных колькасцях (г. зн. па каэфіцыентах), пазначаных ва ўраўненні:

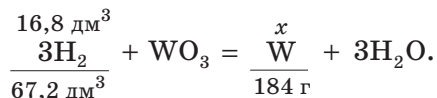
$$V(\text{H}_2) = n(\text{H}_2) \cdot V_{\text{м}} = 3 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль} = 67,2 \text{ дм}^3;$$

$$m(\text{W}) = n(\text{W}) \cdot M(\text{W}) = 1 \text{ моль} \cdot 184 \text{ г/моль} = 184 \text{ г}.$$

Падпішам знойдзеныя значэнні пад формуламі Fe і Fe_3O_4 :



4. Аб'ём вадароду ($16,8 \text{ дм}^3$), дадзены ва ўмове задачы, запішам над формулай H_2 . Шуканую масу вальфраму абазначым праз x і запішам яе над сімвалам W:



5. Складзём прапорцыю, з якой знойдзем лікавае значэнне зменнай x :

$$\frac{16,8 \text{ дм}^3}{67,2 \text{ дм}^3} = \frac{x}{184 \text{ г}}, \text{ адкуль атрымаем: } x = \frac{16,8 \text{ дм}^3 \cdot 184 \text{ г}}{67,2 \text{ дм}^3} = 46 \text{ г}.$$

Адказ: $m(\text{W}) = 46 \text{ г}$.

Вучэбнае выданне

Шымановіч Ігар Яўгенавіч
Красіцкі Васіль Анатольевіч
Сячко Вольга Іванаўна
Хвалюк Віктар Мікалаевіч

ХІМІЯ

Вучэбны дапаможнік для **8** класа ўстаноў адукацыі,
якія рэалізуюць адукацыйныя праграмы
агульнай сярэдняй адукацыі,
з беларускай мовай навучання і выхавання

2-е выданне, перагледжанае

Заг. рэдакцыі *Г. А. Бабаева*. Рэдактар *Г. М. Гаўрылава*.

Мастакі *Г. А. Ламанава, А. П. Макаўцоў*.

Мастацкія рэдактары *А. А. Жданоўская, З. П. Болцікава*.

Тэхнічнае рэдагаванне і камп'ютарная вёрстка *А. Ю. Агафонавай*.

Карэктар *В. С. Казіцкая*.

Падпісана да друку 29.07.2024. Фармат $70 \times 90^{1/16}$. Папера афсетная. Друк афсетны.
Ум. друк. арк. 16,97+0,29 форз. Ул.-выд. арк. 12,00+0,48 форз. Тыраж 11 908 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. Будзённага, 21, 220070, Мінск, Рэспубліка Беларусь.

Адкрытае акцыянернае таварыства «Паліграфкамбінат імя Якуба Коласа».

Пасведчанне аб дзяржаўнай рэгістрацыі выдаўца, вытворцы, распаўсюджвальніка
друкаваных выданняў № 2/3 ад 04.10.2013.

Вул. Каржанеўскага, 20, 220024, Мінск, Рэспубліка Беларусь.

[illegible]

Хімія : вучэбны дапаможнік для 8-га класа ўстаноў
Х46 адукацыі, якія рэалізуюць адукацыйныя праграмы агульнай
сярэдняй адукацыі, з беларускай мовай навучання і выхаван-
ня / І. Я. Шымановіч [і інш.] ; пад рэд. І. Я. Шымановіча ;
пераклад з рускай Н. М. Алганавай. — 2-е выданне, перагле-
джанае. — Мінск : Адукацыя і выхаванне, 2024. — 232 с. : іл.
ISBN 978-985-03-4096-2.

Першае выданне вучэбнага дапаможніка выйшла ў 2018 г. у вы-
давецтве «Народная асвета».

УДК 54(075.3 = 161.3)
ББК 24я721