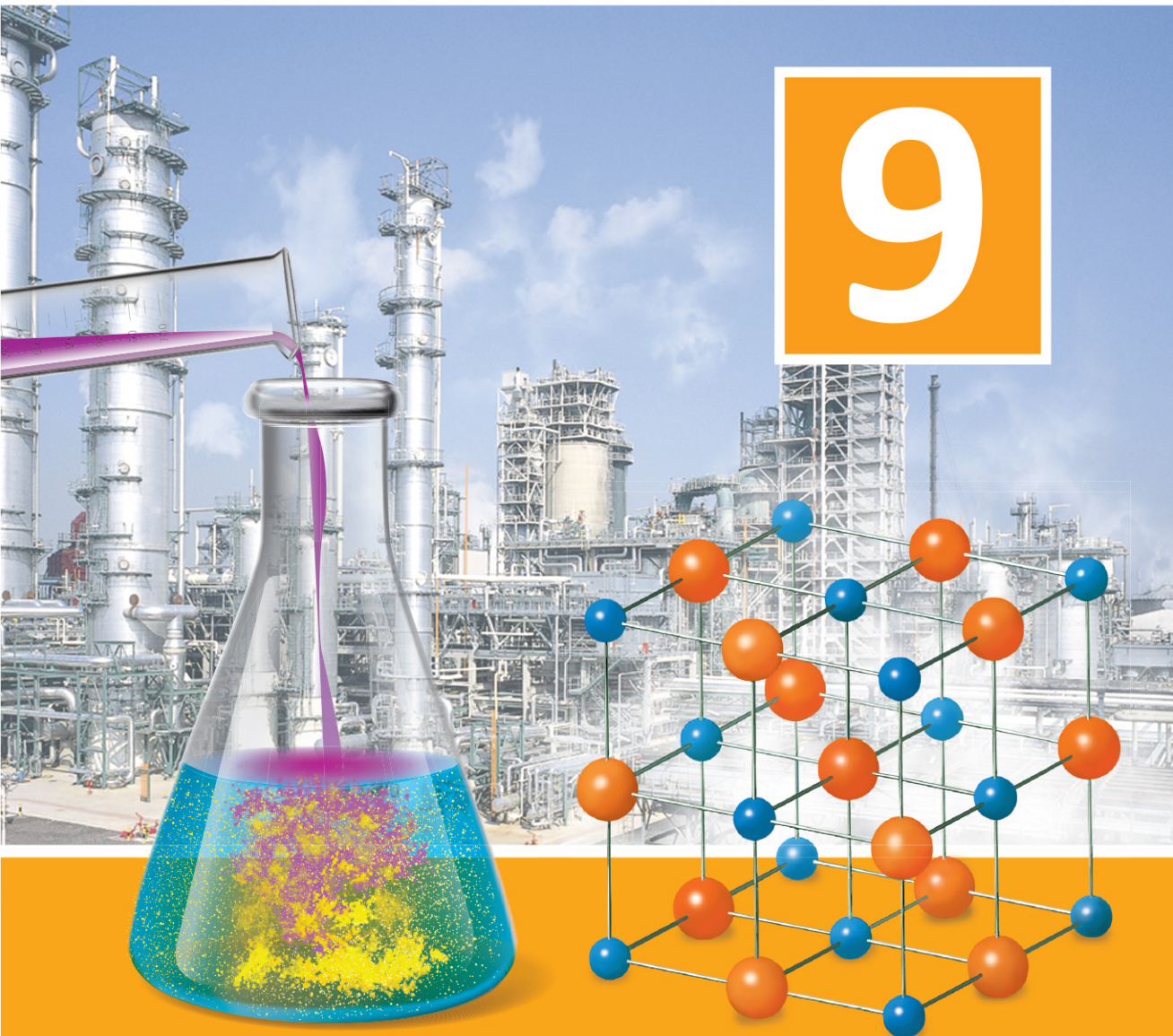


ХІМІЯ

9



ПЕРЫЯДЫЧНАЯ СИСТЭМА ХІМІЧНЫХ

ПЕРЫЯДЫ	ГРУПЫ ЭЛ								
	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							
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 НЮБІЙ 92,906	42 Mo МАЛІБДЭН 95,94	43 Tc ТЭХНЕЦЫЙ [98]	44 Ru РУТЭНІЙ 101,07	45 Rh РОДЫЙ 102,905
6	55 Cs ЦЭЗІЙ 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 МЭЙТНЭРЫЙ [268]

Атамны нумар → 20

Сімвал элемента → K

Назва элемента → К

Адносная атамная маса → 4

ЛАНТАНІДЫ

58 Ce ЦЭРЫЙ 140,116	59 Pr ПРАЗЕАДЫЙ 140,907	60 Nd НЕАДЫЙ 144,242	61 Pm ПРАМЕТЫЙ [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]
-------------------------------------	---	-----------------------------------	--------------------------------------	--------------------------------------

ЭЛЕМЕНТАЎ Д. И. МЕНДЗЯЛЕЕВА

МЕНТАЉ

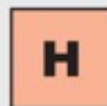
10	11	12	13	14	15	16	17	18
								VIIIA
								2 He ГЕЛИЙ 4,0026
								10 Ne НЕОН 20,1797
								18 Ar АРГОН 39,948
								36 Kr КРИПТОН 83,80
								54 Xe КСЕНОН 131,29
								86 Rn РАДОН [222]
								118 Og ОГАНЕСОН [294]
								110 Ds ДАРСШТАДТЪЙ [271]
								112 Cn КАПЕРНИЦЫЙ [285]
								114 Fl ФЛЕРОВИЙ [289]
								116 Lv ЛВЕРМОРЫЙ [293]
								118 Ts ТЭНСИИ [294]
								120 Ug ЮГАНЕСОН [304]
								122 Og ОГАНЕСОН [304]
								124 Ts ТЭНСИИ [304]
								126 Og ОГАНЕСОН [304]
								128 Ts ТЭНСИИ [304]
								130 Og ОГАНЕСОН [304]
								132 Ts ТЭНСИИ [304]
								134 Og ОГАНЕСОН [304]
								136 Ts ТЭНСИИ [304]
								138 Og ОГАНЕСОН [304]
								140 Ts ТЭНСИИ [304]
								142 Og ОГАНЕСОН [304]
								144 Ts ТЭНСИИ [304]
								146 Og ОГАНЕСОН [304]
								148 Ts ТЭНСИИ [304]
								150 Og ОГАНЕСОН [304]
								152 Ts ТЭНСИИ [304]
								154 Og ОГАНЕСОН [304]
								156 Ts ТЭНСИИ [304]
								158 Og ОГАНЕСОН [304]
								160 Ts ТЭНСИИ [304]
								162 Og ОГАНЕСОН [304]
								164 Ts ТЭНСИИ [304]
								166 Og ОГАНЕСОН [304]
								168 Ts ТЭНСИИ [304]
								170 Og ОГАНЕСОН [304]
								172 Ts ТЭНСИИ [304]
								174 Og ОГАНЕСОН [304]
								176 Ts ТЭНСИИ [304]
								178 Og ОГАНЕСОН [304]
								180 Ts ТЭНСИИ [304]
								182 Og ОГАНЕСОН [304]
								184 Ts ТЭНСИИ [304]
								186 Og ОГАНЕСОН [304]
								188 Ts ТЭНСИИ [304]
								190 Og ОГАНЕСОН [304]
								192 Ts ТЭНСИИ [304]
								194 Og ОГАНЕСОН [304]
								196 Ts ТЭНСИИ [304]
								198 Og ОГАНЕСОН [304]
								200 Ts ТЭНСИИ [304]
								202 Og ОГАНЕСОН [304]
								204 Ts ТЭНСИИ [304]
								206 Og ОГАНЕСОН [304]
								208 Ts ТЭНСИИ [304]
								210 Og ОГАНЕСОН [304]
								212 Ts ТЭНСИИ [304]
								214 Og ОГАНЕСОН [304]
								216 Ts ТЭНСИИ [304]
								218 Og ОГАНЕСОН [304]
								220 Ts ТЭНСИИ [304]
								222 Og ОГАНЕСОН [304]
								224 Ts ТЭНСИИ [304]
								226 Og ОГАНЕСОН [304]
								228 Ts ТЭНСИИ [304]
								230 Og ОГАНЕСОН [304]
								232 Ts ТЭНСИИ [304]
								234 Og ОГАНЕСОН [304]
								236 Ts ТЭНСИИ [304]
								238 Og ОГАНЕСОН [304]
								240 Ts ТЭНСИИ [304]
								242 Og ОГАНЕСОН [304]
								244 Ts ТЭНСИИ [304]
								246 Og ОГАНЕСОН [304]
								248 Ts ТЭНСИИ [304]
								250 Og ОГАНЕСОН [304]
								252 Ts ТЭНСИИ [304]
								254 Og ОГАНЕСОН [304]
								256 Ts ТЭНСИИ [304]
								258 Og ОГАНЕСОН [304]
								260 Ts ТЭНСИИ [304]
								262 Og ОГАНЕСОН [304]
								264 Ts ТЭНСИИ [304]
								266 Og ОГАНЕСОН [304]
								268 Ts ТЭНСИИ [304]
								270 Og ОГАНЕСОН [304]
								272 Ts ТЭНСИИ [304]
								274 Og ОГАНЕСОН [304]
								276 Ts ТЭНСИИ [304]
								278 Og ОГАНЕСОН [304]
								280 Ts ТЭНСИИ [304]
								282 Og ОГАНЕСОН [304]
								284 Ts ТЭНСИИ [304]
								286 Og ОГАНЕСОН [304]
								288 Ts ТЭНСИИ [304]
								290 Og ОГАНЕСОН [304]
								292 Ts ТЭНСИИ [304]
								294 Og ОГАНЕСОН [304]
								296 Ts ТЭНСИИ [304]
								298 Og ОГАНЕСОН [304]
								300 Ts ТЭНСИИ [304]
								302 Og ОГАНЕСОН [304]
								304 Ts ТЭНСИИ [304]
								306 Og ОГАНЕСОН [304]
								308 Ts ТЭНСИИ [304]
								310 Og ОГАНЕСОН [304]
								312 Ts ТЭНСИИ [304]
								314 Og ОГАНЕСОН [304]
								316 Ts ТЭНСИИ [304]
								318 Og ОГАНЕСОН [304]
								320 Ts ТЭНСИИ [304]

ТАБЛІЦА РАСТВАРАЛЬНАСЦІ

АНІЁНЫ								
	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_3COO^-	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 актыўн

Аднатыпенныя ўлас

←	K	Ca	Na	Mg	Al	Zn	Fe	
	K^+	Ca^{2+}	Na^+	Mg^{2+}	Al^{3+}	Zn^{2+}	Fe^{2+}	

Аксіляльныя ўлас

СОЛЕЙ, КІСЛОТ І АСНОЎ У ВАДЗЕ

КАТЫЁНЫ

Mn ²⁺	Fe ²⁺	Zn ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ³⁺	H ⁺	
P	P	P	—	H	P	P	—	P	Моцныя кіслоты
P	P	P	P	M	P	P	P	P	
P	P	P	P	P	P	P	P	P	
P	P	P	P	P	P	P	P	P	
P	P	P	P	P	P	P	P	P	
H	H	M	H	—	—	—	—	P	Слабыя кіслоты
M	M	P	P	—	M	P	M	P	
—	—	—	—	—	—	—	—	P	
P	P	P	P	P	P	P	P	P	
P	P	P	P	P	P	P	P	P	
H	H	H	H	H	H	H	H	P	
H	H	H	H	H	—	—	—	P	
H	H	H	H	H	—	—	H	M	
H	H	H	H	—	—	—	—	H	
H	H	H	H	—	H	H	H		
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 →

ХІМІЯ

Вучэбны дапаможнік для **9** 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, перапрацаванае

Мінск
«Адукацыя і выхаванне»
2025

Правообладатель Адукацыя і выхаванне

УДК 54(075.3=161.3)
ББК 24я721
Х46

Аўтары:

І. Я. Шымановіч, А. І. Васілеўская, А. В. Зурэў, В. А. Красіцкі, В. І. Сячко

Пераклад з рускай *Н. М. Алганавай*

Рэцэнзенты:

кафедра хіміі і методыкі выкладання хіміі факультэта прыродазнаўства ўстановы адукацыі «Беларускі дзяржаўны педагагічны ўніверсітэт імя Максіма Танка» (кандыдат хімічных навук, дацэнт, загадчык кафедры *А. Л. Казлова-Казырэўская*); настаўнік хіміі кваліфікацыйнай катэгорыі «настаўнік-метадыст» дзяржаўнай установы адукацыі «Сярэдняя школа № 20 г. Баранавічы» *С. У. Абярган*

Хімія : вучэбны дапаможнік для 9-га класа ўстаноў адукацыі, якія рэалізуюць адукацыйныя праграмы агульнай сярэдняй адукацыі, з беларускай мовай навучання і выхавання / І. Я. Шымановіч [і інш.] ; пад рэд. І. Я. Шымановіча ; пераклад з рускай *Н. М. Алганавай*. — 2-е выданне, перапрацаванае. — Мінск : Адукацыя і выхаванне, 2025. — 288 с. : іл.
ISBN 978-985-34-0190-5.

Першае выданне вучэбнага дапаможніка выйшла ў 2019 г. у выдавецтве «Народная асвета».

УДК 54(075.3=161.3)
ББК 24я721

ISBN 978-985-34-0190-5

© Алганова Н. М., пераклад на беларускую мову, 2025
© Афармленне. Рэспубліканскае ўнітарнае прадпрыемства «Адукацыя і выхаванне», 2025

ЗМЕСТ

Як працаваць з вучэбным дапаможнікам	6
--	---

ГЛАВА 1

ПАЎТАРЭННЕ АСНОЎНЫХ ПЫТАННЯЎ КУРСА ХІМІІ VIII КЛАСА

§ 1. Асноўныя класы неарганічных рэчываў	8
§ 2. Будова атама і перыядычны закон	14
§ 3. Хімічная сувязь	21

ГЛАВА 2

РАСТВОРЫ. ТЭОРЫЯ ЭЛЕКТРАЛІТЫЧНАЙ ДЫСАЦЫЯЦЫІ

§ 4. Растворы як сумесі рэчываў	27
§ 5. Якісныя характарыстыкі саставу раствораў	34
§ 6. Колькасныя характарыстыкі саставу раствораў. Масавая доля растваранага рэчыва	39
Практычная работа 1. Прыгатаванне раствора з зададзенай масавай доляй растваранага рэчыва	44
§ 7. Электралітычная дысацыяцыя рэчываў у растворах	45
§ 8. Электралітычная дысацыяцыя кіслот, асноў і солей	50
§ 9. Рэакцыі іоннага абмену	56
Практычная работа 2. Рэакцыі іоннага абмену паміж растворамі электралітаў	61
§ 10. Хімічныя ўласцівасці кіслот, асноў, солей з пункту гледжання тэорыі электралітычнай дысацыяцыі	62
§ 11. Вада і растворы ў жыццядзейнасці чалавека	67

ГЛАВА 3

НЕМЕТАЛЫ

§ 12. Агульная характарыстыка неметалаў	73
§ 13. Простыя рэчывы неметалы	77
§ 14. Вадарод	82

§ 15. Галагены	87
§ 16. Хлоравадарод. Саяная кіслата	91
§ 17. Хларыды. Прымяненне саянай кіслаты і хларыдаў	97
Лабараторны дослед 1. Якасная рэакцыя на хларыд-іоны	99
§ 18. Кісларод — хімічны элемент і простае рэчыва	102
§ 19. Кісларод у прыродзе. Атрыманне і прымяненне кіслароду ...	106
§ 20. Сера — хімічны элемент і простае рэчыва	109
§ 21. Серавадарод	114
§ 22. Аксід серы(IV) і аксід серы(VI)	117
§ 23. Серная кіслата	120
§ 24. Хімічныя рэакцыі, што ляжаць у аснове атрымання сернай кіслаты. Паняцце аб практычным выхадзе прадукту рэакцыі	125
§ 25. Сульфаты — солі сернай кіслаты. Прымяненне сернай кіслаты і сульфатаў	131
Лабараторны дослед 2. Якасная рэакцыя на сульфат-іоны	132
§ 26. Азот — хімічны элемент і простае рэчыва	135
§ 27. Аміяк	139
§ 28. Солі амонію. Прымяненне аміяку і солей амонію	144
Лабараторны дослед 3. Якасная рэакцыя на іоны амонію	145
§ 29. Азотная кіслата	147
§ 30. Нітраты. Прымяненне азотнай кіслаты і нітратаў	151
§ 31. Фосфар. Хімічны элемент і простае рэчыва	155
§ 32. Кіслародзмяшчальныя злучэнні фосфару	161
§ 33. Мінеральныя ўгнаенні	163
§ 34. Вуглярод — хімічны элемент і простае рэчыва	169
§ 35. Аксіды вугляроду	175
§ 36. Вугальная кіслата і яе солі	180
Лабараторны дослед 4. Якасная рэакцыя на карбанат-іоны	181
§ 37. Крэмній — хімічны элемент і простае рэчыва	185
§ 38. Аксід крэмнію(IV). Крэмніевая кіслата і яе солі	189
§ 39. Будаўнічыя матэрыялы на аснове прыродных аксідаў і солей ...	194
Практычная работа 3. Рашэнне эксперыментальных задач па тэме «Неметалы»	198

ГЛАВА 4 МЕТАЛЫ

§ 40. Металы. Агульная характарыстыка элементаў	200
§ 41. Простыя рэчывы металы. Фізічныя ўласцівасці металаў. Сплавы металаў	203
§ 42. Агульныя хімічныя ўласцівасці металаў	213
§ 43. Шчолачныя металы: будова атамаў, фізічныя і хімічныя ўласцівасці простых рэчываў	218
§ 44. Найважнейшыя злучэнні натрыю і калію, іх прымяненне і біялагічная роля	224
§ 45. Электrolіз расплаваў солей	229
§ 46. Магній і шчолачназемельныя металы: будова атамаў, фізіч- ныя і хімічныя ўласцівасці простых рэчываў	233
§ 47. Найважнейшыя злучэнні магнію і кальцыю	239
§ 48. Якаснае выяўленне іонаў кальцыю і барыю ў растворах. Жорсткасць прыроднай вады	246
Лабараторны дослед 5. Якасныя рэакцыі на іоны кальцыю і барыю	247
§ 49. Алюміній. Агульная характарыстыка элемента. Фізічныя і хімічныя ўласцівасці алюмінію, яго атрыманне і прымяненне ...	251
§ 50. Аксід і гідраксід алюмінію. Солі алюмінію	257
§ 51. Жалеза, яго фізічныя і хімічныя ўласцівасці. Паняцце аб карозіі жалеза	263
§ 52. Найважнейшыя злучэнні жалеза: аксіды, гідраксіды, солі. Якасныя рэакцыі на іоны жалеза	268
Лабараторны дослед 6. Атрыманне і акісленне гідраксиду жалеза(II)	273
Практычная работа 4. Рашэнне эксперыментальных задач па тэме «Металы»	275
§ 53. Атрыманне жалеза. Прымяненне жалеза і яго сплаваў	276
Адказы	283
Прадметны паказальнік	286

ЯК ПРАЦАВАЦЬ З ВУЧЭБНЫМ ДАПАМОЖНІКАМ

Дарагія дзевяцікласнікі!

Беды, атрыманыя пры вывучэнні хіміі ў 7-м і 8-м класах, у гэтым навучальным годзе значна пашырацца і папоўняцца новымі і цікавымі звесткамі і фактамі, важнымі правіламі і тэорыямі. У курсе хіміі 9-га класа вы даведаецеся шмат новага пра растворы і пра працэсы, якія адбываюцца пры растварэнні рэчываў у вадзе. Вы зразумеете, што такое электраліты і чым яны адрозніваюцца ад неэлектралітаў. Вам трэба будзе таксама пазнаёміцца з найважнейшымі неметаламі і металамі, з фізічнымі і хімічнымі ўласцівасцямі ўтвараемых імі простых і складаных рэчываў, з іх практычным прымяненнем.

Матэрыял вучэбнага дапаможніка падзелены на главы і параграфы. У тэксце параграфаў азначэнні паняццяў, якія трэба запамніць, вылучаны вертыкальнай чырвонай лініяй ■ і **чорным паўтлустым курсівам**, хімічныя формулы, сімвалы і ўраўненні рэакцый — **паўтлустым шрыфтам**. Паняцці, якія спатрэбяцца вам для разумення і тлумачэння вывучаемага матэрыялу, адзначаны **сінім** колерам, іх азначэнні вылучаны **курсівам**. Правілы абазначаны вертыкальнай лініяй сіняга колеру ■. У канцы параграфаў ёсць вывады, размешчаныя на каляровым фоне.

У канцы кожнага параграфа прыведзены **Пытанні і заданні** для замацавання вывучанага матэрыялу. Задачы больш высокага ўзроўню складанасці прадстаўлены ў рубрыцы **«Рыхтуемся да алімпіяд»**. Адказы на ўсе разліковыя заданні вы знойдзеце ў канцы вучэбнага дапаможніка.

Прапанаваныя ў вучэбным дапаможніку **Комплексныя заданні** накіраваны на аналіз і ацэнку інфармацыі, на прымяненне ведаў для рашэння практычных задач.

Пасля некаторых параграфаў ёсць рубрыка **«Тэмы для праектнай дзейнасці»**. Работа над праектам прадугледжвае неабходнасць знаходзіць, інтэрпрэтаваць і крытычна ацэньваць атрыманую інфармацыю, праводзіць хімічныя эксперыменты, а таксама садзейнічае фарміраванню экалагічнай культуры і адказнага стаўлення да свайго здароўя.

У вучэбным дапаможніку прыводзяцца шматлікія ілюстрацыі, якія адлюстроўваюць знешні выгляд рэчываў і матэрыялаў, розных аб'ектаў, а таксама схемы, якія паказваюць сутнасць хімічных ператварэнняў рэчываў і іх практычнае прымяненне. Матэрыял абагульняючага і сістэматызуючага характару прадстаўлены ў выглядзе табліц. Лікавыя даныя, прыведзеныя ў табліцах, носяць даведачны характар і, як правіла, не прызначаны для запамінання.

Акрамя асноўнага тэксту, у параграфх сустракаецца рубрыка «Для цікаўных». У ёй прыводзяцца цікавыя факты з гісторыі развіцця хіміі, інфармацыя пра станаўленне і развіццё хімічнай навукі і прамысловасці ў Рэспубліцы Беларусь, пра ўласцівасці розных рэчываў і іх практычнае выкарыстанне.

Вывучэнне вучэбнага прадмета «Хімія» прадугледжвае выкананне лабараторных доследаў і практычных работ. Інструкцыі, неабходныя для іх выканання, прыведзены ў вучэбным дапаможніку. Эксперыментальныя заданні з рубрыкі «**Дамашні эксперымент**» вы зможаце выканаць дома самастойна. Пры выкананні эксперымента неабходна прытрымлівацца правіл бяспечнага абыходжання з рэчывамі.

Не забывайце карыстацца прадметным паказальнікам, з дапамогай якога вы зможаце хутка адшукаць неабходную інфармацыю.

У вучэбным 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 «9 клас» → «Хімія», а таксама скарыстаўшы QR-код.



Спадзяемся, што веды, набытыя ў гэтым навучальным годзе, будуць асновай для паспяховага вывучэння хіміі і іншых прыродазнаўчых навук у старэйшых класах і спатрэбяцца вам у паўсядзённым жыцці, у будучай працоўнай дзейнасці.

Жадаем вам поспехаў!

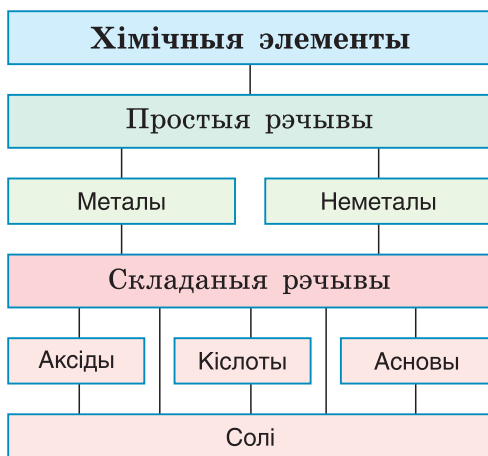
1

Глава

ПАЎТАРЭННЕ АСНОЎНЫХ ПЫТАННЯЎ КУРСА ХІМІІ VIII КЛАСА

§ 1. Асноўныя класы неарганічных рэчываў

Усе вядомыя неарганічныя рэчывы можна падзяліць на асобныя групы або класы злучэнняў. Такое дзяленне называецца класіфікацыяй. Рэчывы аднаго і таго ж класа валодаюць падобнымі ўласцівасцямі або прыметамі. Часцей за ўсё неарганічныя рэчывы класіфікуюцца па саставе, па будове і па хімічных уласцівасцях.



Мал. 1. Агульная схема класіфікацыі неарганічных рэчываў

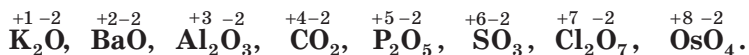
Агульная схема класіфікацыі неарганічных рэчываў прадстаўлена на малюнку 1. Як вы ўжо ведаеце, да простых рэчываў адносяцца металы і неметалы.

Складаныя неарганічныя рэчывы, якія адрозніваюцца па якасным саставе і па хімічных уласцівасцях, падзяляюцца на некалькі класаў. Найважнейшымі з іх з'яўляюцца аксіды, кіслоты, асновы і солі.

Разгледзім больш падрабязна найважнейшыя класы складаных неарганічных рэчываў.

Аксіды — складаныя рэчывы, у састаў якіх уваходзяць атамы двух хімічных элементаў, адзін з якіх кісларод.

Ступень акіслення атамаў кіслароду ў аксідах роўна -2 :



Назва аксіду складаецца са слова «аксід» і назвы другога элемента ў родным склоне, напрыклад:

H_2O — аксід вадароду, CaO — аксід кальцыю.

Нагадаем, што на пачатковым этапе вывучэння хіміі пры знаёмстве з паняццем «валентнасць» яе значэнні мы пазначалі рымскімі лічбамі, запісанымі над сімваламі элементаў. У 8-м класе вы пазнаёміліся з больш універсальнай характарыстыкай атамаў — ступенню акіслення. Яе лікавыя значэнні ў назвах складаных рэчываў мы будзем абазначаць рымскімі лічбамі, запісанымі ў дужках пасля назваў хімічных элементаў, напрыклад:

$\overset{+2-2}{\text{CO}}$ — аксід вугляроду(II), $\overset{+4-2}{\text{CO}_2}$ — аксід вугляроду(IV).

Па здольнасці рэагаваць з кіслотамі і асновамі (шчолачамі) з утварэннем солей усе аксіды дзеляцца на солеўтваральныя і несолеўтваральныя. Да солеўтваральных адносяцца асноўныя, кіслотныя і амфатэрныя аксіды, прыцыповае адрозненне паміж якімі складаецца ў іх адносінах да кіслот і шчолачаў.

Найважнейшыя хімічныя ўласцівасці аксідаў дадзены ў табліцы 1.

Табліца 1. Найважнейшыя хімічныя ўласцівасці аксідаў

Рэчывы, з якімі рэагуюць асноўныя аксіды	Прадукты рэакцый	Прыклады
Кіслоты	Солі і вада	$\text{CaO} + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Кіслотныя аксіды	Солі	$\text{Na}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3$
Вада (рэагуе з аксідамі толькі шчолачных і шчолачназямельных металаў)	Асновы (шчолачы)	$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2$
Рэчывы, з якімі рэагуюць кіслотныя аксіды	Прадукты рэакцый	Прыклады
Шчолачы	Солі і вада	$\text{CO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
Асноўныя аксіды	Солі	$\text{SO}_2 + \text{Na}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{SO}_3$
Вада (рэагуе з усімі кіслотнымі аксідамі, акрамя SiO_2)	Кіслародзмя- шчальныя кіслоты	$\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{PO}_4$

Канец табліцы

Рэчывы, з якімі рэагуюць амфатэрныя аксіды	Прадукты рэакцый	Прыклады
Кіслоты	Солі і вада	$\text{ZnO} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Кіслотныя аксіды	Солі	$\text{ZnO} + \text{SO}_3 = \text{ZnSO}_4$
Расплаўленыя шчолачы	Солі і вада	$\text{ZnO} + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Асноўныя аксіды	Солі	$\text{ZnO} + \text{K}_2\text{O} = \text{K}_2\text{ZnO}_2$

Кіслоты — складаныя рэчывы, у малекулах якіх атамы вадароду, здольныя замяшчацца атамамі металаў, злучаны з кіслотнымі астаткамі.

Па саставе неарганічныя кіслоты дзеляцца на кіслародзмяшчальныя (H_2SO_4 — серная, H_3PO_4 — фосфарная, HNO_3 — азотная) і бескіслародныя (HCl — хлоравадародная, H_2S — серавадародная). Хлоравадародную кіслату часта называюць салянай.

Амаль усе кіслоты — рэчывы малекулярнай будовы. Большасць кіслот добра растваральныя ў вадзе. Да нерастваральных адносіцца, напрыклад, крэмнёвая кіслата H_2SiO_3 .

Найважнейшыя хімічныя ўласцівасці кіслот праяўляюцца ў іх рэакцыях з металамі, асноўнымі аксідамі, асновамі і солямі. Адпаведная інфармацыя аб хімічных уласцівасцях кіслот прыведзена ў табліцы 2.

Табліца 2. Найважнейшыя хімічныя ўласцівасці кіслот

Рэчывы, з якімі рэагуюць кіслоты	Прадукты рэакцый	Прыклады
Металы, размешчаныя ў радзе актыўнасці да вадароду	Солі і вадарод	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Fe} = \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$
Асноўныя аксіды	Солі і вада	$2\text{HBr} + \text{FeO} = \text{FeBr}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Асновы	Солі і вада	$\text{H}_2\text{S} + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$
Солі	Новыя солі і кіслоты	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{HCl}$

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

Назвы асноў складаюцца з двух слоў, першае з якіх — «гідраксід», а другое — назва металу ў родным склоне, напрыклад:

NaOH — гідраксід натрыю, **Zn(OH)₂** — гідраксід цынку.

Калі метал можа знаходзіцца ў розных ступенях акіслення і ўтварае некалькі асноў, то ў дужках рымскай лічбай пазначаецца ступень акіслення атамаў металу ў дадзенай аснове, напрыклад: **Fe(OH)₂** — гідраксід жалеза(II), **Fe(OH)₃** — гідраксід жалеза(III). Усе асновы — цвёрдыя рэчывы немалекулярнай будовы. Гідраксіды шчолачных і шчолачназемельных металаў, напрыклад **NaOH**, **KOH**, **Sr(OH)₂**, **Ba(OH)₂**, растваральныя ў вадзе і маюць агульную назву — шчолачы.

Найважнейшыя хімічныя ўласцівасці асноў праяўляюцца ў іх рэакцыях з кіслотамі, кіслотнымі аксідамі, солямі, а таксама ў іх адносінах да награвання. Адпаведная інфармацыя аб хімічных уласцівасцях асноў прыведзена ў табліцы 3.

Табліца 3. Найважнейшыя хімічныя ўласцівасці асноў

Рэчывы, з якімі рэагуюць асновы	Прадукты рэакцый	Прыклады
Кіслоты	Солі і вада	$2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
Кіслотныя аксіды	Солі і вада	$2\text{KOH} + \text{CO}_2 = \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
Солі	Новыя солі і асновы	$3\text{NaOH} + \text{FeCl}_3 = 3\text{NaCl} + \text{Fe(OH)}_3\downarrow$

Маларастваральныя і нерастваральныя асновы пры награванні разкладаюцца на адпаведны аксід металу і ваду:



Солі — складаныя рэчывы, у састаў якіх уваходзяць атамны металаў і кіслотныя астаткі.

Назва любой солі складаецца з двух слоў, першае з якіх — назва кіслотнага астатку ў назоўным склоне, а другое — назва металу ў родным склоне. Прыклады назваў солей:

AlCl_3 — хларыд алюмінію;

K_3PO_4 — фасфат калію;

MgSO_4 — сульфат магнію;

$\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ — нітрат цынку.

Калі метал можа знаходзіцца ў розных ступенях акіслення і ўтварае некалькі солей, то ў дужках пазначаецца ступень акіслення атамаў металу ў дадзенай солі, напрыклад: FeSO_4 — сульфат жалеза(II), $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ — сульфат жалеза(III).

Усе солі — цвёрдыя крышталічныя рэчывы немалекулярнай будовы, большасць з іх добра растваральныя ў вадзе.

Найважнейшыя хімічныя ўласцівасці солей — іх узаемадзеянне з металамі, кіслотамі, шчолачамі, іншымі солямі. Адпаведная інфармацыя аб хімічных уласцівасцях солей прыведзена ў табліцы 4.

Табліца 4. Найважнейшыя хімічныя ўласцівасці солей

Рэчывы, з якімі рэагуюць солі	Прадукты рэакцый	Прыклады
Металы	Новыя металы і солі	$\text{CuSO}_4 + \text{Fe} = \text{Cu} \downarrow + \text{FeSO}_4$
Кіслоты	Новыя солі і кіслоты	$\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{HCl}$
Асновы (шчолачы)	Новыя асновы і солі	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{KOH} = \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{KNO}_3$
Солі	Новыя солі	$\text{ZnSO}_4 + \text{CaCl}_2 = \text{CaSO}_4 \downarrow + \text{ZnCl}_2$

Нагадаем, што для рэакцый солей з металамі справядліва наступнае правіла:

больш актыўны метал, які размяшчаецца ў радзе актыўнасці лявей, выцягнута з раствору солі менш актыўны метал, які размяшчаецца ў гэтым радзе правей.

Адпаведна, менш актыўны метал не можа выцесніць больш актыўны з раствору яго солі:



Пытанні і заданні

1. Чым адрозніваюцца паміж сабой: а) простыя і складаныя рэчывы; б) рэчывы малекулярнай і немалекулярнай будовы? Запішыце па тры прыклады адпаведных рэчываў.
2. Па якіх прыметах аксіды дзеляцца на асноўныя, кіслотныя і амфатэрныя? Прывядзіце па два прыклады аксідаў кожнага тыпу, назавіце іх.
3. Ахарактарызуйце найважнейшыя хімічныя ўласцівасці асноўных аксідаў. Складзіце ўраўненні рэакцый: а) аксіду натрыю з вадой; б) аксіду жалеза(II) з салянай кіслотой; в) аксіду кальцыю з аксідам вугляроду(IV). Назавіце рэчывы, якія ўтвараюцца.
4. Ахарактарызуйце найважнейшыя хімічныя ўласцівасці кіслотных аксідаў. Складзіце ўраўненні рэакцый: а) аксіду азоту(V) з вадой; б) аксіду вугляроду(IV) з гідраксідам натрыю; в) аксіду серы(VI) з аксідам натрыю; г) аксіду кальцыю з аксідам фосфару(V). Назавіце рэчывы, якія ўтвараюцца.
5. Ахарактарызуйце найважнейшыя хімічныя ўласцівасці кіслот. Складзіце ўраўненні рэакцый: а) сернай кіслаты з алюмініем; б) салянай кіслаты з аксідам стронцыю; в) фосфарнай кіслаты з карбанатам калію; г) азотнай кіслаты з гідраксідам кальцыю. Назавіце рэчывы, якія ўтвараюцца.
6. Ахарактарызуйце найважнейшыя хімічныя ўласцівасці асноў. Складзіце ўраўненні рэакцый: а) гідраксіду медзі(II) з азотнай кіслотой; б) гідраксіду кальцыю з аксідам азоту(V); в) гідраксіду літыю з сульфатам жалеза(III); г) тэрмічнага раскладання гідраксіду хрому(III). Назавіце рэчывы, якія ўтвараюцца.
7. Ахарактарызуйце найважнейшыя хімічныя ўласцівасці солей. Складзіце ўраўненні рэакцый: а) нітрату ртуті(II) з цынкам; б) карбанату барыю з азотнай кіслотой; в) сульфату алюмінію з гідраксідам калію; г) карбанату натрыю з нітратам серабра; д) тэрмічнага раскладання карбанату барыю. Назавіце рэчывы, якія ўтвараюцца.
8. Сумесь парашкоў медзі і цынку агульнай масай 19,4 г унеслі ў саляную кіслату (лішак). У выніку рэакцыі вылучыўся газ аб'ёмам 4,48 дм³ (н. у.). Разлічыце масавую долю медзі ў зыходнай сумесі.

§ 2. Будова атама і перыядычны закон

Вам ужо добра вядома, што рэчывы складаюцца з атамаў — драбнюткіх, хімічна непадзельных часціц, якія не знікаюць і не ўзнікаюць пры хімічных рэакцыях. Сучаснае фізічнае азначэнне атама наступнае.

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

Ядро атама мае складаную будову. Яно складаецца з пратонаў і нейтронаў. Паколькі атам у цэлым электранейтральны, колькасць пратонаў у яго ядры роўна агульнай колькасці электронаў у атаме. Асноўныя характарыстыкі электронаў, пратонаў і нейтронаў прыведзены ў табліцы 5.

Табліца 5. Асноўныя характарыстыкі часціц, якія ўваходзяць у састаў атама

Часціца	Сімвал	Адносная маса	Адносны зарад
Пратон	p	≈ 1	1+
Нейтрон	n	≈ 1	0
Электрон	e ⁻	$\approx \frac{1}{1840}$	1-

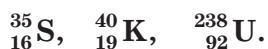
Зарад ядра атама з’яўляецца галоўнай характарыстыкай элемента. Ён абумоўлівае становішча элемента ў перыядычнай сістэме, а значыць, усе ўласцівасці атамаў гэтага элемента і яго злучэнняў.

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 абумоўлівае масу ядра і, такім чынам, масу ўсяго атама, паколькі маса электронаў складае нікчэмную частку агульнай масы атама.

Колькасць пратонаў Z , роўная атамнаму нумару элемента, і масавы лік A пазначаюць лікавымі індэксамі злева ад знака хімічнага элемента — ${}^A_Z\text{Э}$, напрыклад:



Большасць хімічных элементаў у прыродзе існуе ў выглядзе атамаў некалькіх тыпаў, напрыклад: $^{16}_8\text{O}$, $^{17}_8\text{O}$, $^{18}_8\text{O}$. Такія *атамы, якія маюць аднолькавую колькасць пратонаў у ядры, але розныя масавыя лікі, называюцца ізатопамі*.

Ізатопы любога элемента займаюць адно месца ў перыядычнай сістэме, паколькі ядры іх атамаў маюць аднолькавы дадатны зарад. Такім чынам, можна даць больш дакладнае азначэнне хімічнага элемента.

Хімічны элемент — від атамаў з аднолькавым зарадам ядра.

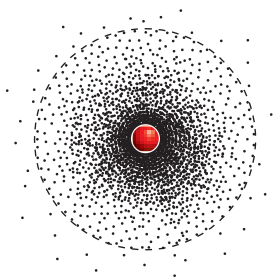
Паколькі большасць хімічных элементаў у прыродзе існуе ў выглядзе сумесі некалькіх ізатопаў з рознымі масавымі лікамі, то адносная атамная маса дадзенага элемента з'яўляецца ўсярэднянай велічынёй адносных атамных мас яго ізатопаў.

Усе змяненні, якія адбываюцца з атамамі ў ходзе хімічных рэакцый, з'яўляюцца вынікам змянення іх электроннай будовы. Электроны ў атаме знаходзяцца ў пастаянным руху вакол ядра. Паколькі ў такога руху адсутнічае пэўная траекторыя, для яго апісання выкарыстоўваецца своеасаблівая мадэль руху электрона вакол ядра — электроннае воблака (мал. 2). Электроннае воблака не мае дакладных меж, таму яго звычайна абмяжоўваюць умоўнай паверхняй, якая ахоплівае не менш за 90 % воблака. Такую вобласць каляядзернай прасторы, у якой найбольш верагодна знаходжанне дадзенага электрона, называюць атамнай арбіталлю.

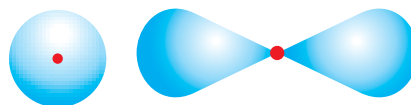
Арбіталі ў залежнасці ад энергіі электрона маюць розныя памеры і формы (мал. 3).

Акрамя руху вакол ядра, кожны электрон характарызуецца спінам (ад англ. *spin* — вярчэнне). Спрошчана spin можна ўявіць як вярчэнне электрона вакол уласнай восі па гадзіннікавай або супраць гадзіннікавай стрэлкі.

Электроны, маючы розную энергію, па-рознаму размяшчаюцца ў атаме. Электроны з большай энергіяй знаходзяцца далей ад ядра, і наадварот, электроны, якія маюць меншую энергію, рухаюцца ў асноўным паблізу ядра. Так



Мал. 2. Схема электроннага воблака



Мал. 3. Формы атамных арбіталей у шматэлектронным атаме

утвараюцца нібы слаі з электронаў з блізкімі значэннямі энергій, або энергетычныя ўзроўні.

Колькасць энергетычных узроўняў у атаме, на якіх знаходзяцца электроны, роўна нумару перыяду, у якім размяшчаецца хімічны элемент у перыядычнай сістэме.

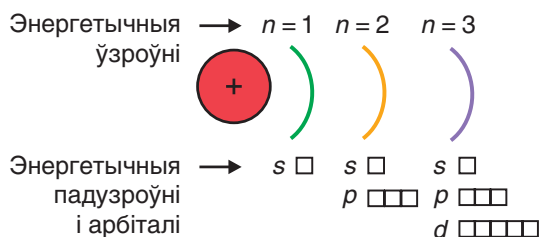
Кожны энергетычны ўзровень мае свой парадкавы нумар n ($n = 1, 2, 3 \dots$).

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. Энергетычныя падузроўні абазначаюцца літарамі s, p, d, f .

Колькасць падузроўняў на дадзеным энергетычным узроўні роўна нумару гэтага ўзроўню.

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) падузроўняў.

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. Агульная схема размеркавання электронаў па энергетычных узроўнях, падузроўнях і арбіталах прадстаўлена на малюнку 4. Энергетычныя ўзроўні ўмоўна намаляваны пранумараванымі дугамі розных колераў.



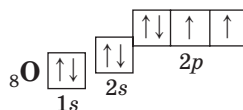
Мал. 4. Энергетычныя ўзроўні, энергетычныя падузроўні і атамныя арбіталі

Электронны ў залежнасці ад іх энергіі размяркоўваюцца па энергетычных узроўнях і падузроўнях у строга вызначаным парадку. Гэта размеркаванне выяўляецца з дапамогай **электронных канфігурацый**. Напрыклад, у кіслароду — элемента з атамным нумарам 8 — электронная канфігурацыя $1s^2 2s^2 2p^4$. У гэтым запісе вялікай лічбай абазначаецца нумар энергетычнага ўзроўню, затым ідзе лацінская літара, якая абазначае тып падузроўню ($s, p, d, \dots$). Лічба ўверсе справа паказвае колькасць электронаў на гэтым падузроўні.

Схематычна электронная будова атамаў адлюстроўваецца з дапамогай **электронна-графічных схем**, у якіх арбіталі прадстаўляюцца ў выглядзе клетак, а электроны — у выглядзе стрэлак. Напрыклад, электронна-графічная схема атама вадароду з электроннай канфігурацыяй $1s^1$ паказваецца так:

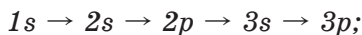


а ў атама кіслароду з электроннай канфігурацыяй $1s^2 2s^2 2p^4$ яна мае выгляд:



Пры складанні электронных канфігурацый і электронна-графічных схем атамаў неабходна выконваць шэраг правіл:

а) энергетычныя падузроўні запаўняюцца электронамі ў парадку павелічэння іх энергіі. Для атамаў элементаў першых трох перыядаў гэты парадак наступны:

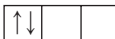
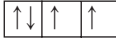


б) на кожнай арбіталі можа знаходзіцца не больш за два электроны з процілеглымі спінамі:



в) калі на энергетычным падузроўні ёсць некалькі арбіталей, то на кожнай з іх спачатку размяшчаецца па адным электроне. Калі ўсе арбіталі падузроўню аказваюцца занятымі, у кожную з іх дадаецца па другім электроне з процілеглым спінам.

Пакажам гэта на прыкладзе размяшчэння электронаў на трох арбіталях p -падузроўню (мал. 5).

Колькасць электронаў	Парадак размяшчэння электронаў	
	Правільна	Няправільна
2		
3		
4		

Мал. 5. Парадак размяшчэння электронаў на трох арбіталях p -падузроўню

Электронны знешняга энергетычнага ўзроўню звязаны з ядром слабей, чым астатнія, таму яны больш рухомыя. Яны абумоўліваюць хімічныя ўласцівасці дадзенага атама. Такія электроны называюць валентнымі. У атамаў элементаў А-груп колькасць валентных электронаў роўна нумару групы, абазначанаму рымскай лічбай. Такім чынам, можна зрабіць вывад: уласцівасці атамаў хімічных элементаў кожнай групы перыядычна паўтараюцца, бо перыядычна паўтараецца будова іх знешніх энергетычных узроўняў.

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.

З пункту гледжання сучаснай навукі атам не мае пэўных меж, таму ўмоўна яго форму лічаць шарападобнай, а характарыстыкай яго памеру з'яўляецца радыус атама. Радыус атама ў асноўным вызначаецца зарадам яго ядра, колькасцю энергетычных узроўняў і колькасцю электронаў на знешнім энергетычным узроўні. У атамаў элементаў А-груп з павелічэннем атамнага нумара расце колькасць энергетычных узроўняў і, такім чынам, павялічваецца радыусы атамаў (табл. 6). У перыядах па меры ўзрастання атамных нумароў элементаў зарады ядзер іх атамаў павялічваецца, з прычыны чаго ядры ўсё мацней прыцягваюць да сябе

электронны знешняга энергетычнага ўзроўню. Адбываецца своеасаблівае «сцісканне» атамаў, і іх радыусы памяншаюцца (табл. 7, с. 20).

Табліца 6. Змяненне розных характарыстык атамаў элементаў IVA-групы

Нумар перыяду	Сімвал элемента	Заряд ядра атама	Колькасць энергетычных узроўняў	Колькасць электронаў на знешнім энергетычным узроўні	Адносны памеры атамаў	Металічныя ўласцівасці	Неметалічныя ўласцівасці	Кіслотныя ўласцівасці гідраксідаў	Асноўныя ўласцівасці гідраксідаў
1	—	—	—	—	—	—	—	—	—
2	C	6+	2	4	○	Узмацняюцца ↓	Слабеюць ↓	Слабеюць ↓	Узмацняюцца ↓
3	Si	14+	3	4	○				
4	Ge	32+	4	4	○				
5	Sn	50+	5	4	○				
6	Pb	82+	6	4	○				

Характар змянення радыусаў атамаў у групх і перыядах абумоўлівае заканамернасці змянення металічных і неметалічных уласцівасцей атамаў элементаў, дакладней, іх простых рэчываў.

Узмацненне металічных уласцівасцей атамаў элементаў у групх з узростаннем атамнага нумара элемента звязана перш за ўсё з павелічэннем радыусаў іх атамаў, г. зн. з ростам колькасці энергетычных узроўняў. Адначасова ўзмацняюцца асноўныя ўласцівасці аксідаў і гідраксідаў гэтых элементаў.

У супрацьлегласць гэтаму неметалічныя ўласцівасці атамаў элементаў А-груп з павелічэннем зарадаў іх ядзер слабеюць, паколькі расце колькасць энергетычных узроўняў. Кіслотныя ўласцівасці аксідаў і гідраксідаў гэтых элементаў таксама слабеюць (табл. 6).

У малых перыядах з ростам зарадаў ядзер атамаў павялічваецца і колькасць электронаў на знешнім энергетычным 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. Аналагічна ў перыядзе з ростам зарадаў ядзер атамаў уласцівасці аксідаў і гідраксідаў змяняюцца ад асноўных да кіслотных (табл. 7).

Табліца 7. Змяненне розных характарыстык атамаў элементаў III перыяду

Нумар групы	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
Сімвал элемента	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Зарад ядра	11+	12+	13+	14+	15+	16+	17+	18+
Колькасць электронаў на знешнім энергетычным узроўні	1	2	3	4	5	6	7	8
Ступень акіслення ў вышэйшых аксідах	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7	—
Адносныя памеры атамаў								
Металічныя ўласцівасці	 Слабеюць							
Неметалічныя ўласцівасці	 Узмацняюцца							
Кіслотныя ўласцівасці гідраксідаў	 Узмацняюцца							
Асноўныя ўласцівасці гідраксідаў	 Слабеюць							

Пытанні і заданні

1. У ядрах атамаў хімічных элементаў змяшчаецца адпаведна 9, 24, 38, 78 і 86 пратонаў. Назавіце гэтыя элементы. Запішыце іх «адрасы» ў перыядычнай сістэме элементаў.
2. Вызначыце атамны нумар элемента, у якога масавы лік атама роўны 26, а колькасць нейтронаў у ядры — 14.
3. Назавіце састаў атамных ядзер ізатопаў:

а) $^{24}_{12}\text{Mg}$; $^{25}_{12}\text{Mg}$; $^{27}_{12}\text{Mg}$; б) $^{16}_8\text{O}$; $^{17}_8\text{O}$; $^{18}_8\text{O}$.

4. Як сучасная атамная тэорыя апісвае стан электрона ў атаме?
5. Складзіце электронныя схемы атамаў азоту, магнію, алюмінію, фосфару, аргону.
6. Што з'яўляецца прычынай перыядычнасці ўласцівасцей атамаў хімічных элементаў?
7. Як змяняюцца ўласцівасці вышэйшых аксідаў і адпаведных гідраксідаў у групах і перыядах? Складзіце іх формулы для элементаў IVA-групы і трэцяга перыяду.
8. Напішыце ўраўненні рэакцый вышэйшых аксідаў калію, кальцыю, фосфару і вугляроду з вадой.

§ 3. Хімічная сувязь

Практычна ўсе рэчывы ўяўляюць сабой злучэнні, якія складаюцца з атамаў двух ці большай колькасці хімічных элементаў. Выключэнне складаюць высакародныя газы — элементы VIIIA-групы. Іх простыя рэчывы складаюцца з аднаатамных малекул. У атамаў гэтых элементаў на знешнім энергетычным узроўні знаходзіцца максімальная магчымая колькасць электронаў — 2 у атама гелію **He** і па 8 у атамаў астатніх элементаў. Такі энергетычны ўзровень называецца завершаным і лічыцца самым устойлівым.

У атамаў астатніх элементаў знешнія энергетычныя ўзроўні з'яўляюцца незавершанымі, таму ў працэсе хімічнага ўзаемадзеяння атамы імкнуцца іх завяршыць, г. зн. набыць электронную будову атама бліжэйшага высакароднага газу. Такое ўзаемадзеянне, г. зн. злучэнне атамаў паміж сабой, называецца хімічнай сувяззю.

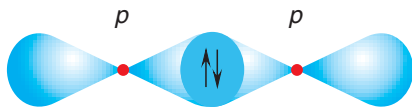
Хімічная сувязь — гэта ўзаемадзеянне, якое звязвае асобныя атамы ў больш складаныя сістэмы (малекулы, атамныя крышталі і інш.).

З курса хіміі 8-га класа вам ужо вядома, што хімічная сувязь мае электростатычную прыроду, г. зн. вызначаецца толькі сіламі прыцягнення часціц з рознаіменнымі зарадамі і адштурхвання часціц з аднолькавымі зарадамі. Пры ўтварэнні хімічнай сувязі заўсёды вылучаецца энергія.

У залежнасці ад спосабу дасягнення атамамі ўстойлівага электроннага стану адрозніваюць тры тыпы хімічнай сувязі: кавалентную, іонную і металічную.

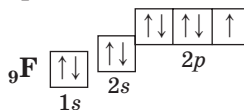
Кавалентная сувязь

Кавалентная сувязь узнікае паміж атамамі неметалаў. Разгледзім утварэнне кавалентнай сувязі паміж двума атамамі фтору ў малекуле F_2 .



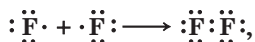
Мал. 6. Мадэль перакрывання p -электронных воблакаў двух атамаў фтору

У атама фтору з электроннай канфігурацыяй $1s^2 2s^2 2p^5$ на знешнім энергетычным узроўні ёсць сем электронаў, адзін з іх — няспараны:



Паколькі гэты электрон знаходзіцца на p -падузроўні, яго электроннае воблака мае форму аб'ёмнай «васьмёркі». Пры збліжэнні двух атамаў фтору p -электронныя аблогі іх няспараных электронаў перакрываюцца і паміж атамамі F утвараецца агульная электронная пара, або кавалентная сувязь (мал. 6).

Схема ўтварэння малекулы фтору з дапамогай электронных формул:



а структурная формула малекулы мае выгляд:

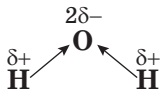


Кавалентная сувязь — гэта сувязь, якая ўзнікае ў выніку ўтварэння агульных электронных пар паміж двума атамамі.

Пры ўзаемадзеянні атамаў аднаго і таго ж хімічнага элемента агульная электронная пара размяшчаецца сіметрычна паміж абодвума ядрамі. Такая кавалентная сувязь называецца непалярнай. Яна ўласцівая малекулам простых рэчываў H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 , S_8 , P_4 і інш. Малекулы з непалярнымі кавалентнымі сувязямі называюць непалярнымі малекуламі.

Атамы, што ўзаемадзейнічаюць, могуць мець розныя значэнні электраадмоўнасці. У гэтым выпадку агульная электронная пара сувязі ссоўваецца ў бок атама больш электраадмоўнага элемента. Кавалентную сувязь, утвораную такім чынам, называюць палярнай. Чым большая рознасць значэнняў электраадмоўнасці абодвух атамаў, тым больш палярнай з'яўляецца хімічная сувязь паміж імі.

Прыкладам малекул з кавалентнай палярнай сувяззю з'яўляецца малекула вады. У ёй агульныя электронныя пары сувязей $H-O$ ссунуты да атама больш электраадмоўнага кіслароду. За кошт гэтага на атамах H узнікае частковы дадатны зарад δ^+ , а на атаме O — удвая большы частковы адмоўны зарад $2\delta^-$.



Паколькі з-за вуглавой будовы малекула вады мае два процілегла зараджаныя полюсы, яна з'яўляецца палярнай малекулай, або дыполем. Малекулу вады часта паказваюць або ў выглядзе шарастрыжанёвай мадэлі, або ў выглядзе дыполя (мал. 7).

Калі атамы злучаны паміж сабой адной агульнай электроннай парай, то такая кавалентная сувязь называецца адзінарнай. Але паміж двума атамамі можа ўзнікаць і больш сувязей. У такіх выпадках гавораць аб кратнасці сувязі, разумеючы пад гэтым тэрмінам колькасць электронных пар, якія ўдзельнічаюць ва ўтварэнні кавалентнай сувязі. Напрыклад, у малекуле кіслароду O_2 атомы злучаны паміж сабой падвойнай кавалентнай сувязцю:



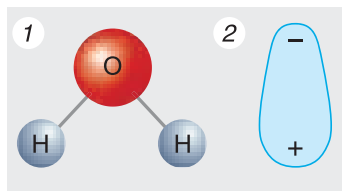
а ў малекуле азоту N_2 атомы злучаны паміж сабой патройнай кавалентнай сувязцю:



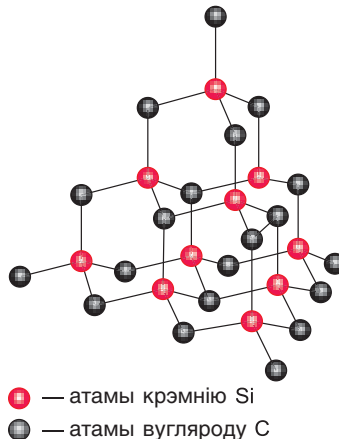
Крышталічныя структуры, якія складаюцца з атамаў, злучаных адзін з адным кавалентнымі сувязямі, называюцца атамнымі крышталімі або рэчывамі з атамнай крышталічнай рашоткай. Прыкладамі з'яўляюцца алмаз C , кварц SiO_2 , карбарунд SiC (мал. 8) і інш. Гэта рэчывы немалекулярнай будовы, для якіх характэрна высокая трываласць і цвёрдасць, высокія тэмпературы плаўлення і кіпення. Яны нерастваральныя ў вадзе, не маюць паху. Іншыя цвёрдыя рэчывы з кавалентнымі сувязямі ўяўляюць сабой малекулярныя крышталі, г. зн. з'яўляюцца злучэннямі з малекулярнай крышталічнай рашоткай.

Іонная сувязь

Пры значным адрозненні электраадмоўнасцей атамаў, напрыклад, натрыю і хлору агульная электронная пара, якая ўтвараецца паміж імі, практычна цалкам ссоўваецца ў бок больш электраадмоўнага атама Cl . У гэтым выпадку можна гаварыць аб поўным пераходзе электрона



Мал. 7. Малекула вады:
1 — шарастрыжанёвая мадэль, 2 — дыпол

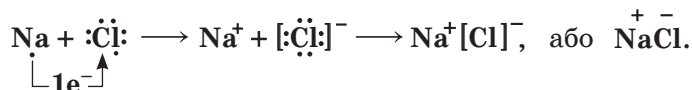


Мал. 8. Мадэль крышталічнай структуры карбарунду

ад атама металу да атама неметалу. Атам натрыю ў выніку страты электрона ператвараецца ў іон Na^+ , а атам хлору, далучыўшы электрон, ператвараецца ў іон Cl^- . Гэтыя процілеглыя зараджаныя іоны прыцягваюцца адзін да аднаго, і паміж імі ўзнікае хімічная сувязь, якая называецца іоннай сувяззю.

Іонная сувязь — гэта хімічная сувязь, якая ажыццяўляецца за кошт прыцягнення процілеглыя зараджаных іонаў.

Схема такога ўзаемадзеяння вам ужо знаёма:



Усе іонныя злучэнні з'яўляюцца цвёрдымі рэчывамі з іоннай крышталічнай рашоткай, у вузлах якой размешчаны дадатна і адмоўна зараджаныя іоны.

Кожны іон акружаны пэўнай колькасцю іонаў процілеглага зараду, і ўсе разам яны ўтвараюць іонны крышталі. Хімічная формула іоннага злучэння адлюстроўвае найбольш простыя (найменшыя) суадносіны паміж колькасцямі іонаў ва ўсім крышталі і ў кожнай формульнай адзінцы гэтага рэчыва. Прыкладамі іонных злучэнняў могуць служыць аксіды металаў (Al_2O_3 , CuO), шчолачы (KOH , Ca(OH)_2), солі (CaCl_2 , Na_2SO_4). Як правіла, яны з'яўляюцца цвёрдымі тугаплаўкімі рэчывамі, якія не маюць паху.

Металічная сувязь

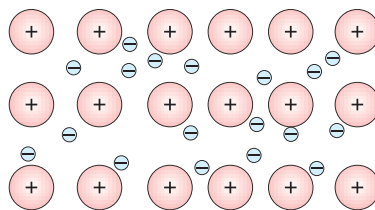
Як вынікае з самой назвы, металічная сувязь характэрна для простых рэчываў металаў, у якіх на знешнім энергетычным узроўні знаходзіцца невялікая колькасць валентных электронаў. Гэтыя электроны адрываюцца і свабодна перамяшчаюцца па ўсім крышталі металу:



Сукупнасць такіх электронаў называюць «электронным газам». Менавіта гэтыя электроны абумоўліваюць высокую электраправоднасць і цеплаправоднасць металаў, а таксама такія механічныя ўласцівасці, як коўкасць і пластычнасць.

Пры звычайных умовах усе металы (за выключэннем ртуці Hg) з'яўляюцца цвёрдымі крышталічнымі рэчывамі. У вузлах крышталічнай рашоткі металаў знаходзяцца дадатна зараджаныя іоны, паміж якімі перамяшчаюцца свабодныя электроны.

За кошт электростатычнага прыцягнення паміж дадатна зараджанымі іонамі металу і адмоўна зараджанымі свабоднымі электронамі ўзнікае трывалая хімічная сувязь, якая называецца металічнай. Паколькі электроны, якія ўдзельнічаюць у яе ўтварэнні, з'яўляюцца агульнымі адразу для ўсіх атамаў у крышталі металу, можна сказаць, што металічная сувязь з'яўляецца калектыўнай сувяззю (мал. 9).



Мал. 9. Схема будовы крышталя металу

Металічная сувязь — гэта сувязь паміж дадатна зараджанымі іонамі металаў з дапамогай абагульненых электронаў.

Абагульняючая інфармацыя аб разгледжаных тыпах хімічнай сувязі прыведзена ў табліцы 8.

Табліца 8. Тыпы хімічнай сувязі

Тыпы сувязі	Асаблівасці сувязі	Прыклады
Кавалентная сувязь — сувязь, якая ўзнікае ў выніку ўтварэння агульных электронных пар. Калі сувязь утворана адной агульнай парай, то такая сувязь лічыцца адзінарнай, двума — падвойнай, трыма — патройнай	Непалярная сувязь — агульная электронная пара размяшчаецца на аднолькавай адлегласці ад цэнтраў атамаў: $\text{H}\cdot + \cdot\text{H} \rightarrow \text{H}:\text{H}$	Утвараецца паміж атамамі з аднолькавай электраадмоўнасцю. Напрыклад: H_2 , N_2 , P_4 , O_3
	Палярная сувязь — агульная электронная пара зрушана да аднаго з атамаў, што прыводзіць да ўтварэння частковага дадатнага (δ^+) і частковага адмоўнага (δ^-) зарадаў: $\text{H}\cdot + \cdot\ddot{\text{Cl}}: \rightarrow \text{H}:\ddot{\text{Cl}}:, \text{ або } \overset{\delta^+}{\text{H}} \rightarrow \overset{\delta^-}{\text{Cl}}$	Утвараецца паміж атамамі з рознай электраадмоўнасцю. Напрыклад: HCl , NH_3 , SO_2
Іонная сувязь — гэта хімічная сувязь, якая ажыццяўляецца за кошт прыцягнення процілеглых зараджаных іонаў	У выніку поўнага пераходу электронаў ад атамаў металу да атамаў неметалу ўтвараюцца катыёны і аніёны, якія прыцягваюцца адзін да аднаго: $\text{Na} + :\ddot{\text{Cl}}: \rightarrow \text{Na}^+ + [\ddot{\text{Cl}}:]^- \rightarrow \text{Na}^+[\text{Cl}]^-, \text{ або } \overset{+}{\text{Na}} \overset{-}{\text{Cl}}$	Утвараецца паміж атамамі, электраадмоўнасці якіх значна адрозніваюцца, напрыклад паміж атамамі металаў і неметалаў: NaCl , KF , BaO

Канец табліцы

Тыпы сувязей	Асаблівасці сувязей	Прыклады
Металічная сувязь — гэта сувязь паміж дадатна зараджанымі іонамі металаў з дапамогай абагульненых электронаў	У спрошчаным выглядзе можна лічыць, што ў вузлах крышталічнай рашоткі знаходзяцца катыёны металаў, паміж якімі перамяшчаюцца свабодныя электроны	Утвараецца паміж атамамі металаў: Na, Cu, Fe

Міжмалекулярнае ўзаемадзеянне

Большасць малекул з'яўляюцца палярнымі і ўяўляюць сабой дыполі, якія здольны прыцягвацца адзін да аднаго. Такое прыцягненне называюць міжмалекулярным узаемадзеяннем. Міжмалекулярнае ўзаемадзеянне, як і хімічная сувязь, мае электростатычную прыроду. Аднак, у адрозненне ад хімічнай сувязі, яно значна слабейшае. Адною з разнавіднасцей міжмалекулярнага ўзаемадзеяння з'яўляецца вадародная сувязь.

Пры звычайных умовах рэчывы малекулярнай будовы знаходзяцца ў газападобным, вадкім або цвёрдым аграгатах станах. Многія з такіх рэчываў маюць пах, бо іх малекулы нават пры звычайных умовах могуць адрывацца ад крышталёў і пераходзіць у газападобны стан.

Пытанні і заданні

1. Якія рэчывы існуюць у форме свабодных атамаў? Растлумачце прычыну такой з'явы.
2. Чаму большасць атамаў у прыродзе існуе ў выглядзе розных злучэнняў?
3. Што ўяўляе сабой хімічная сувязь? Якія яе прырода і ўмовы ўтварэння?
4. Назавіце асноўныя тыпы хімічнай сувязі. Што агульнае яны маюць і якія адрозненні існуюць паміж імі?
5. Дайце азначэнне кавалентнай сувязі. Складзіце электронныя схемы ўтварэння кавалентнай сувязі ў малекулах Cl_2 , O_2 і N_2 .
6. Начарціце электронныя і структурныя формулы малекул H_2O , CH_4 , NH_3 , HBr .
7. Дайце азначэнне іоннай сувязі. Якія агульныя рысы і якія адрозненні ёсць у кавалентнай і іоннай сувязі?
8. З прапанаванага спіса выберыце формулы рэчываў з іоннай, кавалентнай палярнай і кавалентнай непалярнай сувяззю: BaCl_2 , H_2S , N_2 , HBr , CO_2 , Cl_2 , NaI .

2

Глава

РАСТВОРЫ. ТЭОРЫЯ ЭЛЕКТРАЛІТЫЧНАЙ ДЫСАЦЫЯЦЫІ

§ 4. Растворы як сумесі рэчываў

У прыродзе, у паўсядзённым жыцці, у прамысловасці мы сустракаем-ся са шматкампанентнымі сістэмамі, якія называюцца сумесямі рэчываў. З некаторымі з іх мы пазнаёміліся, вывучаючы хімію, фізіку і біялогію.

Мы часта гаворым: пена, эмульсія, раствор, аэразоль (рыс. 10). Што ж гэта? Гэта сумесі рэчываў, якія бываюць неаднароднымі і аднароднымі. Яны складаюцца з рэчываў, змешчаных як у аднолькавым, так і ў розных агрэгатных станах — цвёрдым (ц), вадкім (в) і газападобным (г). Пазнаёмімся з некаторымі неаднароднымі сумесямі (табл. 9).



Мал. 10. Аэразоль — туман

Табліца 9. Неаднародныя сумесі

Сумесі	Агрэгатны стан кампанентаў. Прыклады сумесей
Цвёрдыя сумесі	ц-ц: (граніт, палявы шпат, слюда, глеба); ц-г: (пемза, пенапласт)
Суспензіі	в-ц: у вадкасці размеркаваны часцінкі цвёрдага рэчыва (завісь мелу, пяску або гліны ў вадзе)
Эмульсіі	в-в: у вадкасці размеркаваны дробныя кропелькі іншай вадкасці, якая не змешваецца з першай (малако, маянэз)
Пены	в-г: у вадкасці размеркаваны бурбалкі газу (пена шампуня, мыла)
Аэразолі	г-ц: у газападобным рэчыве размеркаваны часцінкі цвёрдага рэчыва (дым, смог, фарбы ў аэразольнай упакоўцы); г-в: у газападобным рэчыве размеркаваны часцінкі вадкага рэчыва (туман)

Аднароднымі называюць такія сумесі, у якіх часцінкі нельга выявіць ні візуальна, ні з дапамогай аптычных прыбораў. Аднародныя сумесі звычайна называюць растворамі, паколькі ў любой частцы свайго аб'ёму маюць аднолькавы састаў. Растворы могуць быць вадкімі (водныя і няводныя), газападобнымі (газавыя сумесі), цвёрдымі (сплавы некаторых металаў). У газападобных растворах (сумесях газаў) назіраецца неабмежаваная ўзаемная растваральнасць газаў адзін у адным. Напрыклад, паветра з'яўляецца сумессю азоту, кіслароду, высакародных і вуглякіслага газаў.

Любы раствор змяшчае не менш за два кампаненты, адзін з якіх растваральнік, а другі — растваранае рэчыва. Колькасныя суадносіны растваральніка і растваранага рэчыва ў растворах могуць змяняцца ў шырокім інтэрвале значэнняў.

Растворы — гэта аднародныя ўстойлівыя сістэмы, якія складаюцца з двух або больш кампанентаў.

Самы ўніверсальны і самы распаўсюджаны ў прыродзе, быце і прамысловасці растваральнік — гэта вада. У ёй раствараюцца розныя цвёрдыя, вадкія і газападобныя рэчывы. Водныя растворы заўсёды празрыстыя і могуць доўга захоўвацца ў закрытых пасудзінах, калі раствараныя рэчывы не раскладаюцца. Растворы некаторых рэчываў маюць афарбоўку (мал. 11).

З чым жа звязана здольнасць вады раствараць розныя рэчывы? У чым заключаюцца асаблівасці вады як растваральніка? Для адказу на гэтыя пытанні ўспомнім, што малекулы вады з'яўляюцца дыполямі.

Як жа адбываецца працэс растварэння? Пры растварэнні цвёрдых рэчываў у вадзе (калі яны растваральныя) лёгка заўважыць, як паступова адбываецца памяншэнне колькасці цвёрдага рэчыва, часта да яго поўнага пераходу ў раствор. Цікава назіраць растварэнне, калі ў вадку апусціць 1–2 крышталікі марганцоўкі (мал. 12).



Мал. 11. Узоры раствораў розных рэчываў:
1 — сульфату медзі(II), 2 — нітрату нікелю(II), 3 — хларыду жалеза(III)

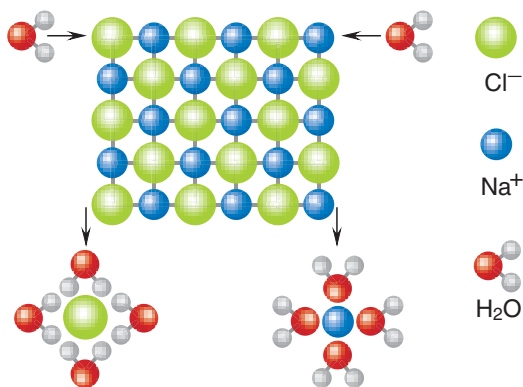


Мал. 12. Растварэнне перманганату калію ў вадзе

Бачна, як ад крышталікаў аддзяляюцца афарбаваныя струменьчыкі, а самі крышталікі памяншаюцца ў памеры. Відавочна, што рэчыва, якое раствараецца, разбурылася, і яго часцінкі размеркаваліся па ўсім аб'ёме раствору.

Якая ж роля вады ў працэсе растварэння? Яна заключаецца ў тым, што малекулы вады пры ўзаемадзеянні з раствараемым рэчывам «адрываюць» ад яго асобныя часцінкі і размяркоўваюць іх па ўсім аб'ёме раствору.

Малекулы вады ўтвараюць з часціцамі раствараемага рэчыва даволі трывалыя сувязі, спрыяючы тым самым разбурэнню структуры рэчыва (мал. 13).



Мал. 13. Схема разбурэння крышталю хларыду натрыю пад дзеяннем малекул вады

Часам малекулы вады звязаны з часціцамі раствораных рэчываў настолькі трывала, што сувязі паміж імі не разбураюцца нават пры вылучэнні гэтых рэчываў з раствораў. Напрыклад, пры асцярожным выпарванні раствора сульфату медзі(II) гэта соль выдзяляецца ў выглядзе крышталічнага рэчыва, якое змяшчае малекулы вады. Яго састаў выяўляецца формулай $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, з якой вынікае, што ў гэтым рэчыве мольная суадносіна солі і вады роўна 1 : 5. Такія цвёрдыя крышталічныя рэчывы, у састаў якіх уваходзяць малекулы вады, называюцца крышталегідратамі. Многія з іх маюць трывіяльныя (гістарычныя) назвы, напрыклад: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ — медны купарвас, $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — крышталічная сода. Кропка ў гэтых формулах з'яўляецца не знакам множання, а сімвалам таго, што соль і вада не проста змяшаныя, а хімічна звязаныя адна з адной.

Ці ўсе рэчывы аднолькава раствараюцца ў вадзе? Ці ўсе яны здольны ўтвараць растворы? З часоў алхіміі вядома «залатое правіла» — падобнае раствараецца ў падобным. Гэта значыць, што працэс растварэння залежыць перш за ўсё ад прыроды раствараемага рэчыва і растваральніка. Паколькі вада з'яўляецца палярным растваральнікам, то ў ёй лепш раствараюцца рэчывы з кавалентнымі палярнымі або іоннымі

сувязямі. Значыць, розныя рэчывы раствараюцца ў вадзе зусім не аднолькава. Здольнасць рэчываў растварацца, у тым ліку ў вадзе, называюць растваральнасцю.

Растваральнасць — максімальная маса рэчыва (у грамах), якое можна растварыць пры дадзенай тэмпературы ў растваральніку, у тым ліку ў вадзе, масай 100 г.

Па здольнасці растварацца ўсе рэчывы дзеляцца на тры групы: а) добра растваральныя; б) маларастваральныя; в) нерастваральныя. На форзацы 2 вучэбнага дапаможніка прыведзена табліца растваральнасці розных неарганічных рэчываў у вадзе. Уважліва разгледзьце табліцу і якая ахарактарызуе растваральнасць вядомых вам рэчываў: гідраксід натрыю NaOH , хларыд натрыю NaCl , сернай кіслаты H_2SO_4 , карбанату кальцыю CaCO_3 , сульфату кальцыю CaSO_4 .

Вядома, што растваральнасць большасці рэчываў далёка не бязмежная. Многія добра растваральныя рэчывы маюць мяжу растваральнасці. Напрыклад, пры $20\text{ }^\circ\text{C}$ у вадзе масай 100 г можна растварыць цукар масай не больш за 215 г або кухонную соль масай 36 г.



Своеасаблівым рэкардсменам па растваральнасці ў вадзе з'яўляецца хларыд сурмы(III) SbCl_3 — рэчыва, вядомае сярэднявечным алхімікам як сурмянае масла. Пры звычайных умовах у 100 г вады можна растварыць амаль 1000 г SbCl_3 . Яшчэ адзін уражлівы прыклад — фтарыд цэзію CsF : пры $0\text{ }^\circ\text{C}$ у 100 г вады раствараецца каля 530 г гэтага рэчыва.

Разбурэнне структуры рэчыва пры яго растварэнні звязана з разрывам хімічных сувязей паміж асобнымі часціцамі рэчыва. Натуральна, што для разрыву сувязей неабходна затраціць энергію. Таму не дзіўна, што пры растварэнні некаторых рэчываў тэмпература раствору паніжаецца. У гэтым можна пераканацца, растварыўшы ў вадзе нітрат амонію NH_4NO_3 або хларыд кальцыю CaCl_2 . Дакрануўшыся да шклянкі з прыгатаваным раствором, мы адчуем холад.



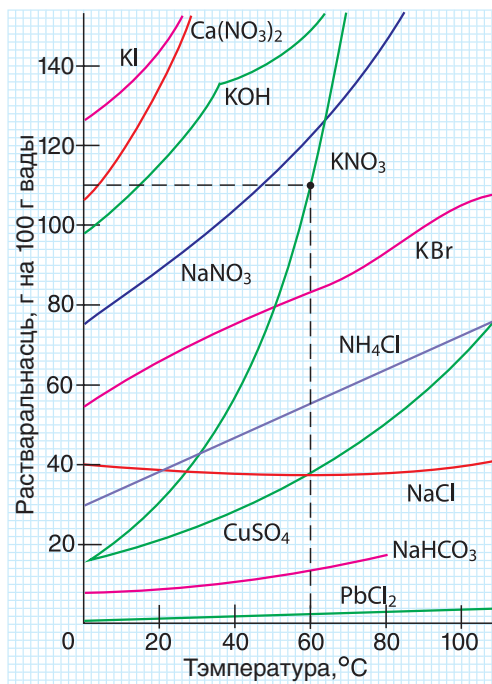
Першыя рэцэпты прыгатавання ахаладжальных сумесей яшчэ ў XVIII ст. прапанаваў расійскі вучоны Товій Ловіц. Ён выявіў, што сумесь з трох частак снегу і чатырох частак крышталічнага хларыду кальцыю дае паніжэнне тэмпературы да $-50\text{ }^\circ\text{C}$.

Аднак існуе нямала рэчываў, пры растварэнні якіх вылучаецца цеплата. Напрыклад, пры растварэнні ў вадзе сернай кіслаты H_2SO_4 вылучаецца столькі цеплаты, што вада можа закіпець. Вам вядома, што вылучэнне энергіі (у тым ліку цеплаты) адбываецца пры ўтварэнні хімічных сувязей. Відавочна, што пры растварэнні адбываецца ўтварэнне хімічных сувязей паміж часціцамі рэчыва, якое раствараецца, і малекуламі вады.

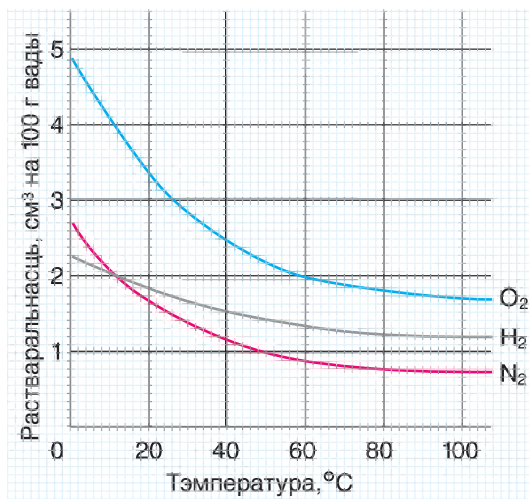
Фактары, якія ўплываюць на растваральнасць рэчываў

Растваральнасць большасці цвёрдых рэчываў у вадзе значна залежыць ад тэмпературы: як правіла, з павышэннем тэмпературы яна павялічваецца. Таму на практыцы для павелічэння растваральнасці часта рэкамендуюць падагрэць раствор. Уплыў тэмпературы на растваральнасць цвёрдых рэчываў зручна адлюстроўваць у выглядзе графікаў (мал. 14).

На гарызантальнай восі пазначаны значэнні тэмператур, пры якіх утвараецца насычаны раствор рэчыва. На вертыкальнай — максімальныя масы рэчываў, якія раствараюцца ў 100 г вады пры пазначаных тэмпературах. Гэтыя графікі, якія называюць **крывымі растваральнасці**, паказваюць, як змяняецца растваральнасць некаторых цвёрдых рэчываў са змяненнем тэмпературы. Па крывых растваральнасці можна вызначыць растваральнасць рэчыва пры рознай тэмпературы, выбраўшы адпаведны пункт. Напрыклад, растваральнасць нітрату калію KNO_3 пры 60°C складае 110 г у вадзе масай 100 г. Растваральнасць вадкасцей таксама звычайна павялічваецца з павышэннем тэмпературы. Што тычыцца газаў, то ў адрозненне ад цвёрдых і вадкіх рэчываў іх растваральнасць



Мал. 14. Залежнасць растваральнасці цвёрдых рэчываў ад тэмпературы



Мал. 15. Залежнасць растваральнасці газаў ад тэмпературы

раюць у вадзе пры павышаным ціску. Калі вы адкрываеце бутэльку з газіраванай вадой, ціск памяншаецца, растваральнасць вуглякіслага газу памяншаецца, і ён вылучаецца ў выглядзе бурбалак. Такім чынам, растваральнасць рэчываў у вадзе залежыць ад іх хімічнай прыроды, тэмпературы і ціску (для газаў).

Скорасць растварэння цвёрдых рэчываў у вадзе залежыць ад ступені іх здрабнення. Калі ўзяць для растварэння вялікія крышталі, напрыклад, меднага купарвасу і парашок гэтага рэчыва дакладна такой жа масы, то на практыцы можна лёгка пераканацца, што парашок растворуцца хутчэй. Плошча паверхні судакранання парашку з вадой значна большая, чым у крышталёў, і растварэнне парашку адбываецца хутчэй. Таму на практыцы для паскарэння працэсу растварэння раствараемыя рэчывы здрабняюць. Вынікам растварэння рэчываў у вадзе з'яўляецца ўтварэнне раствораў.

Агульная маса раствора ўяўляе сабой суму мас яго кампанентаў:

$$m(\text{раствору}) = m(\text{растваральніка}) + m(\text{раствараемага рэчыва}).$$

Сярод вадкіх раствораў адрозніваюць водныя і няводныя растворы, г. зн. аднародныя сістэмы, у якіх растваральнікам з'яўляецца вада або які-небудзь іншы вадкі растваральнік (напрыклад, спірт, ацэтон ці бензін).

з павышэннем тэмпературы памяншаецца (мал. 15).

У гэтым мы штодня пераконваемся пры кіпячэнні вады: разам з парамі вады вылучаюцца бурбалкі раствараных газаў — кіслароду, вуглякіслага газу. У вадзе, пазбаўленай растваранага кіслароду, немагчыма жыццё жывёл і раслін.

Ціск практычна не ўплывае на растваральнасць цвёрдых і вадкіх рэчываў, а растваральнасць газаў у вадзе пры павышэнні ціску ўзрастае. Гэту ўласцівасць газаў выкарыстоўваюць пры прыгатаванні газіраваных напояў: вуглякіслы газ раствараюць у вадзе пры павышаным ціску.

Па здольнасці растварацца ўсе рэчывы дзеляцца на: а) добра растваральныя; б) маларастваральныя; в) нерастваральныя.

Растваральнасць рэчываў залежыць ад прыроды растваральніка, прыроды раствараемага рэчыва, тэмпературы і ціску (для газаў).

Аднародныя ўстойлівыя сістэмы, якія складаюцца з двух або больш кампанентаў, называюць растворамі.

Асноўнымі кампанентамі раствору з'яўляюцца растваральнік і раствараемае рэчыва.

Пытанні і заданні

1. Прывядзіце прыклады выкарыстання вады як растваральніка:
а) у быце; б) у медыцыне.
2. Пералічыце фактары, якія ўплываюць на растваральнасць рэчываў у вадзе.
Прывядзіце адпаведныя прыклады.
3. Запішыце формулы рэчываў: сульфат кальцыю, нітрат медзі(II), фасфат магнію, хларыд жалеза(II), гідраксід натрыю, гідраксід жалеза(II), гідраксід кальцыю, серная кіслата, крэмніевая кіслата. Размяркуйце названыя рэчывы па групах:
а) растваральныя; б) нерастваральныя; в) маларастваральныя.
4. У вадзе аб'ёмам 1 дм^3 растварылі кісларод аб'ёмам $0,112\text{ дм}^3$ (н. у.).
Вызначыце масу прыгатаванага раствору.
5. Колькасць цеплаты, якая паглынаецца пры разрыве сувязей паміж часціцамі некаторага рэчыва, большая за колькасць цеплаты, якая вылучаецца пры ўтварэнні сувязей паміж гэтымі часціцамі і малекуламі вады. Зыходзячы з гэтага, растлумачце, як адбываецца працэс растварэння дадзенага рэчыва — з вылучэннем цеплаты або з яе паглыннаннем.
6. Чаму працэс вылучэння газу з газіраванай вады ўзмацняецца пры яе награванні і адкрыванні бутэлькі?
7. Карыстаючыся графікам, прыведзеным на малюнку 14 (с. 31), вызначыце максімальную масу нітрату калію, які можна растварыць у вадзе масай 200 г пры тэмпературы $10\text{ }^{\circ}\text{C}$. Якую максімальную масу хларыду натрыю можна растварыць у вадзе такой жа масы пры дадзеных умовах?
8. Маса раствору хларыду калію была роўна 300 г. Пасля поўнага выпарвання вады з гэтага раствору ўтварыўся сухі астатак масай 40 г. Разлічыце масу вады ў зыходным раствору.

Рыхтуем ся да алімпіяд

1. Харчовая сода інтэнсіўна рэагуе з воцатнай кіслатой CH_3COOH , утвараючы соль ацэтат натрыю, які выкарыстоўваецца для вырабу сагравальных «солевых грэлак». Калі з раствору гэтага рэчыва выпарыць частку вады і прыгатаваны насычаны раствор асцярожна астудзіць, можна атрымаць перасычаны раствор. Ён нават пры нязначным механічным уздзеянні імгненна крышталізуецца, ператвараючыся ў сумесь крышталёў. Гэты працэс суправаджаецца вылучэннем цеплаты — ад 264 да 289 кДж/кг. Раствумачце апісаныя працэсы.



Дамашні эксперымент

Параўнайце растваральнасць рэчываў, якія выкарыстоўваюцца ў быце: кухонная соль, цукар, харчовая сода. Эксперыментальна дакажыце, што іх растваральнасць павышаецца пры павышэнні тэмпературы. Пра метадку правядзення і вынікі даследавання раскажыце на ўроку.

§ 5. Якасныя характарыстыкі саставу раствораў

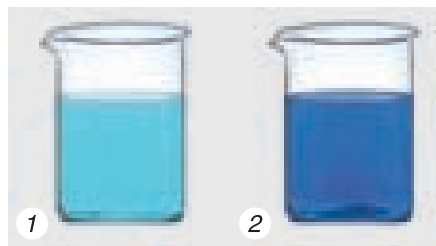
Найважнейшай асаблівасцю раствораў з'яўляецца тое, што іх састаў можа змяняцца ў даволі шырокім інтэрвале. Напрыклад, можна прыгатаваць некалькі раствораў кухоннай солі, у якіх на 100 г вады будуць прыходзіцца розныя масы NaCl .

Насычаныя і ненасычаныя растворы

Прыгатуем некалькі раствораў сульфату медзі(II). З графіка, прадстаўленага на малюнку 14 (с. 31), вынікае, што пры 20 °С растваральнасць CuSO_4 роўна 20 г. Гэта — максімальная маса дадзенай солі, якую пры названай тэмпературы можна растварыць у вадзе масай 100 г. Возьмем шклянку з вадой, маса якой роўна 100 г, і тры порцыі сульфату медзі(II) масай па 10 г. Унясём у шклянку першую порцыю солі і пасля перамешвання сумесі атрымаем празрысты раствор. Відавочна, што ў гэтым растворе вада «не насыцілася» сульфатам медзі(II) і можа растварыць яшчэ 10 г гэтай солі. Такі раствор называецца ненасычаным.

Раствор, у якім пры дадзенай тэмпературы яшчэ можа растварыцца дадатковая колькасць дадзенага рэчыва, называецца ненасычаным.

Унясём у прыгатаваны ненасычаны раствор другую порцыю CuSO_4 масай 10 г. Пры перамешванні гэта соль растворяецца, і ў шклянцы ўтвораецца новы раствор, у якім вада ўжо «насыцілася» солью. Такі раствор называецца насычаным. Калі да яго пры той жа тэмпературы дадаць трэцюю порцыю CuSO_4 , то яна не растворяецца нават пры працяглым перамешванні і застаецца на дне шклянкі ў выглядзе слоя крышталёў (мал. 16).



Мал. 16. Растворы сульфату медзі(II):
1 — ненасычаны,
2 — насычаны

Раствор, у якім дадзенае рэчыва пры дадзенай тэмпературы больш не раствараецца, называецца насычаным.

Паколькі цвёрдыя рэчывы адрозніваюцца па сваёй растваральнасці, у іх насычаных растворах на адну і тую ж масу вады прыпадаюць розныя масы гэтых рэчываў. Разгледзім гэта на прыкладах двух цвёрдых рэчываў — фтарыду кальцыю і хларыду кальцыю. Хаця фтарыд кальцыю CaF_2 лічыцца практычна нерастваральным, усё ж некаторая, зусім нязначная частка гэтай солі пры кантакце з вадой пераходзіць у раствор. Пры тэмпературы $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ у вадзе масай 100 г максімальна раствараецца 0,0016 г дадзенай солі, і такі раствор ужо з'яўляецца насычаным. А вось хларыду кальцыю CaCl_2 у такіх жа ўмовах для ўтварэння насычанага раствора патрабуецца 74,5 г.

З прычыны рознай растваральнасці газаў у вадзе іх утрыманне ў насычаных растворах можа моцна адрознівацца. Так, напрыклад, для атрымання насычаных пры $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ раствораў у вадзе масай 100 г можна растварыць аміяк NH_3 масай 87,5 г, а кісларод O_2 — масай усяго 0,007 г.

Некаторыя вадкія рэчывы раствараюцца ў вадзе неабмежавана, г. зн. змешваюцца з вадой у любых суадносінах. Да іх можна аднесці вадатную кіслату, спірт, серную кіслату. Зразумела, што такія рэчывы не ўтвараюць насычаныя растворы.

Паняцці «насычаны» і «ненасычаны» растворы цесна звязаны з тэмпературай. Адзін і той жа раствор пры адной тэмпературы можа быць ненасычаным, а пры іншай — насычаным. Гэта адносіцца да водных раствораў цвёрдых рэчываў, а таксама да вадкіх і газападобных.

Звернемся да малюнка 14 (с. 31), на якім паказаны крывыя растваральнасці цвёрдых рэчываў. Звярніце ўвагу, што крывая лінія, якая паказвае залежнасць растваральнасці кухоннай солі ад тэмпературы, амаль гарызантальная. Такім чынам, змяненне тэмпературы нязначна ўплывае на растваральнасць NaCl . У той жа час крывая растваральнасці нітрату натрыю пры павышэнні тэмпературы рэзка паднімаецца. Такім чынам, насычаны раствор NaNO_3 , прыгатаваны, напрыклад, пры 10°C , пры павышэнні тэмпературы стане ненасычаным, і ў ім можна будзе растварыць дадатковую колькасць названай солі.

Насычаны раствор можна ператварыць у ненасычаны не толькі награваннем, але і дадаваннем вады. І наадварот, ненасычаныя растворы можна перавесці ў насычаныя:

- а) астуджэннем;
- б) выпарваннем вады з раствору;
- в) растварэннем дадатковай колькасці рэчыва.

Разбаўленыя і канцэнтраваныя растворы

Для якаснай характарыстыкі раствораў шырока выкарыстоўваюцца таксама паняцці «канцэнтраваны раствор» і «разбаўлены раствор» (мал. 17).

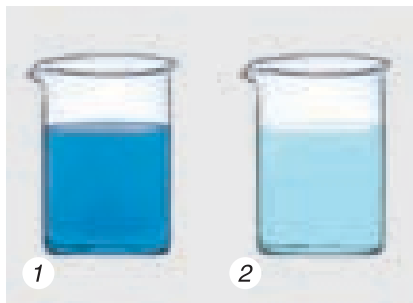
Раствор, у якім утрыманне растваранага рэчыва намнога большае за ўтрыманне растваральніка, называецца канцэнтраваным.

Слова «канцэнтрацыя» ў перакладзе з лацінскага азначае «засяроджанне».

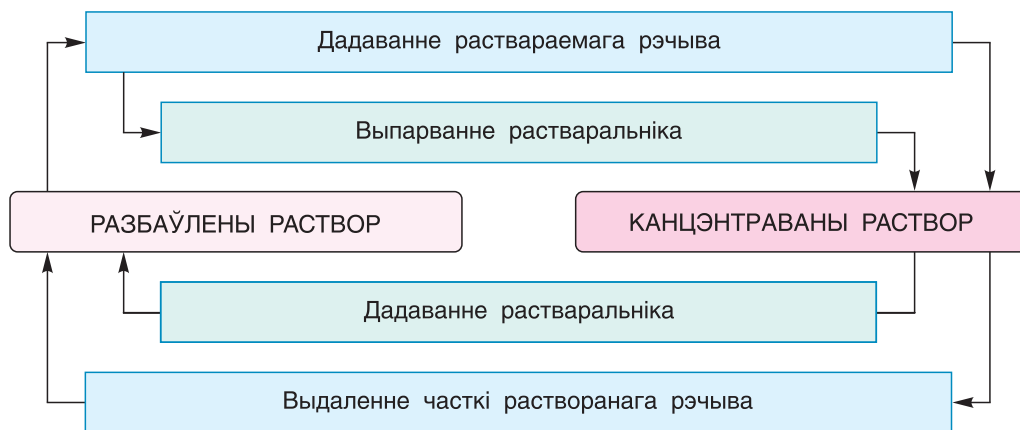
Канцэнтраваным з'яўляецца, напрыклад, раствор, прыгатаваны растварэннем цукру масай 102 г у вадзе масай 100 г.

Раствор, у якім утрыманне растваранага рэчыва намнога меншае за ўтрыманне растваральніка, называецца разбаўленым.

У звычайным жыцці, як і ў хімічнай лабараторыі, часта ўзнікае неабходнасць змянення ўтрымання растварана-



Мал. 17. Растворы: 1 — канцэнтраваны, 2 — разбаўлены



Мал. 18. Спосабы змянення ўтрымання растваранага рэчыва ў раствору

га рэчыва (як памяншэння, так і павелічэння) у раствору. Гэтага можна дасягнуць чатырма спосабамі, паказанымі на малюнку 18.

Цяжэй за ўсё ажыццявіць выдаленне часткі растваранага рэчыва. Але калі моцна астудзіць канцэнтраваны раствор, то частка растваранага рэчыва можа выпасці ў асадак з-за памяншэння растваральнасці гэтага рэчыва пры больш нізкай тэмпературы.

Канцэнтраваны раствор можа быць як насычаным, так і ненасычаным. Разгледзім гэта на прыкладзе раствораў цукру, растваральнасць якога пры 20 °С роўна 204 г на 100 г вады. Калі ў першай порцыі вады масай 100 г пры названай тэмпературы растварыць цукар масай 204 г, а ў другой — масай 150 г, то прыгатаваныя растворы будуць канцэнтраванымі, але першы з іх будзе насычаным, а другі — ненасычаным. З другога боку, насычаны раствор можа быць як канцэнтраваным, так і разбаўленым. Пераканаемся ў гэтым на прыкладах раствораў нітрату амонію і сульфату кальцыю, растваральнасць якіх пры 20 °С роўна 191 г і 0,2 г на 100 г вады. Калі ў адной порцыі вады масай 100 г пры названай тэмпературы растварыць нітрат амонію масай 191 г, а ў другой — сульфат кальцыю масай 0,2 г, то прыгатаваныя растворы будуць насычанымі, але першы з іх будзе канцэнтраваным, а другі — разбаўленым.

Растворы знаходзяць шырокае практычнае прымяненне ва ўсіх сферах дзейнасці чалавека, у тым ліку ў прамысловасці і ў сельскай гаспадарцы, у медыцыне і ў быце. Пры выкарыстанні раствораў важна ведаць

не толькі іх якасныя, але і колькасныя характарыстыкі, пра якія мы раскажам у наступным параграфі.

Растворы бываюць насычанымі і ненасычанымі.

Раствор, у якім утрыманне раствараэца рэчыва намнога большае за ўтрыманне растваральніка, называецца канцэнтраваным.

Раствор, у якім утрыманне раствараэца рэчыва намнога меншае за ўтрыманне растваральніка, называецца разбаўленым.

Пытанні і заданні

1. Якія растворы называюцца канцэнтраванымі? Прывядзіце прыклады такіх раствораў. Якім спосабам можна змяніць утрыманне раствараэца рэчыва ў такіх растворах?
2. Назавіце два спосабы ператварэння насычанага раствора ў ненасычаны раствор.
3. Да разбаўленага раствора кухоннай солі ў вадзе пры пастаяннай тэмпературы дадавалі соль да таго часу, пакуль яна не перастала растварацца. Дайце характарыстыку прыгатаванаму раствору.
4. Насычаны пры 60°C раствор солі астудзілі да пачатку выпадзення крышталёў. Насычаным ці ненасычаным з'яўляецца раствор над крышталямі, якія ўтварыліся?
5. Як вы разумееце выраз «Рэчыва неабмежавана раствараецца ў вадзе»? Ці можна прыгатаваць насычаны раствор воцату ў вадзе?
6. Знайдзіце правільныя адказы да сцвярджэння: «Да насычанага пры 20°C раствору солі дадалі: 1) ваду, 2) соль». Пры гэтым:
 - а) павялічылася маса растваральніка;
 - б) павялічылася маса раствора;
 - в) павялічылася маса раствараэца рэчыва;
 - г) раствор стаў ненасычаным.
7. Растваральнасць хларыду марганцу(II) пры 20°C роўна 73,9 г на 100 г вады. Разлічыце масу раствора гэтай солі, насычанага пры названай тэмпературы, калі для яго прыгатавання была выкарыстана вада масай 250 г.
8. Выкарыстаўшы інфармацыю з малюнка 14 (с. 31), вызначыце, ці з'яўляецца насычаным раствор нітрату натрыю, прыгатаваны растварэннем 60 г гэтай солі ў вадзе масай 100 г пры 30°C .

Рыхтуемца да алімпіяд

1. Разлічыце масу асадку, які вылучыцца з насычанага пры 70°C раствору нітрату калію масай 250 г пры астуджэнні яго да 20°C . Для рашэння задачы карыстайцеся інфармацыяй з малюнка 14 (с. 31).

§ 6. Колькасныя характарыстыкі саставу раствораў. Масавая доля растваранага рэчыва

Мы пазнаёміліся з якаснымі характарыстыкамі вадкіх раствораў. Аднак паняццяў «насычаны» ці «ненасычаны», «разбаўлены» ці «канцэнтраваны» недастаткова для дакладнай характарыстыкі саставу раствораў.

Пры выкарыстанні раствораў у хімічных лабараторыях, у медыцыне, на вытворчасці, у быце заўсёды неабходна ўяўляць канкрэтна, колькі растваранага рэчыва знаходзіцца ў дадзенай порцыі раствору.

Масавая доля растваранага рэчыва

Дакладны колькасны састаў раствораў можна выразіць рознымі спосабамі. Адным з найбольш распаўсюджаных спосабаў з'яўляецца вызначэнне масавай долі растваранага рэчыва.

Масавая доля растваранага рэчыва — гэта велічыня, роўная адносіне масы растваранага рэчыва да масы раствору.

$$w(\text{р-ва}) = \frac{m(\text{р-ва})}{m(\text{р-ру})},$$

дзе: $w(\text{р-ва})$ — масавая доля растваранага рэчыва;

$m(\text{р-ва})$ — маса растваранага рэчыва;

$m(\text{р-ру})$ — маса раствору.

З курса хіміі 7-га класа вам ужо знаёма паняцце «масавая доля кампанента сумесі». Масавая доля растваранага рэчыва таксама з'яўляецца адносінай аднатыпных велічынь, таму не мае размернасці. Яна звычайна выражаецца ў долях адзінкі або ў працэнтах, паказваючы, якую долю ад агульнай масы раствору складае маса растваранага рэчыва.

Напрыклад, калі ў раствору масай 200 г змяшчаецца соль нітрат калію KNO_3 масай 40 г, то масавая доля растваранага рэчыва ў такім раствору роўна:

$$w(\text{KNO}_3) = \frac{40 \text{ г}}{200 \text{ г}} = 0,2, \text{ або } 20 \, \%. .$$

Фактычна масавая доля (у %) паказвае масу (г) растваранага рэчыва, якое змяшчаецца ў раствору масай 100 г.

Напрыклад, калі ў водным растворе сернай кіслаты H_2SO_4 яе масавая доля роўна 40 %, то гэта азначае, што ў растворе масай 100 г змяшчаецца кіслата масай 40 г і вада масай 60 г ($100 \text{ г} - 40 \text{ г} = 60 \text{ г}$).

Паколькі маса раствору роўна суме мас растваральніка $m(\text{р-ка})$ і растваранага рэчыва $m(\text{р-ва})$, то формулу для разліку масавай долі можна запісаць больш дэталёва:

$$w(\text{р-ва}) = \frac{m(\text{р-ва})}{m(\text{р-ка}) + m(\text{р-ва})}.$$



Колькасны састаў раствораў выражаецца не толькі велічынёй масавай долі растваранага рэчыва, але і многімі іншымі спосабамі. Напрыклад, для выражэння саставу вадкіх і газападобных раствораў часта выкарыстоўваюць малярную канцэнтрацыю растваранага рэчыва. Яна абазначаецца літарай c і ўяўляе сабой адносіну хімічнай колькасці растваранага рэчыва да аб'ёму раствору: $c(X) = \frac{n(X)}{V(\text{р-ру})}$. Адзінка малярнай канцэнтрацыі — моль/дм³.

Разгледзім некалькі прыкладаў разлікаў з выкарыстаннем масавай долі растваранага рэчыва.

Прыклад 1. У растворе масай 500 г змяшчаецца нітрат натрыю NaNO_3 масай 25 г. Вызначыце масавую долю нітрату натрыю ў гэтым растворе.

Дадзена:

$$m(\text{р-ру}) = 500 \text{ г}$$

$$m(\text{NaNO}_3) = 25 \text{ г}$$

$$w(\text{NaNO}_3) = ?$$

Рашэнне

Спосаб 1

Вылічым масавую долю нітрату натрыю ў растворе:

$$w(\text{NaNO}_3) = \frac{m(\text{NaNO}_3)}{m(\text{р-ру})} = \frac{25 \text{ г}}{500 \text{ г}} = 0,05, \text{ або } 5 \, \%.$$

Спосаб 2

Вызначым масу растваранага рэчыва ў растворе масай 100 г шляхам разважання:

у растворе масай 500 г змяшчаецца NaNO_3 масай 25 г,

у растворе масай 100 г змяшчаецца NaNO_3 масай x ,

$$\frac{500}{100} = \frac{25}{x}; \quad 500 \cdot x = 25 \cdot 100, \text{ адкуль } x = 5 \text{ г.}$$

Маса растваранага рэчыва (г), якое змяшчаецца ў раствору масай 100 г, адпавядае масавай долі гэтага рэчыва (у %). Значыць, $w(\text{NaNO}_3) = 5\%$.

Адказ: масавая доля нітрату натрыю ў раствору роўна 5 %.

Прыклад 2. У вадзе масай 40 г растварылі цукар масай 10 г. Вызначыце масавую долю цукру ва ўтвораным раствору.

Дадзена:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 40 \text{ г}$$

$$m(\text{цукру}) = 10 \text{ г}$$

$$w(\text{цукру}) = ?$$

Рашэнне

1. Разлічым масу прыгатаванага раствору:

$$\begin{aligned} m(\text{р-ру}) &= m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{цукру}) = \\ &= 40 \text{ г} + 10 \text{ г} = 50 \text{ г}. \end{aligned}$$

2. Вылічым масавую долю цукру ў раствору:

$$w(\text{цукру}) = \frac{m(\text{цукру})}{m(\text{р-ру})} = \frac{10 \text{ г}}{50 \text{ г}} = 0,2, \text{ або } 20\%.$$

Адказ: $w(\text{цукру}) = 20\%$.

Прыклад 3. Разлічыце масы хларыду калію і вады, неабходных для прыгатавання раствору масай 300 г з масавай доляй растваранага рэчыва, роўнай 10 %.

Дадзена:

$$m(\text{р-ру}) = 300 \text{ г}$$

$$w(\text{KCl}) = 10\%, \text{ або } 0,1$$

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

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

Рашэнне

Способ 1

1. Вылічым масу солі KCl, неабходнай для прыгатавання раствору:

$$w(\text{KCl}) = \frac{m(\text{KCl})}{m(\text{р-ру})}; \quad m(\text{KCl}) = w(\text{KCl}) \cdot m(\text{р-ру});$$

$$m(\text{KCl}) = 0,1 \cdot 300 \text{ г} = 30 \text{ г}.$$

2. Разлічым масу вады, неабходнай для прыгатавання раствору:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{р-ру}) - m(\text{KCl}) = 300 \text{ г} - 30 \text{ г} = 270 \text{ г}.$$

Способ 2

1. Паколькі масавая доля растваранага рэчыва роўна 10 %, у раствору масай 100 г змяшчаецца растваранае рэчыва масай 10 г. Зыходзячы з гэтага складзём прапарцыю:

у раствору масай 100 г змяшчаецца KCl масай 10 г,

у раствору масай 300 г змяшчаецца KCl масай x ,

$$\frac{100}{300} = \frac{10}{x}; 100 \cdot x = 300 \cdot 10, \text{ адкуль } x = 30 \text{ г (KCl)}.$$

2. Вылічым масу вады, неабходнай для прыгатавання раствору:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{р-ру}) - m(\text{KCl}) = 300 \text{ г} - 30 \text{ г} = 270 \text{ г}.$$

Адказ: для прыгатавання раствору масай 300 г з масавай доляй хларыду калію KCl, роўнай 10 %, неабходна ўзяць соль масай 30 г і ваду масай 270 г.

Прыклад 4. Разлічыце масу вады, якую неабходна дадаць да раствору гідраксиду калію масай 200 г з масавай доляй растваранага рэчыва, роўнай 12 %, для прыгатавання новага раствору, у якім масавая доля растваранага рэчыва складзе 5 %.

Дадзена:

$$m_1(\text{р-ру}) = 200 \text{ г}$$

$$w_1(\text{KOH}) = 12 \%, \text{ або } 0,12$$

$$w_2(\text{KOH}) = 5 \%, \text{ або } 0,05$$

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

Рашэнне

1. Вылічым масу KOH, які змяшчаецца ў першым раствору

$$m(\text{KOH}) = m_1(\text{р-ру}) \cdot w_1(\text{KOH}) = 200 \text{ г} \cdot 0,12 = 24 \text{ г}.$$

2. Паколькі гэтая ж маса KOH (24 г) будзе змяшчацца і ў другім раствору, вылічым масу гэтага раствору:

$$m_2(\text{р-ру}) = \frac{m(\text{KOH})}{w_2(\text{KOH})} = \frac{24 \text{ г}}{0,05} = 480 \text{ г}.$$

3. Разлічым масу вады, якую неабходна дадаць да першага раствору для прыгатавання другога раствору масай 480 г:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m_2(\text{р-ру}) - m_1(\text{р-ру}) = 480 \text{ г} - 200 \text{ г} = 280 \text{ г}.$$

Адказ: для прыгатавання другога раствору з масавай доляй KOH, роўнай 5 %, да зыходнага раствору неабходна дадаць ваду масай 280 г.



Найбуйнейшым вытворцам стэрыльных раствораў у Беларусі з'яўляецца ААТ «Нясвіжскі завод медыцынскіх прэпаратаў». У асартыменце прадпрыемства каля 40 найменняў лекавых сродкаў, якія змяшчаюць растворы глюкозы, хларыду калію, гідракарбанату натрыю і іншыя. Прадпрыемства мае сучаснае, цалкам аўтаматызаванае абсталяванне, якое адпавядае сусветным стандартам і па тэхналогіі, і па якасці.

Масавая доля растваранага рэчыва — гэта велічыня, роўная адносіне масы растваранага рэчыва да масы раствору.

Масавая доля (у %) адпавядае масе (г) растваранага рэчыва, якое змяшчаецца ў раствору масай 100 г.

Пытанні і заданні

1. Для чаго патрэбны дакладныя колькасныя характарыстыкі саставу раствораў? Што паказвае масавая доля растваранага рэчыва?
2. Для падкормкі раслін іх перыядычна паліваюць растворамі азотных угнаенняў, напрыклад натрыевай салетры (нітрату натрыю). Для прыгатавання такога раствора ў адным вядры вады (10 дм^3) неабходна растварыць адну сталовую лыжку (17 г) салетры. Разлічыце масавую долю солі ў такім раствору.
3. Для прыгатавання расолу для марынавання агуркоў патрабуецца раствор кухоннай солі з масавай доляй NaCl , роўнай 7%. Разлічыце аб'ём вады і масу кухоннай солі, неабходных для прыгатавання расолу на 2 трохлітровыя слоікі агуркоў, калі на адзін слоік патрабуецца прыкладна 1,7 кг расолу.
4. Пры выпарванні раствора фасфату калію масай 150 г атрымалі цвёрды астатак масай 30 г. Чаму была роўна масавая доля K_3PO_4 у раствору?
5. Разлічыце масу воцатнай кіслаты, якая змяшчаецца ў сталовым воцаце масай 500 г, калі масавая доля кіслаты ў ім роўна 9%.
6. Да раствора масай 150 г з масавай доляй нітрату натрыю, роўнай 0,2, дадалі сухі NaNO_3 масай 35 г. Разлічыце масавую долю (у %) нітрату натрыю ў прыгатаваным раствору.
7. Да раствора сульфату натрыю масай 200 г з масавай доляй солі, роўнай 0,225, дадалі ваду масай 250 г. Чаму роўна масавая доля сульфату натрыю ў новым раствору?
8. З раствора сульфату медзі(II) масай 340 г з масавай доляй солі, роўнай 12%, выпарылі ваду масай 140 г. Чаму роўна масавая доля солі (у %) у новым раствору?

Рыхтуемца да алімпіяд

1. У вадзе аб'ёмам 700 см^3 растварылі медны купарвас масай 25 г. Аб'ём раствору істотна не змяніўся. Разлічыце:
 - а) масавую долю сульфату медзі(II);
 - б) малярную канцэнтрацыю сульфату медзі(II);
 - в) масу вады ў раствору.

Практычная работа 1

Прыгатаванне раствору з зададзенай масавай доляй растваранага рэчыва

Мэта работы: пазнаёміцца са спосабам прыгатавання раствору з зададзенай масавай доляй растваранага рэчыва; замацаваць веды аб колькасным выражэнні саставу раствораў; паўтарыць асноўныя правілы паводзін і работы ў хімічнай лабараторыі.

Абсталяванне і рэактывы: вагі і разнавагі, мерны цыліндр, колба; вада, рэчывы, пазначаныя ў картках з заданнямі (на выбар настаўніка).

Выконвайце правілы бяспечных паводзін!

Выкананне работы

Атрымайце картку з заданнем, уважліва прачытайце яго.

Заданне 1. Прыгатаванне раствору з зададзенай масавай доляй растваранага рэчыва.

а) Разлічыце масы рэчыва і вады, неабходныя для прыгатавання раствору з зададзенай масай і масавай доляй растваранага рэчыва.

б) Узважце рэчыва і акуратна ўнясіце яго ў колбу.

в) Адмерайце мерным цыліндрам патрэбны аб'ём вады, арыентуючыся па ніжнім меніску вадкасці. Паколькі шчыльнасць вады роўна 1 г/см^3 , то аб'ём вады (см^3) лікава роўны яе масе.

г) Адмераную порцыю вады прыліце ў колбу з рэчывам і змяшайце да яго поўнага растварэння.

Заданне 2. Разбаўленне прыгатаванага раствору.

а) Адмерайце мерным цыліндрам вадку аб'ёмам 30 см^3 (гэта будзе 30 г) і прыліце яе да раней прыгатаванага раствору. Павялічылася ці паменшылася пры гэтым масавая доля растваранага рэчыва ў раствору?

б) Разлічыце масавую долю растваранага рэчыва ў раствору пасля яго разбаўлення.

Заданне 3. Павелічэнне масавай долі растваранага рэчыва.

а) Узважце дадатковую порцыю рэчыва.

б) Акуратна ўнясіце яе ў колбу з раней прыгатаваным раствором. Змесціва колбы змяшайце да поўнага растварэння дабаўленага рэчыва. Як змянілася масавая доля рэчыва ў раствору?

Пацвердзіце ваша сцвярджэнне разлікам.

§ 7. Электралітычная дысацыяцыя рэчываў у растворах

Яшчэ ў пачатку XIX ст. вучоныя зрабілі важнае назіранне: электрычны ток праводзяць не толькі металы, але і растворы многіх рэчываў, напрыклад воцатнай кіслаты, кухоннай солі і інш.

Электраліты і неэлектраліты

Электраправоднасць раствору можна вызначыць з дапамогай прыбора, паказанага на малюнку 19.

Пры апусканні электродаў у дыстыляваную ваду лямпачка не загараецца. Чыстая вада не праводзіць электрычны ток. Не праводзіць ток і сухая кухонная соль NaCl , калі ў яе апусціць электроды. Водны раствор або расплаў гэтай жа солі праводзяць электрычны ток. Можна зрабіць выснову, што ў растворы або расплаве ёсць носьбіты электрычнага току — зараджаныя часціцы.

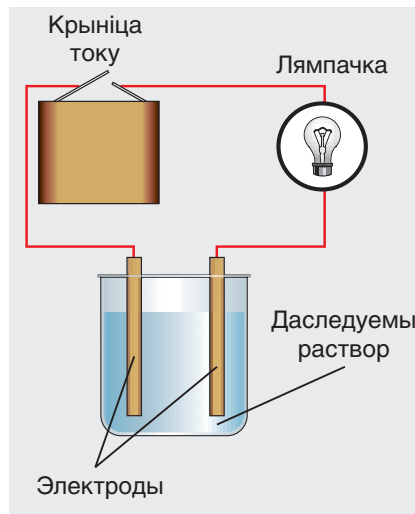
Рэчывы, водныя растворы або расплавы якіх праводзяць электрычны ток, называюцца электралітамі.

Да электралітаў адносяцца рэчывы з іонным тыпам сувязі: солі (NaCl , KNO_3 , AlBr_3 і інш.) і асновы (NaOH , KOH , Ba(OH)_2 , LiOH і інш.).

Электралітамі з'яўляюцца і многія кіслоты (HCl , HNO_3 , H_2SO_4 , HI і інш.) — рэчывы з кавалентнымі палярнымі сувязямі.

Рэчывы, водныя растворы або расплавы якіх не праводзяць электрычны ток, называюцца неэлектралітамі.

Да неэлектралітаў адносіцца большасць арганічных рэчываў, напрыклад цукроза, спірт, гліцэрына і інш. У водных растворах гэтых рэчываў няма носьбітаў электрычнага току — зараджаных часціц.



Мал. 19. Схема прыбора для вывучэння электраправоднасці раствораў

Чаму растворы электралітаў праводзяць электрычны ток? Для адказу на гэта пытанне шведскі вучоны Свантэ Арэніус у 1887 г. дэтальна вывучыў паводзіны рэчываў у водных растворах і прапанаваў тэорыю, якая атрымала назву «тэорыя электралітычнай дысацыяцыі». Тэрмін «дысацыяцыя» паходзіць ад лацінскага слова *dissociatio* — раз'яднанне, распад.

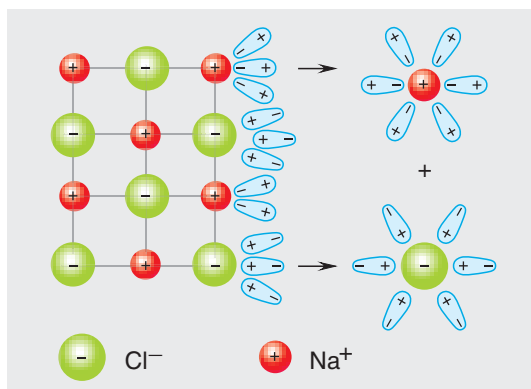
Сутнасць тэорыі электралітычнай дысацыяцыі можна выразіць наступным палажэннем.

Электраліты ў растворах і расплавах дысацыіруюць (распадаюцца) на рознаіменна зараджаныя часціцы — іоны.

Дысацыяцыя электралітаў з іонным і кавалентным тыпамі хімічнай сувязі адбываецца па-рознаму.

Дысацыяцыя злучэнняў з іонным тыпам сувязі

У вузлах крышталічных рашотак іонных злучэнняў знаходзяцца дадатна і адмоўна зараджаныя іоны. Дысацыяцыю электралітаў гэтага тыпу разгледзім на прыкладзе дысацыяцыі хларыду натрыю NaCl . Яна ажыццяўляецца за кошт узаемадзеяння палярных малекул вады з іонамі Na^+ і Cl^- , якія змяшчаюцца ў крышталі солі (мал. 20):



Мал. 20. Схема электралітычнай дысацыяцыі хларыду натрыю

Асаблівасцю дысацыяцыі іонных злучэнняў з'яўляецца тое, што ў гэтых рэчывах ёсць ужо гатовыя іоны, і дыполям вады застаецца толькі разбурыць іонны крышталі.

Да электралітаў з іонным тыпам сувязі адносяцца таксама асновы. Напрыклад, растваральныя ў вадзе асновы, якія называюць шчолачамі, пад уздзеяннем дыполяў вады дысацыіруюць на іоны металу і гідраксід-іоны:

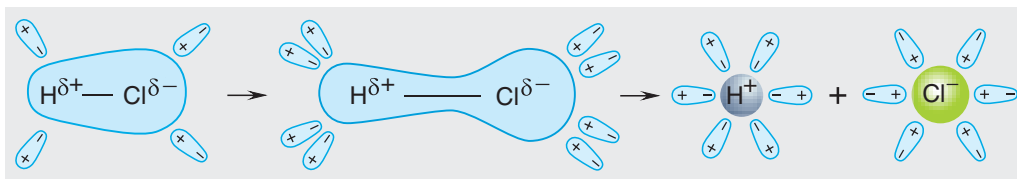


Дысацыяцыя злучэнняў з кавалентным палярным тыпам сувязі

Кіслоты адносяцца да рэчываў, у малекулах якіх атамы звязаны кавалентнымі палярнымі сувязямі, і гатовых іонаў у гэтых малекулах няма. Гаворачы аб электралітах з такім тыпам сувязі, мы будзем мець на ўвазе толькі растваральныя кіслоты. У якасці прыкладу разгледзім дысацыяцыю малекул HCl . Дыполі вады прыцягваюцца да рознаіменна зараджаных канцоў гэтай палярнай малекулы, а затым разрываюць яе з утварэннем іонаў H^+ і Cl^- :



Схематычна гэта паказана на малюнку 21.



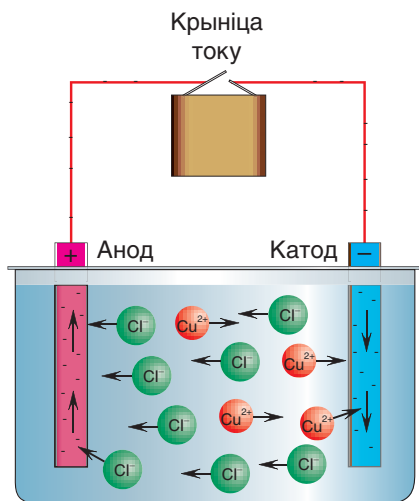
Мал. 21. Схема электралітычнай дысацыяцыі хлоравадароду

Пры дысацыяцыі электралітаў утвараюцца як **простыя іоны**, якія складаюцца з аднаго атама (K^+ , Na^+ , Mg^{2+} , Cl^- , S^{2-} і інш.), так і **складаныя іоны**, якія складаюцца з некалькіх атамаў (NO_3^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-} і інш.).

Звярніце ўвагу: зарад іона і ступень акіслення атама запісваюцца парознаму! Пры абазначэнні зараду іона справа ўверсе ад яго формулы спачатку запісваюць лічбу, а потым знак + або -.

Для абазначэння зараджаных часціц С. А. Арэніус выкарыстаў тэрмін «іон», прапанаваўшы раней Майклам Фарадзэем. Слова «іон» у перакладзе з грэчаскай азначае «які рухаецца, ідзе, вандруе». У растворах іоны бесперапынна перамяшчаюцца («вандруюць») у розных напрамках.

У электрычным полі іоны перамяшчаюцца да рознаіменна зараджаных электродаў. Дадатна зараджаныя іоны накіроўваюцца да адмоўна зараджанага катода, і іх называюць **катыёнамі**. Адмоўна зараджаныя



Мал. 22. Рух іонаў у электрычным полі

аніёну хлору роўны 1–, колькасць электронаў у ім (18) на адзін большая, чым у атаме хлору (17). Гэта адрозненне ў колькасці электронаў з’яўляецца прычынай таго, што ўласцівасці катыёнаў натрыю адрозніваюцца ад уласцівасцей атамаў натрыю, а ўласцівасці аніёнаў хлору адрозніваюцца ад уласцівасцей атамаў хлору.

Параўнаем уласцівасці атамаў і іонаў натрыю (табл. 10).

Табліца 10. Адрозненні атамаў натрыю Na^0 ад катыёнаў Na^+

Атамы Na^0	Катыёны Na^+
1. Змяшчаюць па 1 электроне на знешнім (трэцім) энергетычным узроўні, энергетычны ўзровень не завершаны	1. Не змяшчаюць электронаў на трэцім энергетычным узроўні; другі (знешні) энергетычны ўзровень завершаны
2. Не маюць зараду, г. зн. з’яўляюцца электранейтральнымі	2. Маюць зарад 1+
3. Уваходзяць у састаў простага рэчыва Na — металу	3. Уваходзяць у састаў складаных рэчываў — іонных злучэнняў
4. Актыўна рэагуюць з вадой з утварэннем шчолачы	4. Не ўзаемадзейнічаюць з вадой

іоны называюць **аніёнамі**, паколькі яны перамяшчаюцца да дадатна зараджанага анода (мал. 22).

У растворы любога электраліта агульны зарад усіх катыёнаў роўны па велічыні і процілеглы па знаку агульнаму зараду ўсіх аніёнаў.

Як вы ўжо ведаеце, пры растварэнні кухоннай солі ў вадзе іоны натрыю і хлору, якія змяшчаюцца ў яе крышталых, пераходзяць у раствор:



Паколькі зарад катыёну натрыю роўны 1+, колькасць электронаў, якія змяшчаюцца ў ім, (10) на адзін меншая, чым у атаме натрыю (11). З-за таго, што зарад

Цяпер параўнаем уласцівасці атамаў і аніёнаў хлору (табл. 11).

Табліца 11. Адрозненні атамаў хлору Cl^0 ад аніёнаў хлору Cl^-

Атамы Cl^0	Аніёны Cl^-
1. Змяшчаюць па 7 электронаў на знешнім (трэцім) энергетычным узроўні; энергетычны ўзровень не завершаны	1. Змяшчаюць па 8 электронаў на знешнім (трэцім) энергетычным узроўні; энергетычны ўзровень завершаны
2. Не маюць зараду, г. зн. з'яўляюцца электранейтральнымі	2. Маюць зарад 1^-
3. Уваходзяць у састаў простага газападобнага таксічнага рэчыва Cl_2	3. Уваходзяць у састаў складаных рэчываў — іонных злучэнняў. Не маюць колеру, паху, не з'яўляюцца таксічнымі
4. Рэагуюць з вадой з утварэннем новых рэчываў	4. Не ўзаемадзейнічаюць з вадой

Паколькі на знешніх энергетычных узроўнях катыёнаў натрыю і аніёнаў хлору змяшчаецца па 8 электронаў, гэтыя ўзроўні з'яўляюцца завершанымі і ўстойлівымі. Па гэтай прычыне хімічная актыўнасць названых іонаў нашмат ніжэйшая, чым атамаў Na^0 і Cl^0 , у якіх знешнія энергетычныя ўзроўні не завершаны.

Электраліты — гэта рэчывы, водныя растворы або расплавы якіх праводзяць электрычны ток.

Электраправоднасць раствораў і расплаваў электралітаў тлумачыцца электралітычнай дысацыяцыяй рэчываў на іоны.

Іоны адрозніваюцца ад атамаў і малекул па будове і ўласцівасцях.

Пытанні і заданні

1. Растлумачце працэс дысацыяцыі іонных злучэнняў. Чым ён адрозніваецца ад дысацыяцыі рэчываў з кавалентнай палярнай сувяззю?
2. Складзіце ўраўненні дысацыяцыі злучэнняў: NaCl , KNO_3 , HI , Ca(OH)_2 , H_2S , Sr(OH)_2 . Размяркуйце іх на 2 групы: а) іонныя злучэнні; б) кавалентныя злучэнні.
3. Якія з пералічаных іонаў — Ba^{2+} , Li^+ , Sr^{2+} , Mn^{2+} , Pb^{2+} , PO_4^{3-} , F^- — з'яўляюцца катыёнамі, а якія — аніёнамі?

4. Чаму роўна хімічная колькасць катыёнаў калію, якія ўтвараюцца ў выніку электралітычнай дысацыяцыі карбанату калію хімічнай колькасцю 2,7 моль?
5. Складзіце формулы рэчываў: хларыду магнію, сульфату жалеза(III), нітрату натрыю. Размясціце іх па: а) узрастанні агульнай колькасці іонаў; б) спаданні колькасці аніёнаў, якія ўтвараюцца ў выніку іх дысацыяцыі.
6. Размясціце формулы рэчываў FeCl_3 , KNO_3 , H_2SO_4 у парадку памяншэння хімічнай колькасці іонаў, якія ўтвараюцца ў працэсе дысацыяцыі гэтых рэчываў хімічнай колькасцю 2 моль.
7. У працэсе дысацыяцыі ёдыду металу хімічнай колькасцю 1 моль утварылася 2 моль ёдыд-іонаў. Вызначыце зарад іона металу.
8. Вызначыце агульную колькасць электронаў у сульфат-іоне (SO_4^{2-}).

Рыхтуемся да алімпіяд

1. Вызначыце, пра якое рэчыва ідзе гаворка ў сцвярдженні: «Гэта бясколерны газ з рэзкім непрыемным пахам, у яго малекуле масавыя долі серы і кіслароду аднолькавыя, а водны раствор гэтага рэчыва праводзіць электрычны ток». Складзіце ўраўненне рэакцыі. Растлумачце апісаныя факты.

§ 8. Электралітычная дысацыяцыя кіслот, асноў і солей

Вы ўжо ведаеце, што неарганічныя рэчывы дзеляцца на асноўныя класы — аксіды, кіслоты, асновы, солі. Як паводзяць сябе ў водных растворах рэчывы гэтых класаў? Асноўныя аксіды актыўных металаў узаемадзейнічаюць з вадой з утварэннем шчолачаў. Кіслотныя аксіды ў выніку растварэння ў вадзе ўтвараюць кіслоты. Такім чынам, асноўныя і кіслотныя аксіды не з'яўляюцца электралітамі і пры кантакце з вадой не распадаюцца на іоны, а рэагуюць з ёй. Электралітамі з'яўляюцца кіслоты, шчолачы і солі.

Моцныя і слабыя электраліты

Электраліты адрозніваюцца паміж сабой па здольнасці дысацыіраваць на іоны, або, інакш кажучы, па сваёй сіле. Адны з іх распадаюцца на іоны цалкам, а іншыя — не цалкам, г. зн. часткова. Паўната распаду залежыць ад прыроды і канцэнтрацыі электраліту, ад тэмпературы раствору.

*Электраліты, якія ў водных растворах дысацыіруюць на іоны цалкам або амаль цалкам, называюцца **моцнымі электралітамі**.* Да моцных электралітаў адносяцца солі і шчолачы — рэчывы з іоннай сувяззю,

а таксама некаторыя кіслоты з кавалентнай палярнай сувяззю. Гэта, напрыклад, серная, саяная і азотная кіслоты, якія так і называюць — моцныя кіслоты.

У растворах моцных электралітаў практычна адсутнічае працэс зваротнага аб'яднання іонаў, таму дысацыяцыю такіх электралітаў запісваюць у выглядзе ўраўненняў са стрэлкай у адным напрамку:



*Електраліты, якія ў водных растворах распадаюцца часткова, называюцца **слабымі электралітамі**.* Да іх адносяцца некаторыя неарганічныя кіслоты (серавадародная кіслата H_2S , вугальная кіслата H_2CO_3 , плавікавая кіслата HF) і ўсе арганічныя кіслоты. Вельмі слабым электралітам з'яўляецца вада: з кожнага мільярда яе малекул пры 10°C толькі адна распадаецца на іоны.

Дысацыяцыя кіслот

Кіслоты дысацыіруюць у водных растворах на іоны вадароду H^+ і аніёны кіслотных астаткаў:



Як вы ўжо ведаеце, малекулы кіслот могуць утрымліваць розную колькасць атамаў вадароду. Колькасць атамаў вадароду ў малекуле кіслаты, здольная замяшчацца атамамі металу з утварэннем солі, абумоўлівае асноўнасць гэтай кіслаты. Так, напрыклад, HCl і HNO_3 — аднаасноўныя кіслоты, H_2SO_4 і H_2CO_3 — двухасноўныя кіслоты, H_3PO_4 — трохасноўная кіслата.

Пры дысацыяцыі моцных многаасноўных кіслот у разбаўленых растворах ад кожнай малекулы кіслаты адшчэпліваюцца практычна ўсе атамы вадароду, якія ператвараюцца ў іоны H^+ . Дысацыяцыю такіх кіслот выражаюць адным ураўненнем:



З яго вынікае, што ў растворы сернай кіслаты ўсе яе малекулы практычна поўнасю распадаюцца на іоны. Зваротны працэс злучэння іонаў у малекулы не адбываецца. Што ж тычыцца слабых многаасноўных кіслот (H_2S , H_2CO_3 , H_3PO_4), то ў іх растворах дысацыяцыі падвяргаецца толькі частка малекул, ад кожнай з якіх атамы вадароду адрываюцца не ў адну, а ў некалькі ступеней. Іх колькасць роўна асноўнасці кіслаты.

Гэта значыць, што слабыя двухасноўныя кіслоты могуць дысацыіраваць па двух, а трохасноўныя — па трох ступенях. Кожнай ступені адпавядае сваё ўраўненне дысацыяцыі са стрэлкамі ў двух напрамках ($\rightleftharpoons$). Гэтыя стрэлкі паказваюць, што ў растворах слабых кіслот бесперапынна адбываюцца два процілеглыя працэсы — распад малекул на іоны (дысацыяцыя) і адваротны працэс аб'яднання іонаў у малекулы (асацыяцыя).

Нягледзечы на тое што для слабых многаасноўных кіслот у прынцыпе магчыма дысацыяцыя па некалькіх ступенях, пераважна яны дысацыіруюць па першай ступені. Разгледзім гэта на прыкладзе слабай вугальнай кіслаты. Паколькі яна з'яўляецца двухасноўнай, яе малекулы могуць дысацыіраваць па дзвюх ступенях:

першая ступень: $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$;

другая ступень: $\text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$.

На першай ступені іон H^+ адшчэпліваецца ад электранейтральнай малекулы H_2CO_3 , а на другой — ад адмоўна зараджанага іона HCO_3^- . Зразумела, што ў другім выпадку з-за прыцягнення процілегла зараджаных іонаў HCO_3^- і H^+ дысацыяцыя адбываецца значна слабей.

Такім чынам, можна сказаць, што дысацыяцыя слабых кіслот, як і іншых слабых электралітаў, — працэс абарачальны. Яна ўзмацняецца па меры разбаўлення раствораў, паколькі пры гэтым адлегласць паміж іонамі павялічваецца і верагоднасць іх сустрэчы і злучэння ў малекулы слабага электраліта памяншаецца.

Водныя растворы кіслот маюць шэраг агульных уласцівасцей: у іх кіслы смак, яны аднолькава змяняюць афарбоўку індикатараў, уступаюць у падобныя хімічныя рэакцыі з металамі, асноўнымі аксідамі, асновамі. Прычына гэтага ў тым, што ў растворах усіх кіслот прысутнічаюць іоны H^+ . Растворы, якія змяшчаюць іоны вадароду, прынята называць кіслымі або гаварыць, што ў гэтых раствораў кіслотны характар (кіслае асяроддзе). Чым больш іонаў вадароду знаходзіцца ў растворы, тым вышэйшая кіслотнасць асяроддзя.

У газу хлоравадароду HCl , як і ў бязводнай сернай кіслаты, кіслотныя ўласцівасці адсутнічаюць. Гэтыя ўласцівасці праяўляюцца толькі ў водных растворах названых рэчываў, паколькі ў працэсе іх дысацыяцыі ўтвараюцца іоны вадароду, якія і абумоўліваюць кіслотны характар раствораў. Такім чынам, можна даць такое азначэнне кіслот.

Кіслоты — гэта электраліты, пры дысацыяцыі якіх у водных растворах у якасці катыёнаў утвараюцца толькі іоны вадароду.



У аўтамабільных акумулятарах у якасці электраліту выкарыстоўваецца раствор сернай кіслаты з масавай доляй, роўнай 36 %.

Дысацыяцыя асноў

Растваральныя ў вадзе асновы называюцца шчолачамі. З'яўляючыся моцнымі электралітамі, у водных растворах яны дысацыіруюць на катыёны металаў і гідраксід-іоны:



Растворы ўсіх шчолачаў аднолькава змяняюць афарбоўку індykатараў, уступаюць у падобныя хімічныя рэакцыі. Прычына гэтага — прысутнасць у растворах шчолачаў гідраксід-іонаў OH^- . Таму можна даць такое азначэнне асноў.

Асновы — гэта электраліты, пры дысацыяцыі якіх у водных растворах у якасці аніёнаў утвараюцца толькі гідраксід-іоны.

Растворы, якія змяшчаюць гідраксід-іоны, прынята называць шчолачнымі або гаварыць, што яны маюць асноўны характар (шчолачнае асяроддзе). Чым больш гідраксід-іонаў знаходзіцца ў растворах, тым вышэйшая шчолачнасць асяроддзя.

Разам з тым і кіслоты, і асновы валодаюць індывідуальнымі ўласцівасцямі, якія залежаць ад прыроды аніёну або катыёну адпаведна. Некаторыя ўласцівасці сернай кіслаты і яе солей (напрыклад, утварэнне асадку з раствораў хларыду барыю) абумоўлены ўласцівасцямі яе аніёну SO_4^{2-} .

Дысацыяцыя солей

Солі — гэта электраліты, якія ў водных растворах дысацыіруюць на катыёны металаў і аніёны кіслотных астаткаў.

Прыклады:



Уласцівасці раствораў солей таксама абумоўлены ўласцівасцямі ўсіх іонаў, якія ўтвараюцца ў працэсе дысацыяцыі.

Раствор, у якім знаходзяцца аднолькавыя колькасці іонаў H^+ і OH^- , як у чыстай вадзе, называюць нейтральным. Калі ў растворы змяшчаецца больш іонаў H^+ , такі раствор называюць кіслым, а раствор, у якім больш іонаў OH^- , — шчолачным (табл. 12).

Табліца 12. Характарыстыка асяроддзя раствораў

Асяроддзе раствору		
кіслае $n(\text{H}^+) > n(\text{OH}^-)$	нейтральнае $n(\text{H}^+) = n(\text{OH}^-)$	шчолачнае $n(\text{H}^+) < n(\text{OH}^-)$
HCl , HNO_3 , H_2SO_4 і інш.	H_2O , NaCl , KNO_3 і інш.	NaOH , KOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$ і інш.

Вызначыць асяроддзе раствору — гэта значыць выявіць у ім іоны H^+ або OH^- . Гэта можна зрабіць з дапамогай ужо вядомых вам рэчываў — індыкатараў (мал. 23).

Як вы думаеце, у які колер афарбуецца кропля лакмусу, калі яе змясціць на зрэз лімона?

Растворы кіслот, шчолачаў, шэрага солей небяспечныя для чалавека. Растворы многіх кіслот, трапляючы на скуру, у вочы, могуць выклікаць апёкі. Чым мацнейшая кіслата, тым цяжэйшы апёк. Таксама з'яўляюцца небяспечнымі і выклікаюць хімічныя апёкі шчолачы. Гэтая іх

Індыкатар	Афарбоўка індыкатару ў асяроддзі		
	нейтральным	кіслотным	шчолачным
Лакмус			
Фенол-фталеін			
Метыларанж			

Мал. 23. Афарбоўка індыкатараў у розных асяроддзях

уласцівасць адлюстравана ў састарэлых назвах шчолачаў, напрыклад «едкі натр» NaOH , «едкае калі» KOH . Іоны, якія ўваходзяць у састаў солей, таксама не заўсёды бяспечныя для чалавека. Напрыклад, солі, якія змяшчаюць катыёны свінцу, ртуті, барыю, адносяцца да моцных ядаў. Таму хімічныя рэчывы патрабуюць асцярожнага абыходжання.

Электраліты дзеляцца на моцныя і слабыя.

Кіслоты — гэта электраліты, пры дысацыяцыі якіх у водных растворах у якасці катыёнаў утвараюцца толькі іоны вадароду.

Асновы — электраліты, пры дысацыяцыі якіх у водных растворах у якасці аніёнаў утвараюцца толькі гідраксід-іоны.

Солі — гэта электраліты, якія ў водных растворах дысацыіруюць на катыёны металаў і аніёны кіслотных астаткаў.

Калі ўтрыманне іонаў H^+ у раствору большая, чым утрыманне іонаў OH^- , то такі раствор называюць кіслым, а раствор, у якім утрыманне іонаў OH^- большая, чым утрыманне іонаў H^+ , — шчолачным.

Пытанні і заданні

1. Дайце азначэнні кіслот, асноў і солей з пункту гледжання тэорыі электралітычнай дысацыяцыі.
2. Складзіце ўраўненні электралітычнай дысацыяцыі наступных рэчываў: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, HMnO_4 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, LiOH , MnSO_4 , AlCl_3 , HF . Размяркуйце іх па класах: кіслоты, асновы, солі.
3. Складзіце ўраўненні электралітычнай дысацыяцыі наступных рэчываў: а) ёдавадародная кіслата; б) фосфарная кіслата; в) гідраксід барыю; г) нітрат медзі(II); д) хларыд кальцыю.
4. Якія з асноў, формулы якіх NaOH , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, растваральныя ў вадзе? Як называюцца гэтыя асновы? Запішыце ўраўненні іх электралітычнай дысацыяцыі.
5. Вызначыце хімічную колькасць іонаў, якія ўтвараюцца пры дысацыяцыі: а) фасфату натрыю Na_3PO_4 хімічнай колькасцю 2 моль; б) сульфату алюмінію $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ хімічнай колькасцю 3 моль.
6. Складзіце максімальную колькасць формул рэчываў, у растворах якіх змяшчаюцца іоны: Al^{3+} ; Cl^- ; Na^+ ; CO_3^{2-} ; Fe^{3+} ; SO_4^{2-} ; Ba^{2+} .
7. Вылічыце масу сульфату натрыю ў раствору, калі вядома, што ў ім змяшчаюцца іоны SO_4^{2-} хімічнай колькасцю 0,2 моль.
8. Вылічыце сумарную хімічную колькасць іонаў у раствору, атрыманым пры растварэнні ў вадзе хлоравадароду HCl : а) аб'ёмам $1,12 \text{ дм}^3$ (н. у.); б) масай 73 г. Дысацыяцыю вады можна не ўлічваць.

Рыхтуем ся да алімпіяд

1. У трох аднолькавых колбах знаходзяцца растворы сернай, азотнай і фторавадароднай кіслот, хімічныя колькасці якіх роўны па 0,1 моль. Колькасць іонаў у першай колбе меншая, чым у другой, а ў трэцяй — у некалькі дзясяткаў разоў меншая, чым у першай. Вызначыце, у якіх колбах знаходзяцца фторавадародная і азотная кіслоты.

§ 9. Рэакцыі іоннага абмену

Многія рэакцыі, якія адбываюцца ў растворах, з'яўляюцца рэакцыямі абмену. Нагадаем, што да гэтага тыпу адносяцца рэакцыі паміж складанымі рэчывамі, у выніку якіх яны абменьваюцца сваімі састаўнымі часткамі. У электралітаў такімі састаўнымі часткамі з'яўляюцца іоны.

Рэакцыямі іоннага абмену называюцца рэакцыі, якія адбываюцца ў водных растворах з удзелам электралітаў.

Складанне ўраўненняў рэакцый абмену ў малекулярнай і іонных формах

Рэакцыі іоннага абмену ў растворах электралітаў адбываюцца толькі ў тым выпадку, калі ў выніку ўзаемадзеяння ўтвараюцца:

- а) слабыя электраліты (у тым ліку вада);
- б) асадкі маларастваральных і нерастваральных рэчываў;
- в) газападобныя рэчывы.

Як вы ўжо ведаеце, у хімічных ураўненнях утварэнне асадкаў абазначаецца стрэлкай, накіраванай уніз ($\downarrow$), а вылучэнне газаў — стрэлкай, накіраванай уверх ($\uparrow$).

Ураўненні рэакцый іоннага абмену запісваюць у малекулярнай і іонных формах. Яны называюцца таксама малекулярнымі і іоннымі ўраўненнямі. Малекулярныя ўраўненні, у якіх прыводзяцца малекулярныя формулы рэчываў, вам ужо добра знаёмы. Што да іонных ураўненняў, то пры іх напісанні трэба карыстацца наступнымі правіламі:

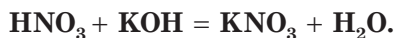
- а) моцныя электраліты запісваюцца ў выглядзе формул іх іонаў;
- б) маларастваральныя і нерастваральныя, газападобныя рэчывы і слабыя электраліты (у тым ліку вада) запісваюцца ў выглядзе іх малекулярных формул.

Разгледзім канкрэтныя прыклады рэакцый іоннага абмену.

Рэакцыі абмену, у выніку якіх утвараюцца
маладысацыруючыя рэчывы (слабыя электраліты)

Прыклад 1. Складзіце малекулярнае і іонныя ўраўненні рэакцыі азотнай кіслаты з гідраксідам калію.

1. Запішам ураўненне дадзенай рэакцыі ў малекулярнай форме.



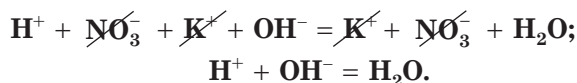
2. Складзём ураўненне дадзенай рэакцыі ў поўнай іоннай форме.

Паколькі ў нашым выпадку H_2O — слабы электраліт, яго запісваем у выглядзе малекулярнай формулы. Улічыўшы, што HNO_3 , KOH і KNO_3 — моцныя электраліты, іх запісваем у выглядзе формул адпаведных іонаў:

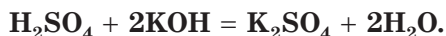
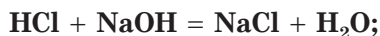


Такое ўраўненне называецца ўраўненнем у поўнай іоннай форме або поўным іонным ураўненнем.

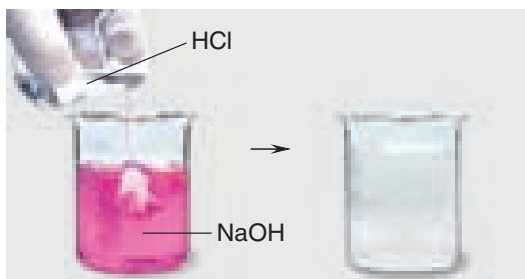
3. Складзём ураўненне дадзенай рэакцыі ў скарачанай іоннай форме. Для гэтага ў абедзвюх частках ураўнення выключым іоны NO_3^- і K^+ , якія не ўдзельнічаюць у рэакцыі:



Апошняе ўраўненне паказвае, што рэакцыя нейтралізацыі зводзіцца да ўзаемадзеяння іонаў вадароду з гідраксід-іонамі з утварэннем маладысацыруючага рэчыва — вады. Яно з'яўляецца агульным для ўсіх рэакцый кіслот са шчолачамі. Гэтаму ўраўненню адпавядаюць некалькі малекулярных ураўненняў рэакцый нейтралізацыі, напрыклад:



За ходам такіх рэакцый зручна сачыць з дапамогай індыкатару фенолфталеіну, знікненне малінавай афарбоўкі якога сведчыць аб заканчэнні рэакцыі паміж кіслотой і шчолаччу (мал. 24).



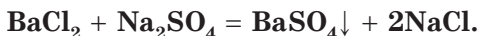
Мал. 24. Рэакцыя нейтралізацыі

Рэакцыі абмену, у выніку якіх утвараюцца асадкі маларастваральных і нерастваральных рэчываў

Прыклад 2. Складзіце малекулярнае і іонныя ўраўненні рэакцыі хларыду барыю з сернай кіслотой.

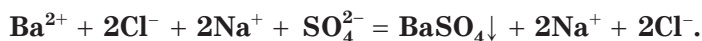
Рэакцыя суправаджаецца ўтварэннем белага асадку сульфату барыю.

1. Запішам ураўненне дадзенай рэакцыі ў малекулярнай форме.

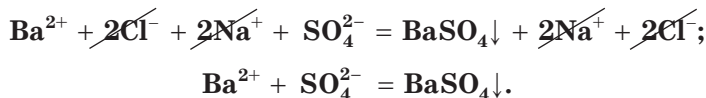


2. Складзём ураўненне дадзенай рэакцыі ў поўнай іоннай форме.

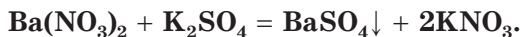
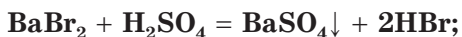
Паколькі ў нашым выпадку $\text{BaSO}_4\downarrow$ — нерастваральнае рэчыва, яго запісваем у выглядзе малекулярнай формулы. Улічыўшы, што BaCl_2 , Na_2SO_4 і NaCl — моцныя электраліты, іх запісваем у выглядзе формул адпаведных іонаў:



3. Складзём ураўненне дадзенай рэакцыі ў скарачанай іоннай форме. Для гэтага ў абедзвюх частках ураўнення выключым іоны Na^+ і Cl^- , якія не ўдзельнічаюць у рэакцыі:



Апошняе ўраўненне паказвае, што рэакцыя хларыду барыю з сернай кіслотой зводзіцца да ўзаемадзеяння катыёнаў барыю з сульфат-аніёнамі з утварэннем нерастваральнага рэчыва — сульфату барыю. Яно з'яўляецца агульным для рэакцый растваральных солей барыю з сернай кіслотой або з яе растваральнымі солямі, напрыклад:



Рэакцыі абмену, у выніку якіх утвараюцца маладысацыіруючыя і газападобныя рэчывы

Прыклад 3. Складзіце малекулярнае і іонныя ўраўненні рэакцыі сернай кіслаты з карбанатам натрыю (мал. 25):

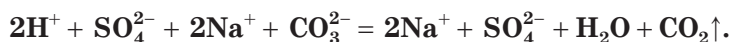
1. Запішам ураўненне дадзенай рэакцыі ў малекулярнай форме.



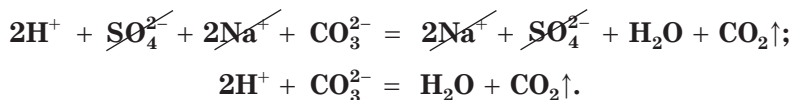
Мал. 25. Рэакцыя карбанату натрыю з сернай кіслотой

2. Складзём ураўненне дадзенай рэакцыі ў поўнай іоннай форме.

Паколькі ў нашым выпадку CO_2 — газ, а вада — слабы электраліт, іх запісваем у выглядзе малекулярных формул. Улічыўшы, што Na_2CO_3 , H_2SO_4 і Na_2SO_4 — моцныя электраліты, іх запісваем у выглядзе формул адпаведных іонаў:



3. Складзём ураўненне дадзенай рэакцыі ў скарачанай іоннай форме. Для гэтага ў абедзвюх частках ураўнення выключым іоны Na^+ і SO_4^{2-} , якія не ўдзельнічаюць у рэакцыі:



Апошняе ўраўненне паказвае, што рэакцыя сернай кіслаты з карбанатам натрыю зводзіцца да ўзаемадзеяння катыёнаў вадароду з карбанат-аніёнамі з утварэннем вады і вуглякіслага газу. Яно з'яўляецца агульным для рэакцый растваральных моцных кіслот з растваральнымі карбанатамі, напрыклад:



Прыведзеныя прыклады сведчаць аб тым, што рэакцыі іоннага абмену адбываюцца за кошт звязвання іонаў, якія змяшчаюцца ў растворах электралітаў, і ўтварэння з іх асадкаў, газаў або маладысацыіруючых рэчываў.

Рэакцыі паміж растворамі электралітаў з'яўляюцца рэакцыямі паміж іонамі, г. зн. іоннымі рэакцыямі.

Рэакцыі іоннага абмену адбываюцца толькі ў тым выпадку, калі ў выніку ўтвараюцца маларастваральныя, газападобныя або маладысацыіруючыя рэчывы.

Ураўненні рэакцый, якія адлюстроўваюць узаемадзеянне паміж іонамі ў растворы, называюцца іоннымі ўраўненнямі — поўнымі або скарачанымі.

Пытанні і заданні

1. Па якіх прыметах можна вызначыць, што рэакцыя іоннага абмену ідзе да канца? Назавіце адрозненні скарачанага іоннага ўраўнення ад поўнага іоннага ўраўнення.
2. Растварэнне асадку гідраксиду алюмінію з'яўляецца прыметай хімічнай рэакцыі, якая адбываецца ў выніку ўздзеяння іонаў вадароду сернай кіслаты на $\text{Al}(\text{OH})_3$ з утварэннем маладысацыіруючага рэчыва — вады і растваральнай солі. Складзіце поўнае і скарачанае іонныя ўраўненні рэакцыі.
3. Складзіце малекулярныя, поўныя і скарачаныя іонныя ўраўненні рэакцыі паміж растворами:
 - а) хларыду калію і нітрату серабра;
 - б) гідраксиду натрыю і сульфату медзі(II);
 - в) сульфату алюмінію і хларыду барыю.
4. Напішыце поўныя і скарачаныя іонныя ўраўненні рэакцыі паміж растворами солей: Na_2CO_3 і BaCl_2 ; AgNO_3 і Na_3PO_4 .
5. Дапоўніце схемы хімічных рэакцыі формуламі рэчываў, расставіце каэфіцыенты і, карыстаючыся табліцай растваральнасці, складзіце поўныя і скарачаныя іонныя ўраўненні наступных рэакцыі:
 - а) $\text{KOH} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{KNO}_3 + \dots$;
 - б) $\text{K}_2\text{CO}_3 + \dots \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$;
 - в) $\dots + \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow + \text{NaNO}_3$;
 - г) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \dots + \text{KNO}_3$;
 - д) $\text{FeCl}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow + \dots$.
6. Складзіце ў малекулярнай форме па два ўраўненні рэакцыі іоннага абмену, якія адпавядаюць скарачанаму іоннаму ўраўненню:
 - а) $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$;
 - б) $\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow$;
 - в) $\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ = \text{Mg}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$.
7. Вызначыце масу раствора сернай кіслаты з масавай доляй кіслаты, роўнай 20 %, неабходнага для нейтралізацыі раствора гідраксиду натрыю масай 200 г з масавай доляй шчолачы, роўнай 0,1.
8. Складзіце максімальна магчымую колькасць скарачаных іонных ураўненняў рэакцыі паміж іонамі Cu^{2+} , Fe^{3+} , OH^- , NO_3^- , S^{2-} , H^+ , SO_4^{2-} , Cl^- , Ba^{2+} . Да трох з іх падбярыце малекулярныя ўраўненні рэакцыі.

Рыхтуемца да алімпіяд

1. Растварэнне асадку гідраксиду жалеза(III) масай 267,5 г у азотнай кіслаце прывяло да вызвалення іонаў жалеза. Складзіце ўраўненне рэакцыі ў малекулярнай і іоннай формах. Разлічыце хімічную колькасць іонаў жалеза і масу солі ў раствору. Падумайце, ці можна рашыць задачу, не звяртаючыся да ўраўнення хімічнай рэакцыі.

Тэмы для праектнай дзейнасці

1. Вада — найважнейшы прыродны растваральнік.
2. Вада як рэагент і як асяроддзе для праходжання хімічных працэсаў.
3. Прымяненне раствораў электралітаў у медыцыне.
4. Кіслотныя дажджы: іх прырода і наступствы.
5. Значэнне вады ў працэсах жыццядзейнасці.
6. Растворы — сродкі бытавой хіміі.
7. Цвёрдыя растворы.

Практычная работа 2***Рэакцыі іоннага абмену паміж растворамі электралітаў***

Мэта: замацаваць веды аб рэакцыях іоннага абмену, умовах і прыметах іх праходжання. Развіваць уменні праводзіць хімічны эксперымент і аналізаваць яго вынікі.

Абсталяванне і рэактывы: штатыў для прабірак, прабіркi; растворы індыкатараў, карбанату натрыю, сульфату медзі(II), сульфату натрыю, гідраксиду натрыю, хларыду натрыю, нітрату натрыю, карбанату калію, сульфату магнію, хларыду жалеза(III), хларыду барыю, хларыду кальцыю, сернай кіслаты, азотнай кіслаты; саяная кіслата.

Выконвайце правілы бяспечных паводзін!**Варыянт 1**

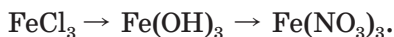
1. Вызначыце магчымасць працякання хімічных рэакцый паміж растворамі электралітаў:

- а) карбанату натрыю і саянай кіслаты;
- б) сульфату медзі(II) і гідраксиду натрыю;
- в) хларыду натрыю і сернай кіслаты.

2. Вам выдадзены раствор сульфату натрыю. Падбярыце рэактыў, які можа рэагаваць з ім з утварэннем асадку.

3. Правядзіце рэакцыю нейтралізацыі раствору сернай (саянай) кіслаты ў прысутнасці індыкатару.

4. Правядзіце рэакцыі, пры дапамозе якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:



Ураўненні ўсіх магчымых рэакцый запішыце ў малекулярнай, поўнай іоннай і скарачанай іоннай формах.

Варыянт 2

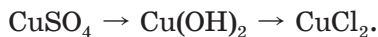
1. Вызначыце магчымасць праходжання хімічных рэакцый паміж растворамі электралітаў:

- а) карбанату калію і сернай кіслаты;
- б) нітрату натрыю і селянай кіслаты;
- в) сульфату магнію і гідраксиду натрыю.

2. Вам выдадзены раствор карбанату натрыю. Падбярыце рэактывы, якія могуць рэагаваць з ім з утварэннем асадку.

3. Правядзіце рэакцыю нейтралізацыі раствору гідраксиду натрыю ў прысутнасці індикатара.

4. Правядзіце рэакцыі, пры дапамозе якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:



Ураўненні ўсіх магчымых рэакцый запішыце ў малекулярнай, поўнай іоннай і скарачанай іоннай формах.

§ 10. Хімічныя ўласцівасці кіслот, асноў, солей з пункту гледжання тэорыі электралітычнай дысацыяцыі

Большасць хімічных рэакцый паміж кіслатамі, асновамі і солямі адбываецца ў растворах. Калі ўлічваць, што ў растворах электралітаў пераважаюць іоны, на якія дысацыіруюць электраліты, то лагічна выказаць здагадку, што ўласцівасці раствораў — гэта ўласцівасці іонаў, што змяшчаюцца ў іх.

Наяўнасць іонаў у растворах электралітаў можна даказаць з дапамогай рэакцый, падчас якіх гэтыя іоны злучаюцца з іншымі іонамі з утварэннем асадкаў, газаў і маладысацыіруючых рэчываў. Так, напрыклад, у выніку ўзаемадзеяння катыёнаў серабра Ag^+ і хларыд-аніёнаў Cl^- з раствору выпадае белы асадок AgCl , а злучэнне іонаў Cu^{2+} і OH^- суправаджаецца вылучэннем блакітнага асадку Cu(OH)_2 . Узаемадзеянне іонаў CO_3^{2-} і H^+ прыводзіць да вылучэння газападобнага аксиду вугляроду(IV) і маладысацыіруючай вады.

Для выяўлення іонаў H^+ і OH^- , акрамя рэакцый, якія суправаджаюцца ўтварэннем асадкаў і вылучэннем газаў, выкарыстоўваецца іх здольнасць змяняць афарбоўку індикатараў.

Разгледзім больш падрабязна, якія іоны абумоўліваюць уласцівасці рэчываў асноўных класаў неарганічных злучэнняў.

Кіслоты

Як вы ўжо добра ведаеце, **кіслоты** — гэта электраліты, пры дысацыяцыі якіх у якасці катыёнаў утвараюцца толькі катыёны вадароду H^+ .

Адсюль вынікае, што агульныя хімічныя ўласцівасці раствораў кіслот абумоўлены ўласцівасцямі катыёнаў вадароду, якія змяшчаюцца ў іх. Выявіць гэтыя іоны можна з дапамогай індикатараў. У растворах кіслот фіялетавая афарбоўка лакмусу і аранжавая афарбоўка метыларанжу змяняюцца на чырвоную. Відавочна, што індикатары змяняюць сваю афарбоўку пад уздзеяннем катыёнаў H^+ , якія змяшчаюцца ў растворах усіх кіслот.

За кошт наяўнасці катыёнаў вадароду кіслоты ўступаюць у хімічныя рэакцыі з металамі, якія стаяць у радзе актыўнасці да вадароду, асноўнымі аксідамі, асновамі і солямі, утворанымі больш слабымі кіслотамі.

Разгледзім гэтыя ўласцівасці на прыкладзе сернай і селянай кіслот (табл. 13).

Табліца 13. Хімічныя ўласцівасці кіслот

Рэагент	Малекулярнае ўраўненне	Іоннае ўраўненне
Метал	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn} = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$	$2\text{H}^+ + \text{Zn}^0 = \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\uparrow$
Асноўны аксід	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{CuO} = \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	$2\text{H}^+ + \text{CuO} = \text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$
Шчолач	$\text{HCl} + \text{KOH} = \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$
Нерастваральная аснова	$2\text{HCl} + \text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	$2\text{H}^+ + \text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{Cu}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$
Соль	$2\text{HCl} + \text{Na}_2\text{CO}_3 = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$	$2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$

Вывад: з пункту гледжання тэорыі электралітычнай дысацыяцыі ўласцівасці раствораў кіслот абумоўлены ўласцівасцямі катыёнаў вадароду H^+ , якія ў іх змяшчаюцца.

Асновы

Асновы, растваральныя ў вадзе, як вядома, называюць шчолачамі. Іх водныя растворы маюць шэраг агульных уласцівасцей: яны слізкія навобмацак, змяняюць афарбоўку індикатараў, рэагуюць з кіслотамі

і кіслотнымі аксідамі з утварэннем солей і вады. Што ж з'яўляецца прычынай такога падабенства ўласцівасцей растваральных асноў? Для адказу на гэта пытанне ўспомнім, што **асновы** — гэта электраліты, пры дысацыяцыі якіх у якасці аніёнаў утвараюцца толькі гідраксід-аніёны OH^- . Адсюль вынікае, што растворы шчолачаў маюць агульныя ўласцівасці за кошт гідраксід-аніёнаў OH^- , якія змяшчаюцца ў іх.

Прысутнасць шчолачаў у растворах выяўляецца з дапамогай індыхатараў. У прысутнасці іонаў OH^- , якія змяшчаюцца ў растворы любой шчолачы, фіялетава-афарбоўка лакмусу змяняецца на сінюю, аранжавая афарбоўка метыларанжу — на жоўтую, а бясколерны фенолфталеін афарбоўваецца ў малінавы колер.

Шчолачы хімічна актыўныя і ўступаюць у рэакцыі са складанымі рэчывамі. Разгледзім некаторыя з іх (табл. 14).

Табліца 14. Хімічныя ўласцівасці шчолачаў

Рэагент	Малекулярнае ўраўненне	Іоннае ўраўненне
Кіслотны аксід	$2\text{NaOH} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	$2\text{OH}^- + \text{CO}_2 = \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
Соль	$2\text{KOH} + \text{CuCl}_2 = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{KCl}$	$2\text{OH}^- + \text{Cu}^{2+} = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$
Кіслата	$\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{OH}^- + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{O}$

Вывад: з пункту гледжання тэорыі электралітычнай дысацыяцыі ўласцівасці раствораў шчолачаў абумоўлены ўласцівасцямі гідраксід-іонаў OH^- , якія змяшчаюцца ў іх.

Солі

Водныя растворы солей адной і той жа кіслаты або солей аднаго і таго ж металу таксама маюць агульныя ўласцівасці. **Солі** — гэта электраліты, пры дысацыяцыі якіх утвараюцца катыёны металаў і аніёны кіслотных астаткаў.

Хімічныя ўласцівасці солей абумоўлены хімічнымі ўласцівасцямі катыёнаў металаў і аніёнаў кіслотных астаткаў, якія змяшчаюцца ў іх растворах. У выніку ўзаемадзеяння гэтых іонаў з іншымі, процілеглымі па зарадзе іонамі, вылучаюцца асадкі маларастваральных або нерастваральных рэчываў (напрыклад, BaSO_4 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$) або ўтвараюцца газы (напрыклад, CO_2 , H_2S). Гэта адбываецца ў выніку рэакцый растваральных

солей адна з адной, са шчолачамі, з кіслотамі. У ходзе такіх рэакцый ступені акіслення атамаў не змяняюцца.

Акрамя таго, у водных растворах солі менш актыўных металаў узаемадзейнічаюць з больш актыўнымі металамі. Гэтыя рэакцыі адносяцца да акісляльна-аднаўленчых працэсаў. Найважнейшыя хімічныя ўласцівасці солей прыведзены ў табліцы 15.

Табліца 15. Хімічныя ўласцівасці солей

Рэагент	Малекулярнае ўраўненне	Іоннае ўраўненне
Метал	$\text{CuSO}_4 + \text{Fe} = \text{FeSO}_4 + \text{Cu} \downarrow$	$\text{Cu}^{2+} + \text{Fe}^0 = \text{Cu}^0 \downarrow + \text{Fe}^{2+}$
Кіслата	$\text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{HNO}_3 = 2\text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$	$\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$
Соль	$\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{NaCl}$	$\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4 \downarrow$
Шчолач	$\text{FeCl}_3 + 3\text{NaOH} = \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{NaCl}$	$\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow$

Вывад: з пункту гледжання тэорыі электралітычнай дысацыяцыі ўласцівасці раствораў солей абумоўлены ўласцівасцямі катыёнаў металаў і аніёнаў кіслотных астаткаў, якія змяшчаюцца ў іх.

Уласцівасці раствораў электралітаў абумоўлены ўласцівасцямі іонаў, якія ўтвараюцца ў выніку дысацыяцыі гэтых электралітаў.

З пункту гледжання тэорыі электралітычнай дысацыяцыі:

уласцівасці раствораў кіслот абумоўлены ўласцівасцямі катыёнаў вадароду H^+ , якія змяшчаюцца ў іх;

уласцівасці раствораў шчолачаў абумоўлены ўласцівасцямі гідраксід-іонаў OH^- , якія змяшчаюцца ў іх;

уласцівасці раствораў солей абумоўлены ўласцівасцямі катыёнаў металаў і аніёнаў кіслотных астаткаў, якія змяшчаюцца ў іх.

Пытанні і заданні

1. Як можна распазнаць растворы сернай кіслаты і гідраксиду натрыю?
2. З пералічаных рэчываў выберыце тыя, растворы якіх будуць змяняць афарбоўку фенолфталеіну на малінавую: NaOH , HCl , NaHSO_4 , NaCl , KOH , HNO_3 .
3. З якімі з пералічаных рэчываў: гідраксід натрыю, сяляная кіслата, алюміній, аксід медзі(II), серабро, карбанат калію, нітрат натрыю — рэагуе разбаўленая серная кіслата? Запішыце ўраўненні магчымых хімічных рэакцый у малекулярнай і іоннай формах.

4. Ці могуць адначасова ў растворы знаходзіцца іоны Na^+ і SO_4^{2-} , Ba^{2+} і Cl^- , Cu^{2+} і S^{2-} , H^+ і OH^- ?
5. Ці хопіць раствору аб'ёмам 300 г з масавай доляй KOH , роўнай 5 %, для поўнай нейтралізацыі раствору масай 200 г, у якім масавая доля фосфарнай кіслаты складае 20 %? Вызначыце асяроддзе раствору пасля заканчэння рэакцыі.
6. Вылічыце масу карбанату натрыю, неабходнага для асаджэння ўсіх іонаў кальцыю з раствору масай 260 г з масавай доляй нітрату кальцыю, роўнай 0,1.
7. Для зніжэння кіслотнасці глеб у іх уносяць даламіт $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ або вапняк CaCO_3 , паклады якіх сканцэнтраваны ў Віцебскай вобласці. Здабычу гэтых карысных выкапняў ажыццяўляе добра вядомае ААТ «Даламіт» (г. Віцебск) — адзінае ў рэспубліцы і найбуйнейшае ў Еўропе прадпрыемства па здабычы і перапрацоўцы даламітавай сыравіны. Складзіце скарочанае іоннае ўраўненне рэакцыі вапняку з іонамі, якія абумоўліваюць павышаную кіслотнасць глеб.
8. Ці будзе валодаць электраправоднасцю раствор, атрыманы ў выніку змешвання раствору масай 200 г з масавай доляй гідраксиду барыю, роўнай 0,171, з раствором такой жа масы, у якім масавая доля сернай кіслаты складае 9,8 %?

Рыхтуемца да алімпіяд

1. Да раствору масай 294 г з масавай доляй сернай кіслаты, роўнай 10 %, дадалі аксід серы(VI) масай 16 г. Разлічыце масу (г) раствору шчолачы з масавай доляй гідраксиду калію, роўнай 0,2, неабходнага для поўнай нейтралізацыі прыгатаванага раствору.

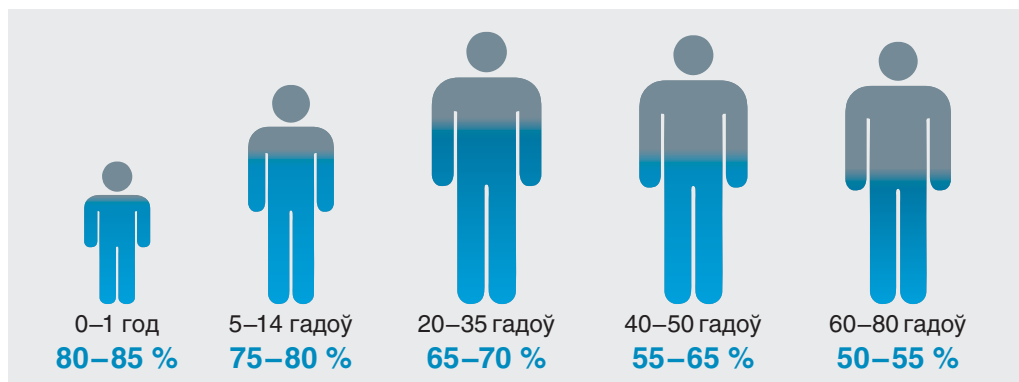


Дамашні эксперымент

У састаў яечнай шкарлупіны ўваходзіць нерастваральны ў вадзе карбанат кальцыю. Даследуйце, ці можна выдаліць яечную шкарлупіну, не разбіваючы яе. Для гэтага наліце ў шклянку да паловы раствор воцатнай кіслаты (сталовы воцат — раствор з масавай доляй кіслаты, роўнай 9 %). Асцярожна апусціце ў раствор курынае яйцо. Праз адну-дзве гадзіны паглядзіце, ці засталася шкарлупіна цэлай. Падумайце, якімі кіслотамі можна замяніць воцатную кіслату. Складзіце малекулярнае, поўнае іоннае і скарочанае іоннае ўраўненні рэакцыі адной з гэтых кіслот з карбанатам кальцыю.

§ 11. Вада і растворы ў жыццядзейнасці чалавека

Вада з'яўляецца самым распаўсюджаным рэчывам на Зямлі і адыгрывае вельмі важную ролю ў жыццядзейнасці чалавека. Яна ўтрымліваецца ва ўсіх жывых арганізмах і ўдзельнічае ў біяхімічных працэсах, якія ляжаць у аснове жыцця. У арганізме чалавека ўтрыманне вады максімальнае ў момант нараджэння і з узростам паступова памяншаецца. У цэле немаўляці яно складае 80–85 % па масе, а ў цэле 80-гадовага чалавека гэты паказчык змяняецца ад 50 да 55 % (мал. 26).

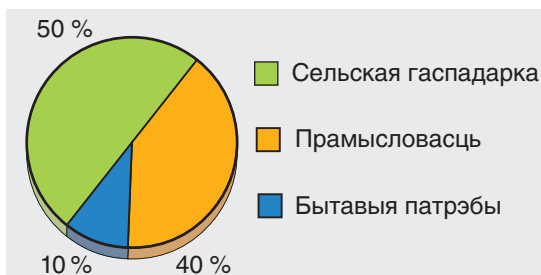


Мал. 26. Утрыманне вады ў арганізме чалавека

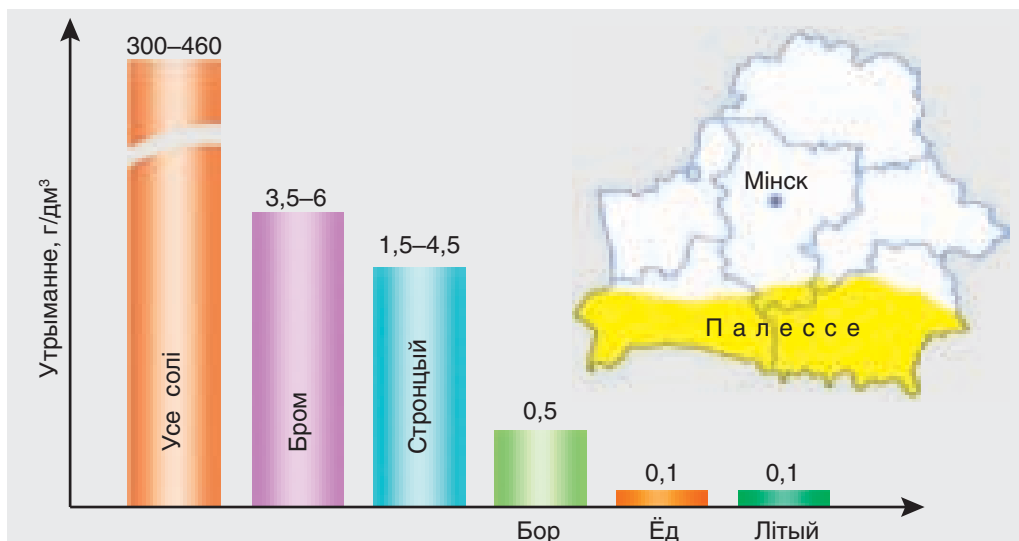
Вада змяшчаецца ва ўсіх органах і тканках арганізма чалавека і выконвае мноства жыццёва важных функцый. У прыватнасці, яна ўдзельнічае ў працэсах стрававання і абмену рэчываў, у падтрыманні пастаяннай тэмпературы цела. Вада з'яўляецца асноўным кампанентам крыві, якая транспартуе кісларод і пажыўныя рэчывы ў клеткі арганізма.

Вада выкарыстоўваецца ў шмат якіх сферах дзейнасці чалавека, напрыклад у прамысловасці, сельскай гаспадарцы і быце (мал. 27).

Усе прыродныя воды з'яўляюцца растворамі. Яны маюць велізарнае значэнне як



Мал. 27. Расход вады на розныя патрэбы



Мал. 28. Састаў расолаў Палесся

для жывой, так і для нежывой прыроды. Усе рэчывы, неабходныя для жыццядзейнасці раслін, паступаюць у іх арганізм з водных раствораў. Прыродныя воды ўдзельнічаюць у шматлікіх прыродных працэсах, напрыклад ва ўтварэнні горных парод і глеб.

Прыродныя воды па ўтрыманні ў іх раствораных солей (мінералізацыі) дзеляцца на прэсныя (пітныя), мінеральныя і расолы. У прэснай вадзе мінералізацыя не павінна перавышаць 0,1 %. У мінеральных вод утрыманне раствораных солей даходзіць да 4 %. Мінералізацыя вод расолаў дасягае некалькіх дзясяткаў працэнтаў.

У Беларусі ёсць больш за 200 радовішчаў падземных вод і звыш 60 крыніц мінеральных вод. Расолы Прыпяцкага прагіну (Палесся) захоўваюць пад зямлёй вялізныя запасы водных раствораў солей розных металаў, у тым ліку і надзвычай рэдкіх. Гэта вельмі перспектыўная крыніца прамысловага атрымання самых розных каштоўных рэчываў, перш за ўсё брому і ёду (мал. 28).

Праблема якасці вады

Прыродныя запасы прэснай вады абмежаваныя. Прыдатнасць вады для піцця залежыць ад яе якасці, якая вызначаецца такімі паказчыкамі, як празрыстасць, колер, смак, пах, электраправоднасць, жорсткасць,

наяўнасць розных прымесей. На жаль, вада ў прыродзе ўсё больш забруджваецца самымі рознымі адходамі спажывання і адходамі вытворчасці. На малюнку 29 паказаны асноўныя шляхі забруджвання вадаёмаў і крыніц прэснай вады. Цвёрдыя адходы робяць ваду непразрыстай для сонечнага святла, што прыводзіць да парушэння працэсу фотасінтэзу. Залішняя ўтрыманне ў вадзе нітратаў і фасфатаў выклікае ўзмацнены рост у вадаёмах прасцейшага багавіння. У канчатковым выніку гэта прыводзіць да парушэння экалагічнай раўнавагі ў вадаёмах.

Многія з адходаў, якія забруджваюць вадаёмы, з'яўляюцца вельмі таксічнымі рэчывамі, здольнымі назапашвацца ў жывых арганізмах, а затым па ланцугу харчавання трапляць і ў арганізм чалавека. Перавышэнне дапушчальнага ўзроўню нітратаў у пітной вадзе можа прыводзіць да ўзнікнення анкалагічных захворванняў. Таму чалавек павінен клапаціцца аб чысціні і бяспецы водных крыніц і эканоміць ваду.



Мал. 29. Асноўныя крыніцы забруджвання вады



Мал. 30. Збудаванні прамысловай ачысткі вады

У рамках дзяржаўнай праграмы «Камфортнае жыллё і спрыяльнае асяроддзе», разлічанай на 2021–2025 гг., у Мінску рэалізаваны маштабны праект па пераводзе горада на забеспячэнне артэзіянскай вадой. Такая вада з’яўляецца больш чыстай і карыснай, чым вада з паверхневых крыніц. Агульны расход артэзіянскай вады за суткі складае 130 тыс. м³. У рамках рэалізацыі гэтага праекта было прасвідравана 90 новых свідравін і рэканструйвана 48 наяўных, пракладзены новыя магістралі трубаправодаў даўжынёй каля 114 км.

Для таго каб эканоміць ваду, не дапускаць непатрэбных трат, вучоныя распрацоўваюць розныя спосабы скарачэння яе расходаў ў сельскай гаспадарцы, прамысловасці і быце. Для гэтага на вытворчасці ствараюць замкнутыя цыклы выкарыстання вады, удасканальваюць тэхналогіі эканамічнага выкарыстання, паляпшаюць спосабы ачысткі вады на спецыяльных ачышчальных збудаваннях, якія ёсць практычна ва ўсіх гарадах рэспублікі. Яны ўяўляюць сабой вельмі складаны вытворчы комплекс (мал. 30), дзе кругласутачна сцёкавая вада праходзіць поўны цыкл механічнай і біялагічнай ачысткі.

На першым этапе фільтравання сцёкавыя воды праходзяць механічную і біялагічную ачысткі, у ходзе якіх з вады выдаляюцца буйныя цвёрдыя прымесі. Далей вада праходзіць праз пясчаныя фільтры, якія выдаляюць з вады дробныя нерастваральныя часцінкі. Затым сцёкавая вада накіроўваецца на першаснае адстойванне, дзякуючы якому завялікія ў ёй мікраскапічныя часцінкі цвёрдых прымесей асядаюць на дно.

Пасля адстойвання ваду падвяргаюць біялагічнай ачыстцы з дапамогай актыўнага глею — біяцэнозу прасцейшых мікраарганізмаў і бактэрый, якія і чысцяць сцёкавыя воды.

Няводныя растворы

Акрамя вады ў якасці растваральнікаў выкарыстоўваюць бензін, спірт, ацэтон і іншыя вадкасці, з якімі вы ўжо сутыкаліся ў быце. Напрыклад, тлушч не раствараецца ў вадзе, але лёгка раствараецца ў бензіне. Таму плямы тлушчу з тканіны выдаляюць (выводзяць) бензінам. Крышталічны ёд у вадзе маларастваральны, таму вядомы вам аптэчны

раствор ёду гатуюць растварэннем яго ў спірце. Для растварэння лакаў шырока выкарыстоўваюцца ацэтон і розныя саставы на яго аснове.

Арганічныя растваральнікі прымяняюцца пры вытворчасці лака-фарбавых матэрыялаў, якія ў апошні час усё часцей замяняюцца водна-эмульсійнымі фарбамі. Гэта звязана з тым, што арганічныя растваральнікі падчас высыхання фарбаў выпараюцца ў атмасферу, забруджваючы пры гэтым навакольнае асяроддзе.

У медыцыне няводныя растваральнікі выкарыстоўваюць пры прыгатаванні лекавых сродкаў, напрыклад розных спіртавых настоек.

Арганічныя растваральнікі шырока ўжываюць для вылучэння алеяў з насення раслін. Атрыманы такім чынам рапсавы алей у апошнія гады пачынаюць выкарыстоўваць у якасці сыравіны для вырабу альтэрнатыўнага паліва для рухавікоў унутранага згарання.



У Рэспубліцы Беларусь адным з найбуйнейшых прадпрыемстваў па перапрацоўцы насення рапсу ў рапсавы алей з'яўляецца ААТ «Рапс». З 1991 г. гэта арганізацыя пастаўляе высака якасную прадукцыю як на ўнутраны, так і на знешні рынак. Акрамя таго, прадпрыемства дабілася высокіх вынікаў у раслінаводстве і жывёлагадоўлі і з'яўляецца адной з валаўтваральных гаспадарак Мінскага раёна.

Пытанні і заданні

1. Вядома, што працяглае ўжыванне дыстыляванай вады шкоднае для арганізма. Як вы думаеце чаму?
2. Разлічыце расход вады ў кватэры за суткі, калі з няшчыльна закрытага крана выцякае вада аб'ёмам 1 дм^3 за мінуту.
3. Разлічыце, колькі вады вы павінны атрымліваць з ежай за дзень, калі для падтрымання воднага балансу чалавеку неабходна вада масай 40 г на 1 кг масы цела. Выканайце такія разлікі для ўсіх членаў вашай сям'і.
4. Ці ведаеце вы, якія вытворчыя прадпрыемствы размешчаны ў вашым рэгіёне? Ці ёсць сярод іх прадпрыемствы, якія з'яўляюцца горадаўтваральнымі? Ці ўзнікаюць экалагічныя праблемы ў працэсе іх дзейнасці? Як яны вырашаюцца на гэтых прадпрыемствах?

Рыхтуемся да алімпіяд

1. У медыцыне шырока ўжываецца спіртавы раствор ёду, утрыманне якога складае 50 мг/см^3 . Аптэчны флакон гэтага раствору аб'ёмам 10 см^3 разбавілі вадой да аб'ёму 100 см^3 . Разлічыце малярную канцэнтрацыю ёду ў прыгатаваным раствору.

Комплекснае заданне

Уважліва прачытайце тэкст і выканайце прыведзеныя ніжэй заданні

Асаблівасці геаграфічнага становішча Беларусі абумовілі фарміраванне на яе тэрыторыі гідраграфічнай сеткі, якая ўключае рэкі, азёры, каналы, вадасховішчы і сажалкі. Усяго на тэрыторыі Беларусі працякае 20 800 рэк і ручаёў агульнай працягласцю 90 600 км, у якіх засяроджана каля 9 км³ вады. Водны Кодэкс Рэспублікі Беларусь прадугледжвае праграмы і мерапрыемствы па ахове і выкарыстанні вод, планы кіравання воднымі рэсурсамі, нарматывы якасці вады, якая прымяняецца для розных мэт.

Параўнайце якасць вады ў вашым населеным пункце з розных крыніц — водаправоднай, з вадаёма і дажджавой.

1. Збярыце пробы вады з усіх крыніц у шклянкі аднаго памеру. Для прадухілення выпарэння вады зачытайце шклянкі накрыўкамі або поліэтыленавай плёнкай. Пастаўце шклянкі ў цёмнае месца на 1 дзень, каб нерастваральныя ў вадзе прымесьці цалкам аселі на дно. Праз азначаны час праверце наяўнасць у шклянках асадкаў. У якім выпадку асадак большы? А можа, ён наогул адсутнічае? Або мы яго не заўважылі?

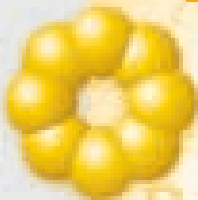
2. Перамяшайце вадку ў кожнай шклянцы. З кавалачка белай тканіны (папяровай сурвэткі) зрабіце фільтры і адфільтруйце нерастваральныя рэчывы. Разгледзьце і параўнайце фільтры. Яны ўсё такія ж белыя? Вы выкарысталі два вядомыя вам спосабы падзелу сумесей: адстойванне і фільтраванне, ацаніце іх вынікі.

3. Наліце адфільтраваную вадку з кожнай крыніцы ў сподкі і пакажайце, пакуль уся вада выпарыцца. Параўнайце след ад рэчываў на сподках, фільтры, асадкі і вырашыце, якая ж вада змяшчае найменшую колькасць прымесей — водаправодная, з вадаёма ці дажджавая.

4. Скарыстайцеся дадатковай літаратурай, Інтэрнэтам і падрыхтуйцеся да абмеркавання з аднакласнікамі і настаўнікам праблем якасці вады і варыянтаў яе аховы, якія прымяняюцца ў свеце і ў Рэспубліцы Беларусь.

3

Глава



НЕМЕТАЛЫ

§ 12. Агульная характарыстыка неметалаў

Традыцыйны падзел хімічных элементаў на металы і неметалы ўзнік яшчэ ў часы алхіміі. Ён быў звязаны з тым, што па сваіх уласцівасцях простыя рэчывы металы, як правіла, моцна адрозніваюцца ад простых рэчываў неметалаў. Некаторыя звесткі пра неметалы вы ўжо атрымалі, вывучаючы хімію ў 7-м і 8-м класах.

Да неметалаў адносяцца 23 хімічныя элементы са 118 вядомых на сённяшні дзень. Масавая доля неметалаў у зямной кары складае амаль 80 %, яны ўваходзяць у састаў практычна ўсіх арганічных і неарганічных рэчываў. Хімічныя элементы неметалы і ўтвораныя імі рэчывы, якія складаюць жывую і нежывую прыроду, знаходзяцца ў пастаянным кругавароце, пераходзячы з мінеральнай формы ў жывую матэрыю і наадварот. Неметалы (у асноўным вадарод і гелій) складаюць амаль 99 % масы матэрыі ў назіраемым Сусвеце.



Адным з жыццёва неабходных для чалавека элементаў з'яўляецца неметал Se. Устаноўлена, што гэты элемент, маса якога ў арганізме чалавека каля 15 мг, важны для работы імуннай, рэпрадуктыўнай, сардэчна-сасудзістай і нервовай сістэм. У лясх Беларусі сустракаецца шмат грыбоў, якія з'яўляюцца прыроднымі назапашвальнікамі селену — гэта хуткарослыя лісцікі, апенькі і масляты. На думку вучоных, менавіта селен уплывае на хуткасць росту грыбоў. Варта памятаць, што ўжыванне прадуктаў, якія змяшчаюць селен у колькасцях, якія перавышаюць 5 мг на 1 кг ежы, прыводзіць да вострага атручэння арганізма чалавека.

Становішча ў перыядычнай сістэме і электронная будова атамаў неметалаў

У перыядычнай сістэме ўмоўная мяжа паміж металамі і неметаламі праходзіць па ступеньчатай лініі ў напрамку ад бору В да аганесону Og (форзац 1). Хімічныя элементы, размешчаныя справа ад гэтай лініі ў IIIA—VIIIA-групам, з'яўляюцца неметаламі. Да неметалаў адносяцца і вадарод Н.

Для некаторых элементаў неметалаў прымяняюцца групавыя назвы. Так, *элементы VIIIA-групы* называюць **высакароднымі газамі**, *элементы VIIA-групы* — **галагенамі**, *элементы VIA-групы* — **халькагенамі**. Элементы, размешчаныя ўздоўж умоўнай размежавальнай лініі, — бор **B**, крэмній **Si**, мыш'як **As**, тэлур **Te**, астат **At** і аганесон **Og** — адносяцца да неметалаў, але могуць праяўляць і некаторыя металічныя ўласцівасці, г. зн. у сваіх паводзінах праяўляюць пэўную дваістасць.

Галоўнае, што абумоўлівае прыналежнасць хімічных элементаў да ліку неметалаў — гэта, вядома, асаблівасці будовы знешняга энергетычнага ўзроўню іх атамаў. У атамаў большасці неметалаў (акрамя вадароду, гелію і бору) на знешнім энергетычным узроўні змяшчаецца ад 4 да 8 электронаў.

Вадарод **H** з электроннай канфігурацыяй атама $1s^1$ і гелій **He** з электроннай канфігурацыяй атама $1s^2$ адносяцца да *s*-элементаў, а ўсе астатнія неметалы — да *p*-элементаў. У атамаў *p*-элементаў А-груп колькасць электронаў на знешнім энергетычным узроўні роўна нумару групы (табл. 16).

Табліца 16. Электронныя канфігурацыі знешніх энергетычных узроўняў неметалаў *p*-сямейства

Група	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
Электронныя канфігурацыі атамаў	ns^2np^1	ns^2np^2	ns^2np^3	ns^2np^4	ns^2np^5	ns^2np^6
Хімічныя элементы	B	C Si	N P As	O S Se Te	F Cl Br I At	Ne Ar Kr Xe Rn Og

Ступені акіслення

Характэрнай рысай атамаў неметалаў з'яўляецца іх здольнасць парэагнальна лёгка далучаць электроны, якіх не хапае да завяршэння знешняга энергетычнага ўзроўню, г. зн. здольнасць праяўляць акісляльныя ўласцівасці. Здольнасць атамаў неметалаў далучаць электроны ўзрастае ў перыядзе злева направа, а ў групе — знізу ўверх. Таму самы

тыповы элемент неметал — фтор. Нагадаем, што знешні энергетычны ўзровень, на якім знаходзяцца 8 (2 для элементаў 1-га перыяду) электронаў, з'яўляецца завершаным і характарызуецца высокай устойлівасцю. Калі абазначыць атам хімічнага элемента літарай $\mathbf{\tilde{A}}$, то схему далучэння да яго электронаў можна запісаць так:



Такім чынам, для атамаў неметалаў у іх злучэннях з металамі, вадародам і іншымі менш электраадмоўнымі элементамі характэрны адмоўныя ступені акіслення ад -4 да -1 , як, напрыклад, у злучэннях:



У злучэннях з больш электраадмоўнымі элементамі для атамаў неметалаў характэрны дадатныя ступені акіслення, напрыклад $\overset{+4}{\text{SO}_2}$, $\overset{+5}{\text{PCl}_5}$ і інш. Выключэнне складае толькі фтор $\mathbf{F}$, які ў сваіх злучэннях з іншымі элементамі праяўляе адну ступень акіслення, роўную -1 .

Максімальная дадатная ступень акіслення атама неметалу звычайна роўна нумару А-групы ў табліцы перыядычнай сістэмы, у якой ён знаходзіцца (за выключэннем кіслароду і фтору).

Мінімальная адмоўная ступень акіслення атама неметалу (за выключэннем вадароду) роўна рознасці: № А-групы $- 8$.

Так, напрыклад, у серы — элемента групы VIA — максімальная дадатная ступень акіслення складае $+6$, а мінімальная адмоўная роўна -2 ($6 - 8 = -2$). Вуглярод размешчаны ў IVA-групе, таму максімальная дадатная ступень акіслення атама вугляроду складае $+4$, а мінімальная адмоўная роўна -4 ($4 - 8 = -4$).

Для ўсіх неметалаў, акрамя фтору, характэрны зменныя ступені акіслення. Нагадаем, што ступені акіслення атамаў у складаным злучэнні разлічваюцца зыходзячы з таго, што алгебраічная сума ступеней акіслення ўсіх атамаў у рэчыве роўна нулю. Вызначым ступень акіслення

атама хлору (x) у злучэнні $\overset{+1}{\text{K}}\overset{x}{\text{Cl}}\overset{-2}{\text{O}_4}$. У гэтым злучэнні колькасці атамаў калію, хлору і кіслароду роўны адпаведна 1, 1 і 4, а ступені акіслення атамаў калію і кіслароду роўны адпаведна $+1$ і -2 . Складзём алгебраічнае

ўраўненне і, рашыўшы яго, знойдзем велічыню x — шуканую ступень акіслення атама хлору:

$$1 \cdot (+1) + 1 \cdot x + 4 \cdot (-2) = 0, \text{ адкуль } x = +7.$$

Звяртаем вашу ўвагу на тое, што ў формулах бінарных, г. зн. утвораных двума элементамі, злучэнняў на першым месцы заўсёды запісваецца элемент з меншай электраадмоўнасцю, напрыклад KCl , H_2S , SiO_2 . Выключэнне складаюць некаторыя злучэнні азоту з вадародам, напрыклад аміяк, для якога прынята традыцыйнае напісанне, — NH_3 , а таксама метан — CH_4 . У сучаснай наменклатуры бінарныя злучэнні прынята называць па тым элеменце, які мае большую электраадмоўнасць, дадаючы да кораня яго лацінскай назвы канчатак -ід. Такім чынам, злучэнні неметалаў з металамі будуць называцца: у выпадку кіслароду — аксіды (CaO), вадароду — гідрыды (LiH), серы — сульфіды (Na_2S), азоту — нітрыды (Li_3N), хлору — хларыды (NaCl) і г. д.

Да неметалаў адносяцца 23 хімічныя элементы з усіх вядомых на сённяшні дзень. Усе неметалы з'яўляюцца хімічнымі элементамі А-груп перыядычнай сістэмы.

Атамы неметалаў могуць праяўляць як адмоўныя, так і дадатныя ступені акіслення.

Максімальная дадатная ступень акіслення атамаў неметалаў звычайна лікава роўна нумару А-групы ў перыядычнай сістэме элементаў.

Мінімальная адмоўная ступень акіслення атамаў неметалаў роўна рознасці: № А-групы – 8.

Пытанні і заданні

1. Ахарактарызуйце становішча неметалу ў перыядычнай сістэме хімічных элементаў. Ці можна правесці рэзкую мяжу паміж металамі і неметаламі?
2. Прывядзіце электронныя канфігурацыі знешніх энергетычных узроўняў атамаў гелію, вугляроду, фосфару, хлору.
3. Начарціце электронна-графічную схему атама з парадкавым нумарам 9. Кратка ахарактарызуйце яго ўласцівасці на аснове будовы атама і становішча ў перыядычнай сістэме. Якое злучэнне ён утварае з вадародам? Запішыце формулу гэтага злучэння і вызначыце масавую долю вадароду ў ім.

4. Напішыце хімічныя формулы наступных рэчываў: хларыд фосфару(V), аксід азоту(I), аксід селену(VI), фтарыд ксенону(IV), аксід мыш'яку(III).
5. Якія ступені акіслення могуць праяўляць неметалы ў злучэннях? Вызначыце ступень акіслення хлору ў злучэннях: KCl , Cl_2O_7 , KClO_3 ; азоту ў злучэннях: NH_3 , N_2O , KNO_3 .
6. Назавіце злучэнні, формулы якіх: CaCl_2 , Na_2O , Al_2S_3 , KI . Разлічыце масавую долю неметалу ў кожным з іх.
7. Прачытайце ўважліва на ўпакоўцы звесткі пра склад зубной пасты, якая ёсць у вас дома. Атамы якіх неметалаў уваходзяць у састаў рэчываў, якія выкарыстоўваюцца пры вырабе зубной пасты? Ці можна ў гэтым выпадку замест складаных рэчываў, якія змяшчаюць атамы фтору, выкарыстоўваць простае рэчыва фтор? Чаму?
8. Напішыце дасье на неметал (серу, кісларод, фосфар, вуглярод і інш.) па плане: паходжанне назвы, гісторыя адкрыцця, будова атама, роля ў прыродзе і жыцці чалавека.

Рыхтуемся да алімпіяд

1. Колькі пратонаў, нейтронаў і электронаў змяшчаецца ў малекуле бінарнага лятучага вадароднага злучэння крэмнію з адноснай малекулярнай масай, роўнай 32? Навошта пазначана адносная малекулярная маса гэтага рэчыва? Разлічыце масу адной малекулы гэтага злучэння.

§ 13. Простыя рэчывы неметалы

Простыя рэчывы неметалы вуглярод і сера здаўна вядомы чалавеку. У XIII ст. быў атрыманы мыш'як, у XVII ст. адкрыты вадарод і фосфар, у канцы XVIII ст. — кісларод, азот, хлор, тэлур. У першай палове XIX ст. былі атрыманы бром, ёд, селен, крэмній, бор. Вылучыць фтор і адкрыць высакародныя газы атрымалася толькі ў канцы XIX ст.

Сярод простых рэчываў неметалаў адрозніваюць рэчывы малекулярнай будовы (напрыклад, кісларод O_2 , азон O_3 , азот N_2 , сера S_8) і рэчывы немалекулярнай будовы (напрыклад, вуглярод у выглядзе алмазу і графіту). Не толькі кісларод і вуглярод, але і многія іншыя хімічныя элементы існуюць у выглядзе некалькіх простых рэчываў. Усяго на 118 хімічных элементаў прыпадае больш за 500 простых рэчываў.

Існаванне хімічных элементаў у выглядзе некалькіх простых рэчываў называецца алатропіяй (ад грэч. *allotropos* — іншая ўласцівасць), а такія простыя рэчывы — алатропнымі мадыфікацыямі.

Алатропныя мадыфікацыі могуць адрознівацца колькасцю атамаў у малекуле (кісларод O_2 і азон O_3), спосабам іх злучэння або будовай крышталічных рашотак (алмаз і графіт). Гэта адбіваецца на фізічных уласцівасцях рэчываў, а часта і на іх актыўнасці ў хімічных рэакцыях.

Фізічныя ўласцівасці

Фізічныя ўласцівасці простых рэчываў, якія ўтвараюцца неметаламі, адрозніваюцца вялікай разнастайнасцю, для іх цяжка вылучыць агульныя характэрныя прыметы. Напрыклад, пры звычайных умовах хлор Cl_2 , вадарод H_2 , кісларод O_2 , азот N_2 — газы, бром Br_2 — вадкасць, а бор B , вуглярод C , крэмній Si , сера S , ёд I_2 — цвёрдыя рэчывы (мал. 31). Афарбоўка простых рэчываў неметалаў таксама вельмі разнастайная: графіт — цёмна-шэры, бром — чырвона-буры, сера — жоўтая, хлор — жоўта-зялёны і г. д.

У шырокім інтэрвале змяняюцца і іншыя фізічныя ўласцівасці неметалаў. Так, аргон, хлор і сера ў цвёрдым стане з'яўляюцца дыэлектрыкамі, крэмній — паўправадніком, а дастаткова высокая электраправоднасць графіту дазваляе выкарыстоўваць яго ў якасці токаправодных электродаў.



Мал. 31. Простыя рэчывы неметалы: 1 — бор, 2 — сера, 3 — ёд, 4 — фосфар, 5 — крэмній, 6 — мыш'як

Хімічныя ўласцівасці

Простыя рэчывы неметалы істотна адрозніваюцца паміж сабой па хімічнай актыўнасці. Так, элементы VIIIA-групы гелій **He**, неон **Ne**, аргон **Ar** утвараюць практычна інертныя рэчывы.

Найбольш хімічна актыўнымі неметаламі з'яўляюцца галагены і кісларод. Сера, вуглярод і крэмній уступаюць у хімічныя рэакцыі, як правіла, толькі пры павышаных тэмпературах.

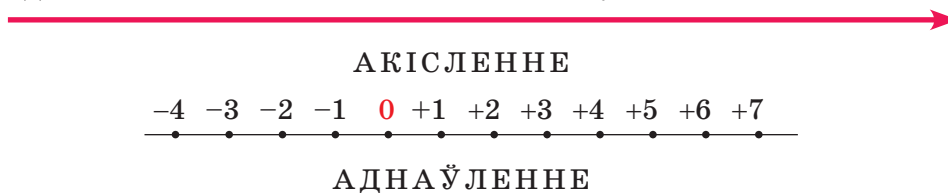
У хімічных рэакцыях неметалы, акрамя фтору, могуць праяўляць як акісляльныя, так і аднаўленчыя ўласцівасці. З курса хіміі 8-га класа вы ўжо ведаеце, што ў ходзе любой акісляльна-аднаўленчай рэакцыі адны атамы — адноўнікі — аддаюць электроны, самі пры гэтым акісляюцца, а іншыя атамы — акісляльнікі — прымаюць электроны і аднаўляюцца (мал. 32).



Мал. 32. Схема акісляльна-аднаўленчага працэсу

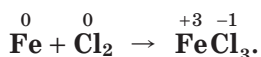
Працэс акіслення і працэс аднаўлення заўсёды ажыццяўляюцца адначасова. У выніку акіслення ступень акіслення атамаў павышаецца, а ў выніку аднаўлення — паніжаецца:

АДНОЎНІК: аддае e^- , акісляецца, павышае сваю ступень акіслення

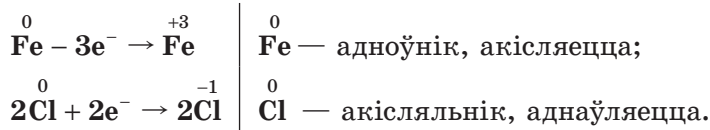


АКІСЛЯЛЬНІК: прымае e^- , аднаўляецца, паніжае сваю ступень акіслення

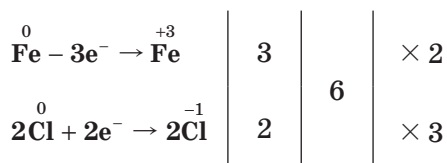
Разгледзім узаемадзеянне хлору з жалезам, якое адбываецца па схеме:



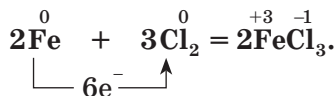
У гэтай рэакцыі атамы жалеза ў нулявой ступені акіслення аддаюць па тры электроны і акісляюцца да ступені +3, а атамы хлору ў нулявой ступені акіслення прымаюць гэтыя электроны і аднаўляюцца да ступені акіслення -1. Пакажам гэтыя ператварэнні ў выглядзе схемы:



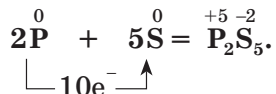
Для таго каб агульная колькасць электронаў, аддадзеных атамамі адноўніка, была роўна агульнай колькасці электронаў, прынятых атамамі акісляльніка, складзём схему электроннага балансу:



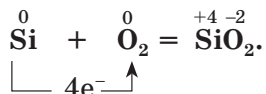
Паколькі агульная колькасць электронаў, якія пераходзяць ад атамаў жалеза да атамаў хлору, роўна 6, складзём ураўненне рэакцыі і пакажам пераход названай колькасці электронаў:



Акісляльныя ўласцівасці неметалаў праяўляюцца пры іх узаемадзеянні з металамі, вадародам і з іншымі неметаламі, якія маюць ніжэйшую электраадмоўнасць. Напрыклад, сера акісляе фосфар:



Фосфар у гэтай рэакцыі выступае адноўнікам і ў злучэнні, якое ўтвараецца, праяўляе дадатную ступень акіслення +5. Аднаўленчыя ўласцівасці неметалаў праяўляюцца і ў рэакцыях з іншымі простымі рэчывамі — моцнымі акісляльнікамі, напрыклад з кіслародам:



Атамы неметалаў у аксідах праяўляюць дадатныя ступені акіслення.

Пры складанні ўраўненняў хімічных рэакцый для спрашчэння простыя рэчывы неметалы, якія ўтвораны многаатамнымі малекуламі (S_8 , P_4) або якія маюць немалекулярную будову (вуглярод), запісваюць адным сімвалам, напрыклад S , P , C .

З іншымі ўласцівасцямі неметалаў вы пазнаёміцеся ў наступных параграфах.

Існаванне хімічных элементаў у выглядзе некалькіх простых рэчываў называецца алатропіяй.

У хімічных рэакцыях простыя рэчывы неметалы, за выключэннем фтору, могуць праяўляць як акісляльныя, так і аднаўленчыя ўласцівасці.

Пытанні і заданні

- Якія з пералічаных рэчываў з'яўляюцца простымі:
а) аксід натрыю; б) сера; в) хлоравадарод; г) ёд; д) азот; е) мармур; ж) вада?
- Сярод пар простых рэчываў знайдзіце «лішнюю»: а) белы і чырвоны фосфар; б) кісларод і азон; в) жалеза і фтор; г) алмаз і графіт. Растлумачце свой выбар.
- Дайце азначэнне паняцця «алатропія». Прыведзіце вядомыя вам прыклады алатропных мадыфікацый некаторых хімічных элементаў. Растлумачце, чаму простых рэчываў больш, чым хімічных элементаў.
- З прыведзеных прыкладаў выпішыце ў два слупкі схемы, якія адлюстроўваюць працэсы акіслення і аднаўлення: а) $H_2S \rightarrow H_2SO_4$; б) $P \rightarrow H_3PO_4$; в) $KClO_3 \rightarrow KCl$; г) $HNO_3 \rightarrow NO$; д) $Cl_2 \rightarrow KClO$. Вызначыце ступені акіслення элементаў, якія змяняюцца ў пералічаных працэсах.
- З прыведзеных ніжэй ураўненняў выберыце ўраўненні акісляльна-аднаўленчых рэакцый, назавіце акісляльнік і адноўнік, складзіце схемы пераходу электронаў ад адноўніка да акісляльніка:
а) $CaO + CO_2 = CaCO_3$;
б) $3H_2 + N_2 = 2NH_3$;
в) $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$.
- Разлічыце аб'ём (н. у.) паветра, якое спатрэбіцца для спальвання метану CH_4 хімічнай колькасцю 2 моль. Аб'ёмная доля кіслароду ў паветры складае 21 %.

7. Разлічыце масу жалеза, якое ўступіць у рэакцыю з хлорам хімічнай колькасцю 3 моль. Якая соль пры гэтым утвараецца? Запішыце ўраўненне дысацыяцыі гэтай солі ў водным растворе.
8. Складзіце ўраўненні рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:



Рыхтуемся да алімпіяд

1. Для прафілактыкі карыесу рэкамендуецца выкарыстоўваць фторзмяшчальную зубную пасту. Зубная паста аднаго з вытворцаў змяшчае, як пазначана на ўпакоўцы, 0,454 % фтарыду волава(II), а зубная паста іншага вытворцы — 0,8 % манафторфасфату натрыю $\text{Na}_2\text{PO}_3\text{F}$. Якая з гэтых паст змяшчае больш фтору? Адказ пацвердзіце вылічэннямі.

§ 14. Вадарод

Будова атама і асаблівасці становішча ў перыядычнай сістэме

Атам вадароду мае самую простую будову: ён складаецца з ядра, якое змяшчае адзін пратон, і аднаго электрона на арбіталі, якая акружае ядро. Электронная канфігурацыя атама вадароду — $1s^1$, а яго электронна-графічная схема мае выгляд:



Такая будова знешняга энергетычнага ўзроўню характэрна для элементаў ІА-групы, таму вадарод можна аднесці да элементаў гэтай групы. Адначасова вадарод можна аднесці і да элементаў VIIA-групы, паколькі, гэтак жа як і ў элементаў гэтай групы, для завяршэння знешняга энергетычнага ўзроўню ў яго не хапае аднаго электрона.

Валентнасць вадароду ў яго злучэннях роўна І. У злучэннях з больш электраадмоўнымі элементамі ён праяўляе ступень акіслення +1, напрыклад $\overset{+1}{\text{H}}\text{F}$, $\overset{+1}{\text{H}}_2\text{O}$ і інш. У той жа час у злучэннях з металамі — гідрыдах — ступень акіслення атама вадароду роўна -1, напрыклад $\overset{-1}{\text{Na}}\text{H}$, $\overset{-1}{\text{Ca}}\text{H}_2$ і інш.

Знаходжанне вадароду ў прыродзе

У Сусвеце вадарод з'яўляецца самым распаўсюджаным элементам. Па існуючых ацэнках на долю гэтага элемента прыпадае каля 75 % масы Сусвету. Ён уваходзіць у састаў Сонца, многіх іншых зорак і туман-

насцей. Вялікія планеты Сонечнай сістэмы Юпітэр і Сатурн у асноўным складаюцца з вадароду.

На Зямлі вадарод — дзявяты па распаўсюджанасці хімічны элемент. Найбольш важным яго злучэннем, якое сустракаецца ў прыродзе, з’яўляецца вада. Вадарод уваходзіць у састаў прыроднага газу, нафты, а таксама жывёльных і раслінных арганізмаў. У выглядзе простага рэчыва вадарод сустракаецца вельмі рэдка ў вулканічных газах.

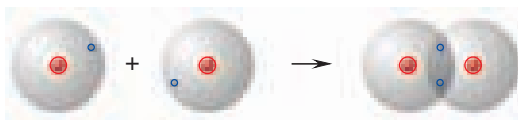
У прыродзе вадарод сустракаецца ў выглядзе ізатопаў ^1H — протыю, ^2H — дэйтэрыю і ^3H — трытыю. Дэйтэрый, для абазначэння якога часам карыстаюцца сімвалам **D**, уваходзіць у састаў так званай «цяжкай вады» D_2O . Яна выкарыстоўваецца ў якасці запавольніка нейтронаў у ядзерных рэактарах. Трытый, які абазначаецца сімвалам **T**, сустракаецца ў нязначных колькасцях.

Простае рэчыва

Малекула вадароду складаецца з двух атамаў, звязаных паміж сабой кавалентнай непалярнай сувяззю. Такая сувязь узнікае ў выніку ўтварэння паміж атамамі агульнай пары электронаў:



Мадэль перакрыцця электронных воблакаў паказана на малюнку 33.



Мал. 33. Утварэнне малекулы вадароду

Фізічныя ўласцівасці

Вадарод — бясколерны нетаксічны газ без паху і смаку, ён у 14,5 раза лягчэйшы за паветра.

Малекула вадароду непалярная. Таму сілы міжмалекулярнага ўзаемадзеяння ў газападобным вадародзе малыя. Гэта праяўляецца ў яго нізкіх тэмпературах кіпення ($-252,6\text{ }^{\circ}\text{C}$) і плаўлення ($-259,2\text{ }^{\circ}\text{C}$).

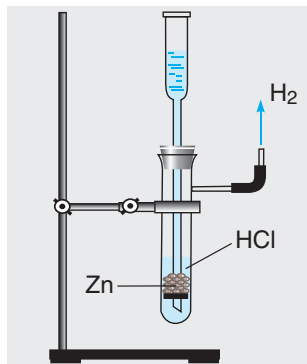
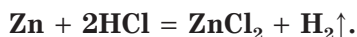


Пры звышвысокіх цісках вадарод пераходзіць у металічны стан, г. зн. праяўляе ўласцівасці металаў. У такім выглядзе ён знаходзіцца ў ядрах некаторых планет, напрыклад Юпітэра і Сатурна.

Вадарод нязначна раствараецца ў вадзе. Пры $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ яго растваральнасць складае каля $0,002\text{ г на } 1\text{ дм}^3$ вады. Таму вадарод пры яго атрымліванні ў лабараторыі можна збіраць метадам выцяснення вады.

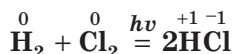
Атрыманне і хімічныя ўласцівасці

У лабараторыі вадарод атрымліваюць пры ўзаемадзеянні разбаўленых салянай або сернай кіслот з цынкам (мал. 34):

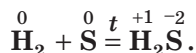
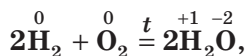


Мал. 34. Атрыманне вадароду ў лабараторыі

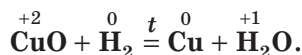
наўленчых рэакцый могуць быць узаемадзеянне вадароду з хлорам пры асвятленні:



або з кіслародам і серай пры награванні:

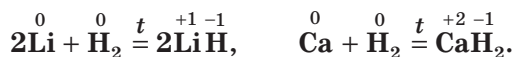


Пры павышанай тэмпературы вадарод рэагуе з аксідамі некаторых металаў, таксама выступаючы ў якасці адноўніка, напрыклад:



Аксісляльная здольнасць вадароду праяўляецца пры ўзаемадзеянні яго з многімі актыўнымі металамі пры павышаных тэмпературы і ціску.

У выніку рэакцый утвараюцца гідрыды, у якіх ступень акіслення вадароду роўна -1 , напрыклад:



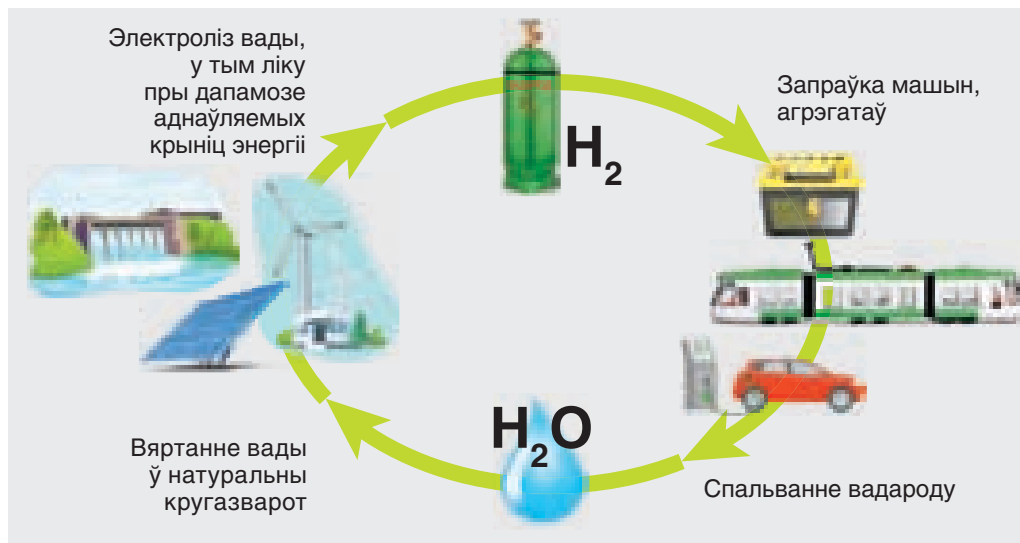
Вобласці прымянення вадароду

Вадарод з'яўляецца вельмі эфектыўным палівам: на адзінку масы ён вылучае цеплаты ў 2,6 раза больш, чым прыродны газ, у 8,3 раза больш, чым драўніна. Вадарод — экалагічна чыстае паліва, паколькі пры яго згаранні ўтвараецца толькі вада (мал. 35).

У цяперашні час вядома шмат прыкладаў выкарыстання вадароду ў якасці паліва на касмічных караблях, у рухавіках аўтамабіляў, падводных лодак.

Для атамаў вадароду H характэрны валентнасць I і ступені акіслення ў злучэннях з іншымі элементамі, роўныя $+1$ і -1 .

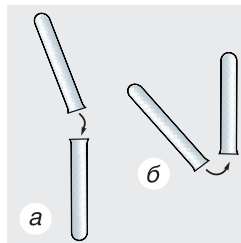
Простае рэчыва вадарод праяўляе як акісляльны, так і аднаўленчы ўласцівасці.



Мал. 35. Канцэпцыя вадароднай энергетыкі

Пытанні і заданні

1. Растлумачце, чаму ў перыядычнай сістэме вадароду адводзяць месца ў ІА- і адначасова ў VIA-групам.
2. Да якога тыпу хімічных рэакцый адносіцца рэакцыя атрымання вадароду ў лабараторыі? Разлічыце масу цынку і масу салянай кіслаты з масавай доляй HCl, роўнай 26 %, неабходных для атрымання вадароду хімічнай колькасцю 5 моль.
3. На якім малюнку (а ці б) адлюстраваны спосаб «пералівання» вадароду з адной пасудзіны ў другую? Адкаж растлумачце.
4. Складзіце ўраўненні рэакцый вадароду з: а) натрыем; б) бромам; в) вугляродам. Ахарактарызуйце акісляльна-аднаўленчыя ўласцівасці вадароду ў гэтых рэакцыях.
5. Разлічыце хімічную колькасць і аб'ём (н. у.) вадароду, які ўступіць у рэакцыю з азотам масай 3,4 г.
6. Разлічыце масу медзі (кг), якую можна атрымаць уздзеяннем вадароду аб'ёмам 12 м^3 (н. у.) на аксід медзі(II).
7. Расстаўце каэфіцыенты ў схемах наступных акісляльна-аднаўленчых рэакцый: а) $\text{Fe} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{H}_2$; б) $\text{WO}_3 + \text{H}_2 \rightarrow \text{W} + \text{H}_2\text{O}$. Назавіце акісляльнік і адноўнік.
8. Выкарыстаўшы вядомую вам інфармацыю, складзіце схему прымянення вадароду.



Рыхтуемся да алімпіяд

1. У выніку апрацоўкі сплаву двух металаў масай 50 г лішкам раствору шчолачы вылучыўся газ аб'ёмам $43,5 \text{ дм}^3$ (н. у.) і ўтварыўся цвёрды астатак. Яго растварэнне ў лішку салянай кіслаты прывяло да ўтварэння раствору зялёнага колеру і дадатковага вылучэння вадароду аб'ёмам $5,74 \text{ дм}^3$ (н. у.). Вызначыце састаў сплаву, адкаж пацвердзіце разлікам. Як называецца астатак, атрыманы пры растварэнні сплаву ў шчолачы, і для чаго ён выкарыстоўваецца ў хімічнай прамысловасці?

Комплекснае заданне

*Уважліва прачытайце тэкст і выканайце
прыведзеныя ніжэй заданні*

З пункту гледжання хіміі вадарод валодае ўнікальнай асаблівасцю — яго адносяць адразу да дзвюх груп перыядычнай сістэмы Д. І. Мендзялеева: да шчолачных металаў і галагенаў. Як шчолачны метал вадарод працяўляе моцныя аднаўленчыя ўласцівасці, напрыклад рэагуе са фторам

пры звычайных умовах, з хлорам — пад уздзеяннем святла, з іншымі неметаламі — пры награванні або ў прысутнасці каталізатараў. Пры ўзаемадзеянні з аксідамі і галагенідамі металаў аднаўляе іх да металаў; гэта ўласцівасць выкарыстоўваецца ў металургіі. Але, з другога боку, вадарод, як і галагены, праяўляе акісляльныя ўласцівасці і пры ўзаемадзеянні з металамі ўтварае гідрыды.

1. На падставе электроннай будовы атама вадароду растлумачце яго дваякае становішча ў перыядычнай сістэме хімічных элементаў.

2. Запішыце магчымыя ўраўненні рэакцый вадароду: а) са фторам F_2 ; б) з хлорам Cl_2 ; в) з аксідам медзі(II) CuO ; г) з металічным літыем. У кожнай рэакцыі пакажыце акісляльнік і адноўнік.

3. Разлічыце, у якім выпадку маса ўтвараемай вады будзе большай: пры аднаўленні вадародам медзі з аксіду медзі(I) масай 100 г або з аксіду медзі(II) масай 100 г. Вызначыце хімічную колькасць і аб'ём (н. у.) вадароду, які ўступіць у рэакцыю ў кожным выпадку.

4. Знайдзіце ў Інтэрнэце і паглядзіце відэа атрымання вадароду ў лабараторыі. Як вы думаеце, ці можна ў гэтай рэакцыі выкарыстоўваць іншы метал замест цынку?

5. Запішыце ўраўненне рэакцыі вадароду з кіслародам. Якое рэчыва пры гэтым утвараецца? Прывядзіце магчымыя назвы гэтага рэчыва. Дзе выкарыстоўваецца вадарод у якасці паліва? Якія абмежаванні існуюць для выкарыстання вадароду ў якасці паліва ў аўтамабілях? Абмяркуйце ў групе, якія шляхі пераадолення гэтых абмежаванняў можна прапанаваць.

6. Падрыхтуйце эсэ на тэму «Аўтамабіль будучыні».

§ 15. Галагены

Галагенамі называюць хімічныя элементы VIIA-групы. Гэта фтор **F**, хлор **Cl**, бром **Br**, ёд **I** — элементы з выражанымі неметалічнымі ўласцівасцямі, а таксама астат **At**, які вельмі рэдка сустракаецца ў прыродзе. Да гэтай жа групы адносіцца і нядаўна штучна атрыманы элемент 117 — тэнэсін **Ts**, для якога мяркуюць металічныя ўласцівасці.

Будова атамаў і ступені акіслення

На знешнім (незавершаным) энергетычным узроўні ў атамаў галагенаў знаходзіцца па 7 электронаў (табл. 16, с. 74). Атамы галагенаў лёгка далучаюць адзін электрон, якога не хапае да завяршэння гэтага ўзроўню, і ў сваіх злучэннях праяўляюць ступень акіслення, роўную -1 , на-

прыклад $\overset{-1}{K}I$, $\overset{-1}{H}Cl$ і г. д.

Для хлору **Cl**, броду **Br** і ёду **I** характэрны валентнасці I, III, V, VII. У злучэннях з больш электраадмоўнымі элементамі — фторам, кіслародам, азотам — гэтыя атамы праяўляюць дадатныя ступені акіслення: +1, +3, +5, +7. Напрыклад: HClO , HBrO_2 , BrF_5 , HClO_4 .

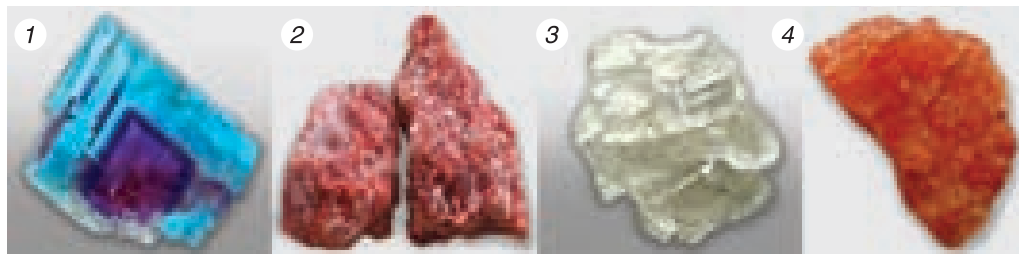
Для фтору **F** характэрны валентнасць I і ступень акіслення ў злучэннях з іншымі элементамі, роўная –1.

Знаходжанне галагенаў у прыродзе

Галагены ў прыродзе існуюць толькі ў выглядзе злучэнняў з іншымі элементамі. Найбольш распаўсюджаныя ў прыродзе хлор і фтор, іх масавыя долі ў зямной кары складаюць 0,19 % і 0,03 % адпаведна. Асноўныя прыродныя злучэнні галагенаў прадстаўлены ў табліцы 17 і на малюнку 36. Усе галагены ў выглядзе солей змяшчаюцца ў водах акіянаў, мораў, рэк і азёр. Так, напрыклад, у 1 л марской вады змяшчаецца каля 26–30 г хларыду натрыю.

Табліца 17. Асноўныя прыродныя злучэнні галагенаў

Элемент	Прыродныя злучэнні
Фтор	CaF_2 — плавікавы шпат (флюарыт); Na_3AlF_6 — крыяліт
Хлор	NaCl — каменная соль, галіт; KCl — сільвін, $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$ — сільвініт, $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ — карналіт
Бром	NaBr , KBr , MgBr_2 — у падземных солевых расолах, у марской вадзе ў выглядзе брамід-іонаў
Ёд	У падземных буравых водах у выглядзе ёдыд-іонаў, у марскім багавінні



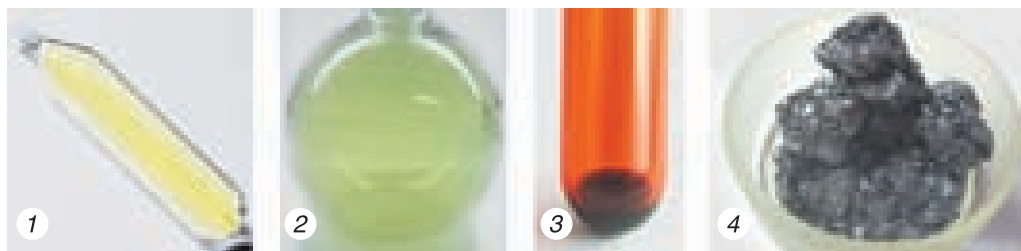
Мал. 36. Прыродныя злучэнні галагенаў: 1 — флюарыт, 2 — сільвініт, 3 — галіт, 4 — сільвін

Простыя рэчывы

Простыя рэчывы галагены складаюцца з двухатамных малекул, у якіх атамы звязаны кавалентнай непалярнай сувяззю.

Фізічныя ўласцівасці

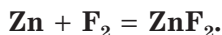
Пры звычайных умовах фтор і хлор — газы, бром — вадкасць, ёд і астат — цвёрдыя рэчывы (мал. 37). Усе галагены — афарбаваныя рэчывы. Галагены маюць характэрны рэзкі пах, з'яўляюцца вельмі таксічнымі рэчывамі.



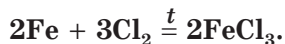
Мал. 37. Простыя рэчывы галагены: 1 — фтор, 2 — хлор, 3 — бром, 4 — ёд

Хімічныя ўласцівасці

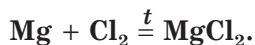
Акисляльныя ўласцівасці галагенаў праяўляюцца пры іх узаемадзеянні з металамі. Пры гэтым, як вы ведаеце, утвараюцца солі. Так, фтор ужо пры звычайных умовах рэагуе з большасцю металаў, у тым ліку з плацінай і золатам, а цынк у атмасферы фтору ўспыхвае:



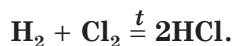
Рэакцыі іншых галагенаў з металамі звычайна адбываюцца пры награванні. Напрыклад, пры ўзаемадзеянні жалеза з хлорам утвараецца хларыд жалеза(III):



Пры ўзаемадзеянні магнію з хлорам — хларыд магнію:

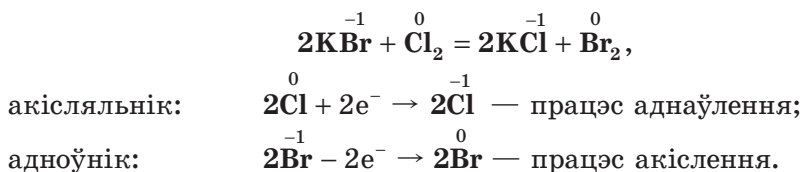


Галагены здольны акисляць і неметалы. Пры ўзаемадзеянні вадароду з простымі рэчывамі галагенамі атрымліваюць галагенавадароды, напрыклад:



Але калі фтор узаемадзейнічае з вадародам пры любых умовах з выбухам, то рэакцыя ёду з вадародам адбываецца павольна нават пры награванні. Такім чынам, рэакцыйная здольнасць галагенаў у адносінах да вадароду паніжаецца пры пераходзе ад фтору да ёду.

Разглядаючы змяненне акісляльных уласцівасцей галагенаў па групе ў напрамку зверху ўніз, неабходна адзначыць, што папярэдні элемент выпяняе наступны з раствораў яго солей і кіслот. Так, хлор у рэакцыі з брамідамі і ёдыдамі металаў выпяняе бром і ёд з раствораў іх солей. Запішам ураўненне гэтай акісляльна-аднаўленчай рэакцыі:



Кожны галаген з'яўляецца наймацнейшым акісляльнікам у сваім перыядзе. Па групе ад хлору да ёду акісляльныя ўласцівасці простых рэчываў галагенаў слабеюць.

Прымяненне галагенаў і іх злучэнняў

Прыроднае злучэнне фтору — крыяліт Na_3AlF_6 — прымяняецца пры атрыманні алюмінію. Злучэнні фтору выкарыстоўваюцца ў якасці дабавак у зубныя пасты для прадукінення захворванняў карыесам.

Хлор шырока выкарыстоўваецца для атрымання салянай кіслаты, у арганічным сінтэзе пры вытворчасці пластмас і сінтэтычных валокнаў, каўчукоў, фарбавальнікаў, растваральнікаў і інш. Многія хлорзмяшчальныя злучэнні выкарыстоўваюць для барацьбы са шкоднікамі сельскай гаспадаркі. Хлор і яго злучэнні прымяняюцца для адбелвання льяных і баваўняных тканін, паперы, абеззаражання пітной вады.

Простыя рэчывы і злучэнні броду і ёду выкарыстоўваюцца ў фармацэўтычнай і хімічнай прамысловасцях.

У злучэннях з іншымі элементамі галагены (за выключэннем фтору) праяўляюць валентнасці I, III, V, VII і ступені акіслення -1 , $+1$, $+3$, $+5$, $+7$.

Для фтору ў злучэннях з іншымі элементамі характэрны валентнасць I і пастаянная ступень акіслення -1 .

Акісляльныя ўласцівасці простых рэчываў галагенаў праяўляюцца пры іх узаемадзеянні з металамі, вадародам і растворамі солей галагенавадародных кіслот.

Пытанні і заданні

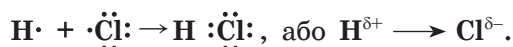
1. У колькі разоў фтор і хлор цяжэйшыя за паветра? Адказ пацвердзіце разлікамі.
2. Складзіце формулы злучэнняў бромавадароду, браміду алюмінію, фтарыду бродму(I) і вызначыце ступень акіслення атамаў бродму ў кожным злучэнні.
3. Вада, якая суправаджае нафту, змяшчае да $1,5 \text{ кг/м}^3$ бродму (лічачы на брамід-іоны). Вызначыце, які аб'ём вады трэба перапрацаваць для атрымання браміднага калію масай 1 т.
4. У вашым доме ёсць бутэлька з вадкім адбелвальнікам, але этикетка з інструкцыяй страчана. Прэпарат мае моцны пах хлору. Вы вырашылі апрацаваць ім бялізну. Якую пасудзіну для гэтага вы выберыце: алюмініевы таз, эмаляваны бак з пашкоджанай паверхняй або пластыкавы таз?
5. Разлічыце масу едн, неабходнага для прыгатавання на фармацэўтычным заводзе еднай настойкі масай 560 кг, калі масавая доля рэчыва ў растворе складае 0,08.
6. Вызначыце масу солі, якая ўтвараецца пры рэакцыі алюмінію з хлорам аб'ёмам $11,2 \text{ дм}^3$ (н. у.). Запішыце ўраўненне дысацыяцыі гэтай солі ў вадзе.
7. Метадам электроннага балансу расставіце каэфіцыенты ў схемах наступных акісляльна-аднаўленчых рэакцый:
а) $\text{SiO}_2 + \text{F}_2 \rightarrow \text{SiF}_4 + \text{O}_2$; б) $\text{Fe} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{FeBr}_3$.
Назавіце акісляльнік і адноўнік.
8. Масавая доля хларыду натрыю ў галіце маркі В, які выпускаецца на ААТ «Беларуськалій», складае 94 %. Разлічыце аб'ём (н. у.) хлору, які можа быць атрыманы з гэтага галіту масай 50 кг.

Рыхтуемся да алімпіяд

1. З якімі з пералічаных рэчываў можа рэагаваць бром і пры якіх умовах:
а) брамід калію; б) едкі калію; в) хлор; г) вада; д) серная кіслата; е) сяргністы газ? Напішыце ўраўненні адпаведных рэакцый, калі яны магчымы.

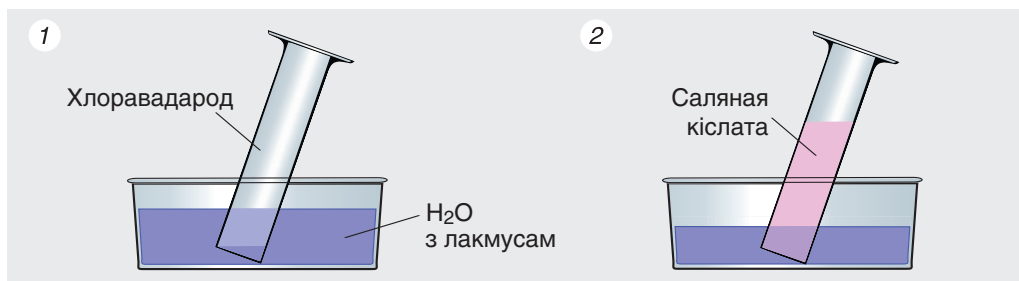
§ 16. Хлоравадарод. Салаяная кіслата

Адным з найважнейшых злучэнняў хлору з'яўляецца прадукт яго ўзаемадзеяння з вадародам — хлоравадарод HCl . Гэта бясколерны газ з рэзкім пахам, у некалькі разоў цяжэйшы за паветра. Хімічная сувязь у малекуле HCl — кавалентная палярная, атам больш электраадмоўнага хлору зрушвае да сябе агульную электронную пару:



Малекула HCl палярная, г. зн. яна ўяўляе сабой дыполь. Таму хлоравадарод вельмі добра раствараецца ў вадзе.

Гэта лёгка праверыць, калі цыліндр, запоўнены гэтым газам, апусціць у пасудзіну з вадой (куды загадзя занесена некалькі кропель лакмусу). Вада хутка паднімецца ўверх, пры гэтым раствор афарбуецца ў чырвоны колер, што з'яўляецца сведчаннем утварэння ў цыліндры кісллага раствору (мал. 38).



Мал. 38. Растварэнне хлоравадароду ў вадзе: 1 — у пачатку доследу, 2 — праз некаторы час

Саляная кіслата

Раствор хлоравадароду ў вадзе — хлоравадародная кіслата, якую на практыцы часцей называюць салянай кіслатай. Гэта назва звязана з тым, што раней для атрымання кіслаты выкарыстоўвалі кухонную соль — хларыд натрыю.

Цікава, што ў лабараторыі і ў цяперашні час саляную кіслату атрымліваюць растварэннем у вадзе хлоравадароду, атрыманага рэакцыяй цвёрдага хларыду натрыю з канцэнтраванай сернай кіслатай:



У прамысловасці саляную кіслату атрымліваюць, раствараючы ў вадзе хлоравадарод, атрыманы з вадароду і хлору. У Рэспубліцы Беларусь выпуск салянай кіслаты плануецца на хімічным камбінаце па глыбокай комплекснай перапрацоўцы хлоразмяшчальнай мінеральнай сыравіны ААТ «Беларуськалій».

Хлоравадародная кіслата — бясколерная вадкасць з рэзкім пахам. Максімальная масавая доля HCl у раствору не перавышае 38 %.



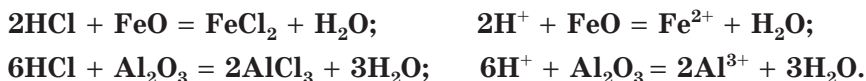
У арганізме чалавека салаяная кіслата выпрацоўваецца клеткамі слізістай абалонкі страўніка і ўваходзіць у склад страўнікавага соку. Масавая доля HCl у страўнікавым соку чалавека роўна 0,3–0,5 %. Салаяная кіслата ў складзе страўнікавага соку паляпшае страваванне, знішчае большасць бактэрый, якія трапляюць з ежай у страўнік, што запавольвае ці нават спыняе гніласны працэс. Страўнік здоровага чалавека за суткі выпрацоўвае да $2,5 \text{ дм}^3$ страўнікавага соку. Страўнікавы сок пачынае выдзяляцца ўжо тады, калі вы пачынаеце перажоўваць ежу. Таму жавальную гумку на галодны страўнік жаваць вельмі шкодна: пры адсутнасці ежы салаяная кіслата разбуральна дзейнічае на сценкі страўніка.

Салаяная кіслата з'яўляецца моцнай аднаасноўнай кіслатой, у разбаўленым растворе цалкам дысацыіруе на іоны:

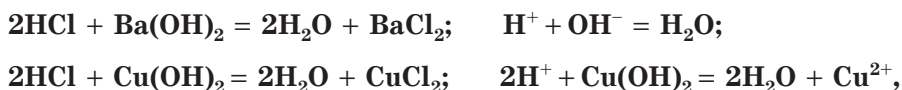


Салаяная кіслата праяўляе характэрныя для кіслот уласцівасці. Яна змяняе афарбоўку індыкатараў: лакмус і метыларанж у растворе HCl становяцца чырвонымі.

Салаяная кіслата ўзаемадзейнічае з асноўнымі і амфатэрнымі аксідамі:



Яна рэагуе таксама са шчолачамі і нерастваральнымі асновамі:

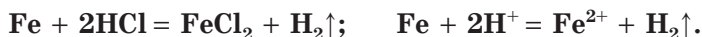


а таксама з солямі:



Рэакцыі з солямі адбываюцца толькі тады, калі ўтвараюцца асадак, газ ці слабы электраліт.

Салаяная кіслата ўзаемадзейнічае з металамі, якія ў радзе актыўнасці размешчаны да вадароду:



У гэтых рэакцыях іоны вадароду выступаюць у якасці акісляльніка.

Солі салаянай кіслаты, якія ўтвараюцца ў разглядаемых рэакцыях, называюцца хларыдамі.

Як вы ўжо ведаеце, рэчывы рэагуюць адно з адным не ў любых, а ў строга вызначаных колькасных суадносінах. Яны разлічваюцца па ўраўненнях адпаведных хімічных рэакцый. Напрыклад, вызначым найбольш простыя мольную і масавую суадносіны жалеза і хлоравадароду ў прыведзенай вышэй рэакцыі. З ураўнення гэтай рэакцыі бачна, што жалеза хімічнай колькасцю 1 моль рэагуе з хлоравадародам хімічнай колькасцю 2 моль. Паколькі $M(\text{Fe}) = 56$ г/моль, а $M(\text{HCl}) = 36,5$ г/моль, масы гэтых рэчываў складаюць:

$$m(\text{Fe}) = 56 \text{ г}; \quad m(\text{HCl}) = 73 \text{ г}.$$

Гэта значыць, што ў рэакцыі жалеза з хлоравадародам суадносіна іх мас роўна 56 : 73. Зразумела, што масы жалеза і хлоравадароду, узятыя для правядзення гэтай рэакцыі, могуць быць у некалькі разоў большыя ці меншыя за названыя лікі, напрыклад 560 г і 730 г або 5,6 г і 7,3 г, у любым з гэтых выпадкаў жалеза і хлоравадарод будуць рэагаваць адно з адным цалкам.

Калі для правядзення рэакцыі мы возьмем жалеза хімічнай колькасцю 1,5 моль (масай 84 г), а хімічная колькасць HCl у раствору будзе па-ранейшаму 2 моль (маса 73 г), то ў выніку рэакцыі частка жалеза хімічнай колькасцю 0,5 моль (масай 28 г) не прарэагуе. Жалеза ўзялі больш, чым трэба для рэакцыі з хлоравадародам. Іншымі словамі: жалеза было ўзята з лішкам у адносінах да хлоравадароду, а хлоравадарод — з недахопам у адносінах да жалеза. З гэтага вынікае важная выснова:

з двух рэчываў цалкам рэагуе тое рэчыва, якое ўзята з недахопам у адносінах да другога рэчыва. Таму хімічную колькасць, масу або аб'ём (для газаў) прадукту рэакцыі трэба разлічваць па хімічнай колькасці, масе або аб'ёме (для газаў) таго зыходнага рэчыва, якое было ўзята з недахопам.

Разгледзім некалькі прыкладаў разлікаў.

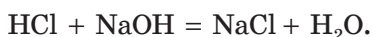
Прыклад 1. Знайдзіце хімічную колькасць хларыду натрыю, што ўтварыўся пры змешванні раствораў, якія змяшчаюць 0,4 моль хлоравадароду і 0,2 моль гідраксиду натрыю адпаведна.

Дадзена:

$n(\text{HCl}) = 0,4$ моль
 $n(\text{NaOH}) = 0,2$ моль
 $n(\text{NaCl})$ — ?

Рашэнне

1. Запішам ураўненне хімічнай рэакцыі:

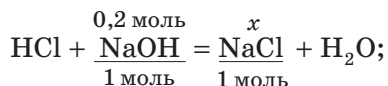


2. Паводле ўраўнення рэакцыі хлоравадарод і гідраксід натрыю рэагуюць у мольнай адносіне 1 : 1. Гэта значыць, што ў рэакцыю з 0,4 моль хлоравадароду павінна ўступіць 0,4 моль гідраксиду натрыю. Але па ўмове задачы ў нас ёсць 0,2 моль гідраксиду натрыю. Такім чынам, гідраксід натрыю ўзяты з недахопам у адносінах да хлоравадароду:

$$\begin{array}{lcl} \text{па ўраўненні рэакцыі:} & 1 \text{ моль} & : \quad 1 \text{ моль} \\ & \text{HCl} & : \quad \text{NaOH.} \\ \text{па ўмове задачы:} & 0,4 \text{ моль} & > 0,2 \text{ моль} \\ & \text{лішак} & \text{недахоп} \end{array}$$

Таму далейшы разлік выконваем зыходзячы з хімічнай колькасці NaOH, паколькі ён узяты з недахопам і прарэагуе цалкам.

3. Вывядзем хімічную колькасць хларыду натрыю, які ўтвараецца. Згодна з ураўненнем рэакцыі складзём і рэшым прапорцыю:



$$\frac{0,2 \text{ моль}}{1 \text{ моль}} = \frac{x}{1 \text{ моль}}; \quad x = \frac{0,2 \text{ моль} \cdot 1 \text{ моль}}{1 \text{ моль}} = 0,2 \text{ моль (NaCl)}.$$

Адказ: $n(\text{NaCl}) = 0,2 \text{ моль}$.

Прыклад 2. Знайдзіце аб'ём (н. у.) хлоравадароду, які ўтвараецца ў выніку рэакцыі вадароду аб'ёмам 6,72 дм³ (н. у.) і хлору хімічнай колькасцю 0,1 моль.

Дадзена:

$$n(\text{Cl}_2) = 0,1 \text{ моль}$$

$$V(\text{H}_2) = 6,72 \text{ дм}^3$$

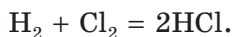
$$V(\text{HCl}) = ?$$

Рашэнне

1. Знайдзем хімічную колькасць вадароду, які ўступіў у рэакцыю:

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

2. Запішам ураўненне хімічнай рэакцыі:

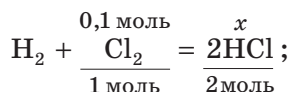


3. Згодна з ураўненнем рэакцыі вадарод і хлор рэагуюць у мольнай адносіне 1 : 1, а па ўмове задачы на 0,3 моль вадароду

прыпадае 0,1 моль хлору. Такім чынам, хлор узяты з недахопам у адносінах да вадароду:

$$\begin{array}{lcl} \text{па ўраўненні рэакцыі:} & 1 \text{ моль} & : \quad 1 \text{ моль} \\ & \text{H}_2 & : \quad \text{Cl}_2. \\ \text{па ўмове задачы:} & 0,3 \text{ моль} & > \quad 0,1 \text{ моль} \\ & \text{лішак} & \quad \text{недахоп} \end{array}$$

Далейшы разлік выконваем зыходзячы з хімічнай колькасці хлору, які ўзяты з недахопам і прарэагуе цалкам.



$$\frac{0,1 \text{ моль}}{1 \text{ моль}} = \frac{x}{2 \text{ моль}}; \quad x = \frac{0,1 \text{ моль} \cdot 2 \text{ моль}}{1 \text{ моль}} = 0,2 \text{ моль (HCl)}.$$

4. Знайдзем аб'ём утворанага хлоравадароду:

$$V(\text{HCl}) = n(\text{HCl}) \cdot V_{\text{м}} = 0,2 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль} = 4,48 \text{ дм}^3.$$

$$\text{Адказ: } V(\text{HCl}) = 4,48 \text{ дм}^3.$$

Прадуктам узаемадзеяння хлору з вадародам з'яўляецца хлоравадарод — бясколерны газ з рэзкім пахам, цяжэйшы за паветра.

Раствор хлоравадароду ў вадзе ўяўляе сабой кіслату, якая называецца хлоравадароднай або салянай.

Саляная кіслата праяўляе ўсе тыповыя ўласцівасці кіслот: узаемадзеінічае з асновамі, асноўнымі і амфатэрнымі аксідамі, солямі і металамі, якія стаяць у радзе актыўнасці да вадароду.

Хімічную колькасць, масу або аб'ём (для газаў) прадукту рэакцыі трэба разлічваць па хімічнай колькасці, масе або аб'ёме (для газаў) таго зыходнага рэчыва, якое было ўзята з недахопам.

Пытанні і заданні

1. Апішыце фізічныя ўласцівасці хлоравадароду.
2. Як змяняецца афарбоўка індыкатараў у растворы хлоравадароднай кіслаты?
3. Пералічыце хімічныя ўласцівасці салянай кіслаты. Прывядзіце прыклады адпаведных рэакцый.

4. Вызначыце аб'ёмы (н. у.) вадароду і хлору, якія неабходны для атрымання хлоравадароду аб'ёмам $72,4 \text{ дм}^3$ (н. у.).
5. Разлічыце аб'ём (н. у.) хлоравадароду, які патрэбен для прыгатавання раствору масай 500 г з масавай доляй HCl , роўнай 0,5 %.
6. На чашах шалей ўраўнаважаны аднолькавыя шклянкі з салянай кіслотой. У адну з іх апусцілі цынк масай 6,5 г, а на чашу шалей каля іншай шклянкі паклалі цынк той жа масы. Ці парушыцца раўнавага чаш? Запішыце ўраўненне рэакцыі і зрабіце разлік.
7. У пасудзіне змяшалі водны раствор, які змяшчае 3 моль хлоравадароду, з водным раствором, які змяшчае 4 моль гідраксиду калію. Якая соль і ў якой хімічнай колькасці ўтварылася ў выніку рэакцыі?
8. На карбанат натрыю масай 106 г падзейнічалі салянай кіслотой, якая змяшчае HCl масай 109,5 г. Вызначыце, якое з названых рэчываў узята з недахопам у адносінах да другога рэчыва, і разлічыце масу ўтворанай солі. Які аб'ём (н. у.) газу пры гэтым вылучыцца?

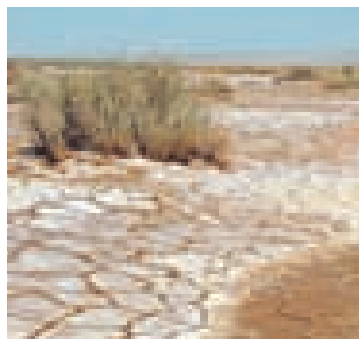
Рыхтуемся да алімпіяд

1. Да цвёрдага хларыду натрыю масай 351 г дадалі канцэнтраваную серную кіслату (лішак) і прыгатаваную сумесь нагрэлі да заканчэння рэакцыі. Хлоравадарод, які вылучыўся, растварылі ў вадзе аб'ёмам 200 см^3 . Разлічыце хімічную колькасць хлоравадароду, яго масавую долю і малярную канцэнтрацыю ў прыгатаваным раствору. (Змяненне аб'ёму вадкасці пры растварэнні ў ёй газу можна не прымаць у разлік.)

§ 17. Хларыды. Примыненне салянай кіслаты і хларыдаў

Хларыды

Солі салянай кіслаты называюць хларыдамі. Большасць хларыдаў растваральныя ў вадзе. Так, напрыклад, большая частка раствараных у марской вадзе солей прыпадае на хларыд натрыю. Тлумачыцца гэта тым, што солі вымываюцца з горных парод і выносяцца рэкамі ў моры і акіяны. Але ў засушлівых і ў пустынных раёнах у выніку інтэнсіўнага выпарэння вады канцэнтрацыя солей у грунтовых водах моцна павышаецца, і яны выдзяляюцца ў цвёрдым выглядзе. Так утвараюцца саланчакі (мал. 39).



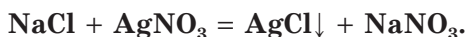
Мал. 39. Саланчакі Калмыкіі



Соль з'яўляецца адным з важных кампанентаў, неабходных чалавеку і жывёлам для падтрымання нармальнай жыццядзейнасці. Даросламу чалавеку неабходна атрымліваць у дзень прыкладна 5–6 г хларыду натрыю, у тым ліку соль, якая ўваходзіць у склад гатовых прадуктаў. Дзікія жывёлы шукаюць крыніцы солі ў прыродзе, ажыццяўляючы шматкіламетровыя пераходы. Яны злізваюць соль з камянёў паблізу салёных азёр, знаходзяць яе ў прыродных гротах і пячорах. Свойская жывёла не можа паклапаціцца пра сябе самастойна, таму ў жывёлагадоўлі выкарыстоўваюць спецыяльную кармавую соль. Яе ўжываюць у выглядзе рассыпістай сумесі, дадаючы ў корм, ці ў выглядзе брыкетаў — соль-лізунец. Адным з вытворцаў такой солі ў Беларусі з'яўляецца ААТ «Беларуськалій».



Да практычна нерастваральных хларыдаў адносіцца хларыд серабра AgCl . Гэта ўласцівасць хларыду серабра выкарыстоўваецца для выяўлення хларыд-іонаў у растворы. Пры дадаванні раствора нітрату серабра AgNO_3 да салянай кіслаты або да раствора любога хларыду выпадае белы тварожысты асадок хларыду серабра (мал. 40):



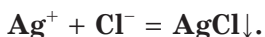
Рэакцыі, з дапамогай якіх можна адрозніць адно рэчыва (або іон) ад іншага, называюцца якаснымі рэакцыямі.

Якасныя рэакцыі суправаджаюцца знешнім эфектам (утварэнне асадку, вылучэнне газу, змяненне колеру раствора, з'яўленне спецыфічнага паху і інш.), па якім і вызначаюць састаў рэчыва. *Хімічнае злучэнне, якое выкарыстоўваецца для правядзення якаснай рэакцыі на канкрэтнае рэчыва (або іон), называецца **рэактывам на гэта рэчыва (іон)**.* Такім чынам, рэакцыя



Мал. 40. Якасная рэакцыя на хларыд-іоны

з нітратам серабра з'яўляецца якаснай рэакцыяй на іоны хлору. Нітрат серабра служыць рэактывам на саляную кіслату і яе солі, а ўтварэнне асадку хларыду серабра з'яўляецца прыметай рэакцыі. Якасныя рэакцыі звычайна запісваюць у скарачаным іонна-малекулярным выглядзе:



Калі ўтрыманне хларыд-іонаў у раствору невялікае, то асадак не выпадае, а назіраецца памутненне раствору. Гэтай рэакцыяй можна карыстацца для праверкі наяўнасці хларыд-іонаў у пітной вадзе.

Лабараторны дослед 1

Якасная рэакцыя на хларыд-іоны

Выяўленне хларыд-іонаў з'яўляецца важным для вызначэння чысціні рэактываў у хіміі, лекавых сродкаў у медыцыне, вады ў вытворчых умовах і ў быце.

1. Вазьміце дзве прабіркi. У першую змясціце невялікі аб'ём (1–2 см³) салянай кіслаты. У другую — такі ж аб'ём раствору хларыду натрыю. У кожную прабірку дадайце па некалькі кропель раствору нітрату серабра. Звярніце ўвагу на тое, што ў абедзвюх прабірках назіраецца аднолькавая прымета хімічнай рэакцыі. Складзіце ўраўненне рэакцыі ў малекулярнай і іонных формах. Зрабіце выснову аб магчымасці выяўлення хларыд-іонаў у растворах.

2. Даследуйце, ці змяшчае хларыд-іоны водаправодная (калодзежная) або мінеральная вада, якую вы ўжываеце. Прыліце некалькі кропель раствору нітрату серабра да вашага ўзору вады. Што вы назіраеце? Ці прысутнічаюць хларыд-іоны ў вадзе?

Примыненне салянай кіслаты і хларыдаў

Саляная кіслата выкарыстоўваецца ў самых розных сферах практычнай дзейнасці чалавека. Найбольшыя колькасці гэтай кіслаты прымяняюцца ў хімічнай і фармацэўтычнай прамысловасці. Яе шырока выкарыстоўваюць таксама пры апрацоўцы металаў для выдалення з іх паверхні іржы, аксідаў, акаліны, а таксама ў якасці чысцячага і дэзынфіцыруючага сродку. Як рэагент кіслата выкарыстоўваецца ва ўсіх хімічных лабараторыях (мал. 41, с. 100).



Мал. 41. Прымяненне салынай кіслаты

Найважнейшымі солямі салынай кіслаты з'яўляюцца хларыды натрыю і калію. Кухонная соль NaCl з'яўляецца харчовай дабаўкай, служыць асноўным кансервантам пры падрыхтоўцы харчовых прадуктаў да працяглага захоўвання (мал. 42). У Рэспубліцы Беларусь кухонная соль вырабляецца на прадпрыемствах ААТ «Мазыр соль» і ААТ «Беларуськалій».



Мал. 42. Крышталі прыроднай кухоннай солі



Кухонная (каменная) соль здаўна цанілася вельмі высока. Ёю замест грошай плацілі жалаванне рымскім воінам і крыжакам. У Кітаі выраблялі салыныя манеты, на якіх ставілі кляймо правіцеля. А ў Эфіопіі яшчэ ў XIX ст. карысталіся салынымі грашыма — стандартнымі брускамі каменнай солі.

Хларыд натрыю выкарыстоўваюць для прафілактыкі і лячэння прастудных захворванняў. У горадзе Салігорску працуе Рэспублікан-

ская бальніца спелеалячэння, аддзяленне якой знаходзіцца ў саляной шахце на глыбіні 420 метраў (мал. 43). Унікальныя прыродныя ўмовы, якія звязаны з размяшчэннем каменна-саляной шахты і калійнага рудніка, паветра якіх надзвычай багатае аэразолем хларыду натрыю, аказваюць станоўчы ўплыў на стан дыхальных шляхоў і скуры дзяцей і дарослых.

Водны раствор хларыду натрыю шырока ўжываецца ў медыцыне для прыгатавання розных лекавых прэпаратаў. Хларыды натрыю і кальцыю выкарыстоўваюць для барацьбы з галалёдзіцай, а NaCl — у вытворчасці хімічных прэпаратаў, шкла і паперы.

Хларыд калію KCl — каштоўнае калійнае ўгнаенне. Гэта асноўны экспартны прадукт хімічнай прамысловасці Беларусі (мал. 44).

Хларыды іншых металаў выкарыстоўваюцца ў сельскай гаспадарцы, хімічнай прамысловасці, медыцыне.



Мал. 43. Аддзяленне Рэспубліканскай бальніцы спелеалячэння (г. Салігорск)



Мал. 44. Здабыванне хларыду калію

Солі салянай кіслаты называюць хларыдамі.

Рэакцыі, з дапамогай якіх можна адрозніць адно рэчыва (або іон) ад іншага, называюцца якаснымі рэакцыямі.

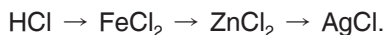
Рэактывам на саляную кіслату і яе солі служыць раствор нітрату серабра, прымета якаснай рэакцыі — утварэнне белага тварожыстага асадку.

Саляная кіслата і хларыды маюць важнае значэнне для жыццядзейнасці жывых арганізмаў.

Пытанні і заданні

1. Якая рэакцыя выкарыстоўваецца для выяўлення хларыд-іонаў у раствору?
2. З якімі з хларыдаў вы сутыкаліся ў паўсядзённым жыцці?
3. Разлічыце масу хларыду серабра, які можна атрымаць пры ўзаемадзеянні нітрату серабра хімічнай колькасцю 4,5 моль з хларыдам калію хімічнай колькасцю 5 моль.

4. Якая хімічная колькасць нітрату серабра спатрэбіцца для асаджэння хларыд-іонаў з салянай кіслаты масай 300 г з масавай доляй HCl , роўнай 10 %? Якую масу серабра можна атрымаць з гэтай колькасці нітрату серабра, калі працэс правесці без страт?
5. У водным раствору хларыду кальцыю масай 120 г змяшчаецца CaCl_2 хімічнай колькасцю 0,1 моль. Вызначыце масавую долю іонаў хлору ў гэтым раствору.
6. У кулінарным рэцэпце сказана, што для прыгатавання марынаду неабходна ўзяць дзве сталовыя лыжкі каменнай (кухоннай) солі на паўтара літра вады. Вядома, што адна сталовая ложка змяшчае соль масай 20 г. Вызначыце масавую долю солі ў прыгатаваным марынадзе.
7. Складзіце ўраўненні рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:



Ураўненні рэакцый з удзелам электралітаў запішыце таксама ў скарачонай іоннай форме.

8. Перапішыце асноўныя вобласці прымянення салянай кіслаты. На якім з прадпрыемстваў вашага раёна яна выкарыстоўваецца?

Рыхтуемся да алімпіяд

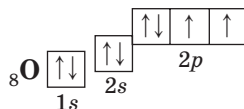
1. У трох прабірках знаходзяцца водныя растворы рэчываў: а) хлору; б) хларыду натрыю; в) хлоравадароднай кіслаты. Складзіце план распазнавання гэтых рэчываў. Запішыце адпаведныя ўраўненні рэакцый.

§ 18. Кісларод — хімічны элемент і простае рэчыва

У перыядычнай сістэме хімічных элементаў кісларод **O** размешчаны ў другім перыядзе ў VIA-групе. Акрамя яго ў гэту групу ўваходзяць яшчэ тры неметалы — сера **S**, селен **Se** і тэлур **Te**, адзін метал — палоній **Po** і паўнальна нядаўна атрыманы хімічны элемент ліверморый **Lv**.

Будова атама кіслароду

Электронная канфігурацыя атама кіслароду — $1s^2 2s^2 2p^4$, а электронна-графічная схема атама кіслароду:



Да завяршэння знешняга энергетычнага ўзроўню атаму кіслароду не хапае двух электронаў. Таму ў сваіх злучэннях з металамі і вадародам кісларод звычайна праяўляе ступень акіслення роўную -2 , як, напрыклад, у аксідзе жалеза(II) $\overset{+2}{\text{Fe}}\overset{-2}{\text{O}}$.

Кісларод — другі па электраадмоўнасці хімічны элемент пасля фтору, толькі атамы фтору здольны аднімаць у яго электроны. Таму ў злучэнні са фторам $\overset{+2}{\text{O}}\overset{-1}{\text{F}}_2$ кісларод праяўляе дадатную ступень акіслення $+2$.

Будова і фізічныя ўласцівасці простых рэчываў

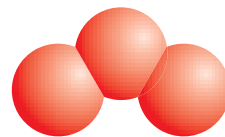
З простым рэчывам кіслародам вы ўжо пазнаёміліся ў курсе хіміі 7-га класа. Кісларод у прыродзе існуе ў выглядзе двух мадыфікацый — звычайнага кіслароду O_2 і азону O_3 . Алатропія кіслароду і азону абумоўлена рознай колькасцю атамаў у малекулах O_2 і O_3 .

Розны састаў, а значыць, і розная будова малекул (мал. 45) абумоўліваюць і розныя фізічныя ўласцівасці гэтых рэчываў (табл. 18).

Кісларод і озон у вадзе маларастваральныя. Пры $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ у 100 аб'ёмах H_2O раствараецца толькі каля трох аб'ёмаў O_2 . Дзякуючы гэтаму ў лабараторыі кісларод можна збіраць метадам выцяснення вады.



Кісларод



Азон

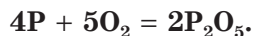
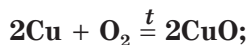
Мал. 45. Шаравыя мадэлі малекул кіслароду і азону

Табліца 18. Фізічныя ўласцівасці алатропных мадыфікацый кіслароду

Рэчыва	Агрэгатны стан пры звычайных умовах	Колер	Пах	Тэмпература плаўлення, $^{\circ}\text{C}$	Тэмпература кіпення, $^{\circ}\text{C}$
Кісларод O_2	Газ	Бясколерны	Без паху	$-218,2$	$-182,8$
Азон O_3	Газ	Светла-блакітны	Рэзкі	-251	-112

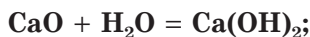
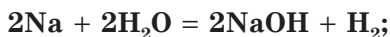
Хімічныя ўласцівасці кіслароду

Простыя рэчывы кісларод і азон адрозніваюцца і па сваіх хімічных уласцівасцях. Кісларод непасрэдна ўзаемадзейнічае з усімі простымі рэчывамі, акрамя золата, плаціны і галагенаў. Напрыклад, ён здольны акісляць металы і неметалы з утварэннем аксідаў:

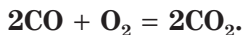


Найважнейшым прыродным аксідам з'яўляецца вада H_2O . Гэта рэчыва можна разглядаць і як вадароднае злучэнне кіслароду. Пры звычайных умовах вада — вадкасць без смаку і паху, у тонкім слоі бясколерная.

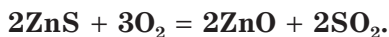
Вада ўступае ў хімічныя рэакцыі з актыўнымі металамі, кіслотнымі і асноўнымі аксідамі:



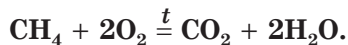
Кісларод здольны акісляць і складаныя рэчывы. Напрыклад, аксід вугляроду(II) акісляецца да вуглякіслага газу:



Пры акісленні сульфіду цынку ўтвараюцца два аксіды — аксід цынку і аксід серы(IV):



У большасці рэакцый акіслення з удзелам кіслароду вылучаюцца цеплата і святло. Пры акісленні метану на паветры ўтвараюцца аксід вугляроду(IV) і вада:



Працэсы, якія адбываюцца ў прыродзе з удзелам кіслароду, называюцца па-рознаму. Павольнае акісленне жалеза — іржаўленне, паглыннанне кіслароду з паветра жывымі арганізмамі — дыханне, энергічнае акісленне з вылучэннем цяпла і святла — гарэнне. Высокая акісляльная здольнасць кіслароду з'яўляецца асновай гарэння ўсіх відаў паліва. Арганічныя рэчывы, акісляючыся, ператвараюцца ў вуглякіслы газ, ваду, іншыя арганічныя злучэнні.

У атамах кіслароду на знешнім энергетычным узроўні ёсць па 6 электронаў.

У злучэннях з іншымі элементамі кісларод часцей за ўсё праяўляе ступень акіслення –2.

Вядомы дзве алатропныя мадыфікацыі кіслароду — кісларод O_2 і азон O_3 .

Кісларод рэагуе з многімі простымі і складанымі рэчывамі.

Практычна ва ўсіх рэакцыях кісларод выступае ў якасці акісляльніка.

Пытанні і заданні

1. Назва «кісларод» (ад лац. *oxxygenium*) азначае «які нараджае кіслоты». Напішыце вядомыя вам хімічныя формулы кіслот, у састаў якіх уваходзіць гэты элемент. Назавіце кіслоты.
2. Якія ступені акіслення праяўляе кісларод у сваіх злучэннях?
3. Вызначыце ступені акіслення кіслароду ў злучэннях: FeO , Fe_2O_3 , H_2O_2 , H_2SO_3 , OF_2 .
4. У якім з аксідаў FeO , Fe_2O_3 або Fe_3O_4 масавая доля кіслароду большая? Адказ пацвердзіце разлікам.
5. У выглядзе якіх алатропных мадыфікацый існуе кісларод у прыродзе? Чым яны адрозніваюцца адна ад адной?
6. Вызначыце масу аксіду магнію, які ўтварыўся пры акісленні металічнага магнію хімічнай колькасцю 0,3 моль. Які аб'ём (н. у.) кіслароду для гэтага спатрэбіцца?
7. Складзіце ўраўненні рэакцый кіслароду з: а) кальцыем; б) магніем; в) меддзю. Вызначыце масавую долю неметалу ва ўтвораных аксідах.
8. Разлічыце масу кіслароду, неабходнага для поўнага згарання метану CH_4 хімічнай колькасцю 5 моль. Які аб'ём (н. у.) вуглякіслага газу пры гэтым утворыцца?

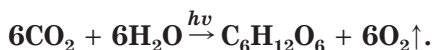
Рыхтуемся да алімпіяд

1. Якія з пералічаных рэчываў прыдатныя для атрымання з іх кіслароду ў выглядзе простага рэчыва ў адну стадыю: а) H_2O_2 ; б) $KMnO_4$; в) $KClO_3$; г) K_3PO_4 ? Напішыце ўраўненні адпаведных рэакцый.

§ 19. Кісларод у прыродзе. Атрыманне і прымяненне кіслароду

Знаходжанне кіслароду ў прыродзе

Як вы памятаеце з курса хіміі 7-га класа, кісларод з'яўляецца самым распаўсюджаным элементам у зямной кары. Кісларод уваходзіць у састаў вады, якая пакрывае 2/3 паверхні зямнога шара, шматлікіх мінералаў і ўтвораных імі руд, многіх арганічных злучэнняў. У прыродзе кісларод утвараецца ў працэсе фотасінтэзу ў зялёным лісці раслін. Паглынаючы сонечную энергію, расліны сінтэзуюць глюкозу з вуглякіслага газу і вады, вылучаючы пры гэтым свабодны кісларод:



У атмасферы ўтрыманне свабоднага кіслароду складае прыкладна 21 % па аб'ёме і 23 % па масе.

Схема кругавароту кіслароду ў прыродзе паказана на малюнку 46.

Азон утвараецца пры навальнічных разрадах і пры акісленні смалы хвойных дрэў, а таксама ў верхніх слаях атмасферы. Невялікія колькасці азону ў паветры аказваюць гаючае дзеянне на людзей з захворваннямі лёгкіх. Азоны слой у верхніх слаях атмасферы ахоўвае Зямлю



Мал. 46. Кругаварот кіслароду ў прыродзе

і яе насельнікаў ад жорсткага ўльтрафіялетавага выпраменьвання Сонца. Паверхні Зямлі дасягаюць толькі тыя ўльтрафіялетавае прамені, якія не шкодныя для жывых арганізмаў.

У прыродзе працэсы ўтварэння і разбурэння азону кампенсуюць адзін аднаго. Аднак у апошні час з-за ўзаемадзеяння азону з рэчывамі прамысловага паходжання назіраецца частковае разбурэнне азонавага слоя атмасферы — з'яўленне азоновых дзір. Усведамляючы важнасць абароны азонавага слоя для захавання жыцця на Зямлі, Рэспубліка Беларусь падпісала і ратыфікавала Венскую канвенцыю аб ахове азонавага слоя і Манрэальскі пратакол па рэчывах, якія разбураюць азонывы слой.

Атрыманне кіслароду

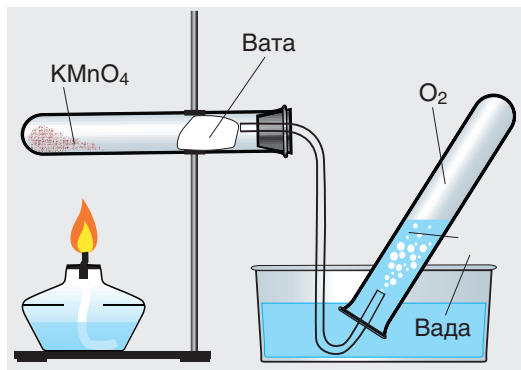
Кісларод быў упершыню атрыманы Джозефам Прыстлі ў 1775 г. пры награванні аксиду ртуці:



У цяперашні час у лабараторыі кісларод атрымліваюць раскладаннем некаторых кіслародзмяшчальных рэчываў, напрыклад перманганату калію KMnO_4 (мал. 47) або пераксіду вадароду H_2O_2 :



Раскладанне пераксіду вадароду паскараецца ў прысутнасці каталізатараў.

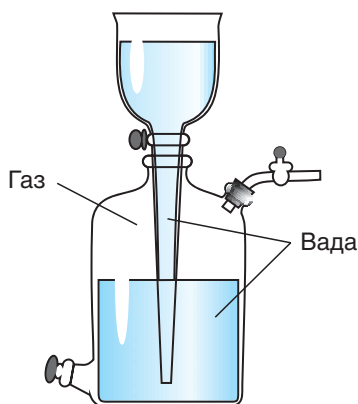


Мал. 47. Атрыманне кіслароду ў лабараторыі

Каталізатары — гэта рэчывы, якія ўдзельнічаюць у рэакцыі і павялічваюць яе скорасць, але застаюцца нязменнымі пасля таго, як хімічная рэакцыя адбылася. Каталізатарамі, якія паскараюць раскладанне пераксіду вадароду, з'яўляюцца злучэнні некаторых металаў (марганцу, жалеза), а таксама ферменты, якія змяшчаюцца, напрыклад, у сырой бульбе, крыві. Таму, калі вы апрацоўваеце парэз растворам пераксіду (перакісу) вадароду, вылучаюцца бурбалкі газу — кіслароду.



Мал. 48. ААТ «Крыон»



Мал. 49. Газаметр

Кісларод збіраюць метадам выцяснення паветра, трымаючы прабірку донцам уніз, або метадам выцяснення вады (мал. 47, с. 107).

У прамысловасці кісларод атрымліваюць з вадкага паветра або ў выніку раскладання вады пад дзеяннем электрычнага току (гэты працэс называецца электrolізам):



У Рэспубліцы Беларусь спецыялізаваным прадпрыемствам па атрыманні кіслароду ў выніку падзелу паветра з'яўляецца ААТ «Крыон» (мал. 48).

Кісларод захоўваюць у сталёных балонах, афарбаваных у блакітны колер, пад ціскам каля 15 МПа, а ў лабараторыі — у спецыяльных прыборах-газаметрах (мал. 49).

Прымяненне кіслароду заснавана на яго акісляльных уласцівасцях і ўласцівасці падтрымліваць дыханне. Як акісляльнік ён шырока выкарыстоўваецца ў металургіі, хімічнай прамысловасці, іншых тэхналагічных працэсах.



Азон як акісляльнік выкарыстоўваецца ў медыцыне, для азанавання паветра, абясшкоджвання прамысловых сцёкавых вод, дэзінфекцыі памяшканняў, дэзадарацыі паветра.

Кісларод з'яўляецца самым распаўсюджаным элементам на Зямлі. Азон засяроджаны ў верхніх слаях атмасферы, утвараецца пры навальнічных разрадах і пры акісленні смалы хвойных дрэў.

У лабараторыі кісларод атрымліваюць раскладаннем некаторых кіслародзмяшчальных рэчываў, а ў прамысловасці — з паветра або ў выніку раскладання вады пад дзеяннем электрычнага току.

Прымяненне кіслароду заснавана на яго акісляльных уласцівасцях.

Пытанні і заданні

1. Выкарыстаўшы малюнак 48, апішыце кругазварот кіслароду ў прыродзе.
2. Якую ролю ў прыродзе адыгрывае азон?
3. Кісларод, які ўдыхае чалавек, злучаецца з гемаглабінам крыві. Вядома, што гемаглабін масай 1 г далучае кісларод аб'ёмам $1,35 \text{ см}^3$. Утрыманне гемаглабіну ў крыві здоровага чалавека — 140 г/дм^3 . Агульны аб'ём крыві — 6 дм^3 . Разлічыце хімічную колькасць кіслароду, які змяшчаецца ў крыві чалавека.
4. З якімі ўласцівасцямі кіслароду звязаны спосаб збірання кіслароду пры яго атрыманні ў лабараторыі?
5. У лабараторыі ёсць перманганат калію KMnO_4 масай 10 г. Які аб'ём кіслароду (н. у.) можна атрымаць з гэтай колькасці рэактыву?
6. Разлічыце хімічную колькасць пераксіду вадароду, неабходнага для атрымання кіслароду масай 32 г.
7. Запішыце ўраўненні рэакцый гарэння ў кіслародзе: а) літыю; б) алюмінію; в) вугляроду. У кожнай рэакцыі назавіце акісляльнік і адноўнік.
8. Выкарыстаўшы матэрыял параграфу і інфармацыю з Інтэрнэту, падрыхтуйце прэзентацыю аб прымяненні кіслароду.

Рыхтуемся да алімпіяд

1. Узор металу масай 2,3 г спалілі ў кіслародзе. Прадукт спальвання цалкам растварылі ў салянай кіслаце масай 200 г з масавай доляй HCl , роўнай 10 %. На нейтралізацыю лішку кіслаты спатрэбіўся раствор едкага натру масай 86 г з масавай доляй шчолачы, роўнай 10 %. Потым узор таго ж металу той жа масы спалілі на паветры і прадукт рэакцыі таксама растварылі ў 10 %-ным раствору HCl масай 200 г. На нейтралізацыю лішку кіслаты ў гэтым выпадку спатрэбіўся 10 %-ны раствор NaOH масай 52,5 г. Вызначыце і адкажыце:

- а) які метал быў узят;
- б) чым выклікана адрозненне вынікаў двух эксперыментаў. Напішыце ўраўненні рэакцый;
- в) якія масы рэчываў, што атрымліваюцца пры растварэнні прадуктаў згарання ў салянай кіслаце.

§ 20. Сера — хімічны элемент і простае рэчыва

Сера, гэтак жа як і кісларод, з'яўляецца элементам VIA-групы перыядычнай сістэмы, яна знаходзіцца ў 3-м перыядзе.

Знаходжанне серы ў прыродзе

Масавая доля серы ў зямной кары складае каля 0,05 %. У прыродзе сера сустракаецца як у выглядзе самароднай серы, так і ў выглядзе



Мал. 50. Природныя злучэнні серы: 1 — пірыт, 2 — кінавар, 3 — свінцовы бляск (галеніт)

злучэнняў у саставе розных мінералаў і горных парод, напрыклад пірыту FeS_2 , кінавары HgS , свінцовага бляску PbS , глаўберавай солі $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ і інш. (мал. 50).

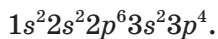
Сера адносіцца да жыццёва важных хімічных элементаў. Яна ўваходзіць у састаў бялкоў, вітамінаў і гармонаў, якія прысутнічаюць у біялагічных тканках усіх раслін і жывёл.



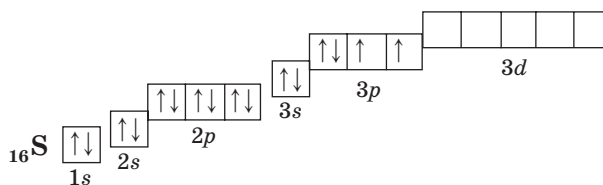
Спецыфічныя пахі часнаку, цыбулі, гарчыцы і капусты выклікаюцца арганічнымі злучэннямі серы. Напрыклад, крыніцай паху часнаку з'яўляецца злучэнне аліцын.

Будова атама серы

Сера з'яўляецца элементам 3-га перыяду VIA-групы. У атаме серы ёсць 16 электронаў, з іх 6 электронаў — на знешнім энергетычным узроўні:



Электронна-графічная схема атама серы:

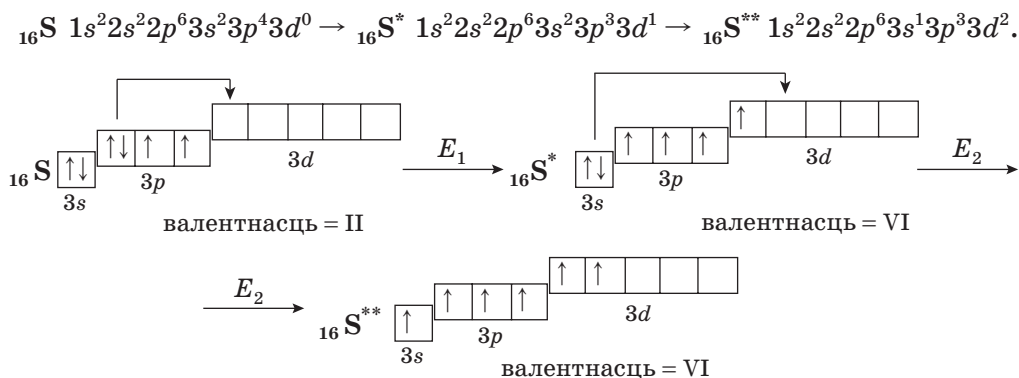


У атама серы, як і ў атама кіслароду, да завяршэння знешняга энергетычнага ўзроўню не хапае двух электронаў. Таму ў сваіх злучэннях

з металамі і вадародам сера звычайна праяўляе валентнасць II і ступень акіслення, роўную -2 , як, напрыклад, у сульфідзе цынку $\text{ZnS}^{+2 -2}$.

Але, у адрозненне ад атама кіслароду, у атама серы, якая знаходзіцца ў 3-м перыядзе, ёсць незапоўненыя (вакантныя) $3d$ -арбіталі. Таму пры атрымання дадатковай энергіі электроны ў атаме серы могуць паслядоўна пераходзіць з $3s$ - і $3p$ -арбіталей на вакантныя $3d$ -арбіталі. Такі стан атама серы называецца **ўзбуджаным станам**, яго абазначаюць зорчкімі справа ад сімвала хімічнага элемента.

Пакажам працэс узбуджэння атама серы з дапамогай электронных формул і электронна-графічных схем:



Такім чынам, валентнасць серы можа быць роўна не толькі II, але і IV, і VI. У злучэннях з больш электраадмоўнымі элементамі (F, O, N, Cl, Br) атамы серы праяўляюць дадатныя ступені акіслення, часцей за ўсё $+4$ і $+6$, напрыклад SO_2^{+4} — аксід серы(IV), SF_6^{+6} — фтарыд серы(VI).

Простае рэчыва

Сера пры звычайных умовах — крохкае крышталічнае рэчыва жоўтага колеру.

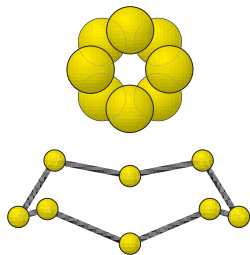


У адной з інструкцый XIX ст. так апісана выпрабаванне серы на чысціню: «Калі ты хочаш выпрабаваць серу, добрая яна ці не, то вазьмі кавалак серы ў руку і паднясі да вуха. Калі пры сцісканні сера трашчыць так, што ты чуеш яе трэск, то яна добрая, калі ж сера маўчыць і не трашчыць, то яна не добрая...» Гэты спосаб не састарэў і цяпер: «трашчыць» толькі сера, якая змяшчае не больш за 1 % прымесей.

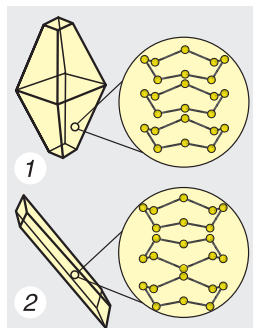
Сера ў вадзе не раствараецца і нават не змочваецца ёю. Калі кінучь у вадку крыху парашку серы, то часцінкі серы не асядуць на дно, а будуць плаваць на паверхні вады, утвараючы на ёй жоўтую плёнку (мал. 51).



Мал. 51. Парашок серы ў вадзе



Мал. 52. Будова малекулы S_8



Мал. 53. Сера рамбічная (1) і манаклінная (2)

У выглядзе простага рэчыва сера мае вялікую колькасць алатропных мадыфікацый, якія адрозніваюцца паміж сабой саставам, будовай малекул і спосабам іх арганізацыі ў крышталях. Найбольш устойлівыя тры мадыфікацыі серы: рамбічная, манаклінная і пластычная.

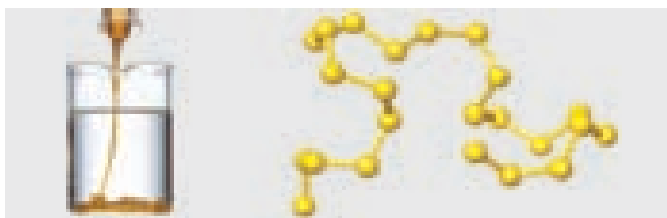
У крышталях рамбічнай і манакліннай серы, гэтак жа як і ў іх растворах, ёсць цыклічныя малекулы з аднолькавай формулай S_8 (мал. 52). Але ў крышталях гэтыя малекулы могуць быць размешчаны па-рознаму: сера рамбічная характарызуецца больш шчыльным размяшчэннем малекул S_8 , чым сера манаклінная (мал. 53).

Калі серу, якая кіпіць, хутка выліць у халодную вадку, то яна застыне ў выглядзе светла-жоўтай, празрыстай масы, падобнай на гуму (мал. 54). Гэта аморфная мадыфікацыя — пластычная сера, якая складаецца з доўгіх ланцугоў, што змяшчаюць ад тысячы да мільёна атамаў серы.

Алатропныя мадыфікацыі серы ва ўраўненнях рэакцый для спрашчэння абазначаюць літарай S.

Хімічныя ўласцівасці серы

Сера ўзаемадзейнічае з многімі простымі і складанымі рэчывамі, хоць яе рэакцыйная здольнасць ніжэйшая, чым у кіслароду.



Мал. 54. Атрыманне і будова пластычнай серы

Сера рэагуе з многімі металамі, акрамя золата і плаціны, праяўляючы пры гэтым акісляльныя ўласцівасці, напрыклад:

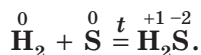


Прадуктамі такога ўзаемадзеяння з'яўляюцца сульфіды металаў.

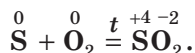


Рэакцыя з серай ляжыць у аснове выдалення і абясшкоджвання разлітай ртуці, напрыклад, з разбітага тэрмометра. Бачныя кроплі ртуці можна сабраць на ліст паперы ці медную пласцінку. Тую ртуць, якая патрапіла ў шчыліны і іншыя цяжкадаступныя месцы, засыпаюць парашком серы. Такі працэс называюць дэмеркурызацыяй (лацінскае «*de*» азначае «выдаленне», а «*mercurium*» — алхімічная назва ртуці).

Акісляльныя ўласцівасці серы праяўляюцца і ў рэакцыях з некаторымі неметаламі. Сера ўзаемадзейнічае з вадародам пры награванні, утвараючы лятучае злучэнне — серавадарод H_2S :



Аднаўленчыя ўласцівасці серы праяўляюцца пры яе рэакцыі з кіслародам:



Прымяненне серы

Больш за палову серы, якая здабываецца, расходуюцца для атрымання сернай кіслаты — аднаго з самых важных хімічных прадуктаў. Сера знаходзіць прымяненне пры вытворчасці гумы, фарбавальнікаў і пігментаў, штучных валокнаў і інш. Шырока ўжываецца сера ў сельскай гаспадарцы для барацьбы са шкоднікамі раслін. У медыцыне серу выкарыстоўваюць для лячэння скурных захворванняў.

Сера ў злучэннях з металамі і менш электраадмоўнымі элементамі праяўляе ступень акіслення -2 , а ў злучэннях з больш электраадмоўнымі элементамі $+4$ і $+6$.

Простае рэчыва сера існуе ў выглядзе некалькіх алатропных мадыфікацый.

Сера пры ўзаемадзеянні з металамі і вадародам паводзіць сябе як акісляльнік. У рэакцыі з кіслародам сера з'яўляецца адноўнікам.

Пытанні і заданні

1. У якім выглядзе сера сустракаецца ў прыродзе?
2. Назавіце найбольш характэрныя ступені акіслення серы ў яе злучэннях. Прывядзіце прыклады.
3. Разлічыце масавую долю серы ў злучэннях:
а) ZnS ; б) SO_2 ; в) H_2SO_4 .
4. Якія алатропныя мадыфікацыі ўтварае сера? Чым яны адрозніваюцца адна ад адной? Якім чынам можна ператварыць крышталічную серу ў пластычную?
5. Прывядзіце па адным прыкладзе хімічных рэакцый, у якіх сера выступае ў якасці: а) акісляльніка; б) адноўніка.
6. Складзіце ўраўненні рэакцый серы з: а) цынкам; б) кальцыем; в) натрыем.
7. Вызначыце масу сульфіду алюмінію, які ўтвараецца пры сплаўленні алюмінію масай 5,4 г з серай хімічнай колькасцю 0,8 моль. Якое рэчыва не цалкам зрасходуецца ў дадзенай рэакцыі?
8. Разлічыце масу і хімічную колькасць серы, неабходнай для атрымання аксиду серы(IV) аб'ёмам $6,72 \text{ дм}^3$ (н. у.).

Рыхтуемся да алімпіяд

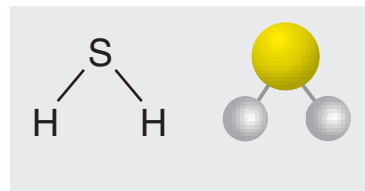
1. Рэчыва масай 15,2 г спалілі ў лішку кіслароду з утварэннем толькі газападобных прадуктаў. Атрыманую сумесь газаў падзялілі на дзве роўныя часткі. Першую частку прапусцілі праз лішак воднага раствору NaOH , а другую — праз аналагічны раствор з дадаваннем H_2O_2 . Да атрыманых раствораў дадавалі нітрат барыю да спынення выпадзення белага асадку. Маса асадку, які выпаў з другога раствору, аказалася большай на 3,2 г. Якое рэчыва было спалена? Адказ пацвердзіце ўраўненнямі рэакцый і разлікамі.

§ 21. Серавадарод

Пры ўзаемадзеянні серы з вадародам пры высокай тэмпературы ўтвараецца серавадарод H_2S .

Малекула серавадароду H_2S мае вуглавую будову (мал. 55), вугал сувязі H—S—H складае $92,1^\circ$.

Серавадарод H_2S — атрутны газ з рэзкім непрыемным пахам. Серавадарод утвараецца пры гніенні астанкаў раслінных і жывёльных арганізмаў, таму, напрыклад,



Мал. 55. Структурная формула і шарастрыжанёвая мадэль малекулы серавадароду

тухлыя яйкі пахнуць серавадародам. Серавадарод цяжэйшы за паветра. Яго шчыльнасць складае $1,539 \text{ г/дм}^3$, таму газ назапашваецца ў нізкіх месцах, якія не праветрываюцца.

Серавадарод маларастваральны ў вадзе, яго водны раствор называецца серавадароднай кіслотой. Гэта кіслата з'яўляецца вельмі слабай, яе дысацыяцыя адбываецца ступеньчата:



Будучы двухасноўнай, серавадародная кіслата ўтварае два шэрагі солей: сярэднія — сульфіды, напрыклад сульфід калію K_2S , і кіслыя — гідрасульфіды, напрыклад гідрасульфід калію KHS .

Кіслая соль — прадукт няпоўнага замяшчэння атамаў вадароду ў малекуле многаасноўнай кіслаты на атомы металу. Прыстаўка гідра- ў назве кіслотнага астатку паказвае на наяўнасць у яго саставе атама вадароду.

Большасць сульфідаў (за выключэннем сульфідаў шчолачных і шчолачназемельных металаў) нерастваральныя ў вадзе. Многія сульфіды афарбаваныя: CuS , NiS і PbS — чорнага колеру, CdS — жоўтага, MnS — ружовага (мал. 56). Па афарбоўцы асадкаў сульфідаў можна выяўляць у растворы катыёны названых металаў.



Мал. 56. Афарбоўка сульфідаў некаторых металаў: 1 — сульфід свінцу(II), 2 — сульфід кадмію, 3 — сульфід цынку, 4 — сульфід марганцу(II), 5 — сульфід медзі(II), 6 — сульфід нікелю(II)



Сульфіды шэрага металаў выкарыстоўваюцца для стварэння так званых квантавых кропак — крышталічных паўправадніковых часціц, памер якіх не перавышае 100 нанаметраў. Змяняючы памер гэтых часціц, можна кіраваць іх электрычнымі і аптычнымі ўласцівасцямі. Квантавыя кропкі знаходзяць прымяненне ў самых розных сферах — ад вытворчасці дысплеяў да сонечнай энергетыкі і біямедыцыны.

У прыродзе серавадарод змяшчаецца ў спадарожным нафтавым газе, у раствораным выглядзе — у нафце і ў прыродных водах. Напрыклад, у Чорным моры раствораны серавадарод змяшчаецца ў сляях вады на глыбіні 150–200 м.

Серавадарод у водных растворах утварае слабую серавадародную кіслату. Серавадароднай кіслаце адпавядаюць два шэрагі солей: сярэднія — сульфіды і кіслыя — гідрасульфіды.

Кіслая соль — прадукт няпоўнага змяшчэння атамаў вадароду ў малекуле многааснойнай кіслаты на атамы металу.

Пытанні і заданні

1. Як зменіцца колер лакмусу ў водным растворе серавадароду?
2. Якія солі называюцца кіслымі?
3. Складзіце формулы сульфідаў наступных металаў: натрыю, кальцыю, цынку, медзі(II). Выкарыстаўшы табліцу растваральнасці, вызначыце, якія з сульфідаў нерастваральныя ў вадзе.
4. Разлічыце хімічную колькасць і масу серы, якая ўступіць у рэакцыю з вадародам аб'ёмам 11,2 дм³ (н. у.).
5. Які аб'ём серавадароду (н. у.) неабходна ўзяць, каб у ім утрымлівалася столькі ж малекул, колькі іх змяшчаецца ў вадзе масай 9 г?
6. Вызначыце масавую долю серавадароднай кіслаты ў растворе, атрыманым пры растварэнні серавадароду аб'ёмам (н. у.) 89,6 см³ у вадзе масай 50 г.
7. У рэакцыю ўвялі серу масай 3,2 г і вадарод хімічнай колькасцю 0,3 моль. Вызначыце, якое з названых рэчываў узята з недахопам у адносінах да другога рэчыва, і разлічыце масу, хімічную колькасць і аб'ём (н. у.) утворанага серавадароду.
8. Выкарыстаўшы даступныя крыніцы інфармацыі, падрыхтуйце паведамленне аб біялагічнай ролі серавадароду і яго прымяненні.

Рыхтуемца да алімпіяд

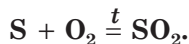
1. У вас ёсць сера, жалеза і саляная кіслата. Прапануйце два спосабы атрымання серавадароду, выкарыстаўшы гэтыя рэактывы. Запішыце ўраўненні рэакцый у скарачанай іоннай форме.

§ 22. Акід серы(IV) і акід серы(VI)

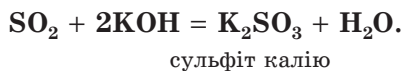
Сера ўтварае з кіслародам два акіды: акід серы(IV), або сярністы газ SO_2 , і акід серы(VI) SO_3 .

Акід серы(IV)

Акід серы(IV) — SO_2 (сярністы газ) — уяўляе сабой бясколерны газ з рэзкім, характэрным пахам, які атрымліваецца пры гарэнні серы:



Акід серы(IV) з'яўляецца кіслотным акідам, праяўляючы ўсе адпаведныя хімічныя ўласцівасці: узаемадзейнічае з вадой, асноўнымі акідамі і шчолачамі. Напрыклад:



Пры растварэнні акіду серы(IV) у вадзе ўтвараецца слабая двухасноўная сярністая кіслата, якая існуе толькі ў растворах. У водных растворах сярністая кіслата дысацыіруе ступеньчата з утварэннем гідрасульфід-і сульфід-іонаў:



Гэтай кіслаце адпавядаюць два тыпы солей: кіслыя — гідрасульфіды, напрыклад NaHSO_3 — гідрасульфід натрыю, і сярэднія — сульфіды, напрыклад Na_2SO_3 .

Сярністая кіслата праяўляе хімічныя ўласцівасці, агульныя для кіслот: узаемадзейнічае з асноўнымі акідамі, асновамі, уступае ў рэакцыю абмену з солямі іншых кіслот, у прыватнасці выцясняе з солей больш слабую вугальную кіслату:





Узаемадзеянне сярістага газу з серавадародам — адна з важных рэакцый, якія праходзяць пры вывяржэнні вулканаў. Газападобныя SO_2 і H_2S , якія вылучаюцца з нетраў Зямлі, рэагуюць з утварэннем крышталічнай серы жоўтага колеру.

Сярністы газ валодае бактэрыцыдным дзеяннем. Таму яго шырока выкарыстоўваюць для апрацоўкі сховішчаў, гародніны і садавіны, каб засцерагчы іх ад загінення. Сярністы газ, як і солі сярністай кіслаты, ужываюць для адбельвання саломы, воўны, паперы, тканін.

Акід серы(VI)

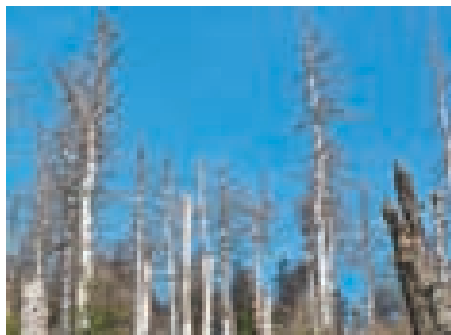
Акід серы(VI) SO_3 атрымліваюць, акісляючы акід серы(IV) кіслародам у прысутнасці каталізатара пры тэмпературы каля 500°C :



Пры звычайных умовах акід серы(VI) — бясколерная едкая вадкасць, якая пры тэмпературы ніжэй за 17°C ператвараецца ў белае цвёрдае рэчыва. Гэта тыповы кіслотны акід. Ён рэагуе з вадой з вылучэннем цеплаты, утвараючы серную кіслату:



Акід серы(VI) узаемадзейнічае са шчолачамі і асноўнымі акідамі, утвараючы солі сернай кіслаты — сульфаты. Запішыце адпаведныя ўраўненні рэакцый.



Акід серы (VI) прымяняецца для прамысловага атрымання сернай кіслаты.

Пападанне акідаў серы ў атмасферу пры згаранні паліва прыводзіць да ўтварэння ў аблоках кіслот і выпадзення кіслотных дажджоў. Яны згубна дзейнічаюць на ўсё жывое: разбураецца глеба, змяняецца склад глебавых арганізмаў, гінуць каштоўныя віды рыб, знікае расліннасць (мал. 57).

Мал. 57. Уплыў кіслотных дажджоў на прыроду

Акід серы(IV) і акід серы(VI) уяўляюць сабой тыповыя кіслотныя акіды.

Пры ўзаемадзеянні з вадой акід серы(IV) і акід серы(VI) утвараюць адпаведна сярністую і серную кіслоты.

Пытанні і заданні

1. Пералічыце фізічныя ўласцівасці акіду серы(IV) і акіду серы(VI).
2. Як змяняецца афарбоўка лакмусу ў водным растворе акіду серы(IV)?
3. Разлічыце хімічную колькасць кіслароду, які спатрэбіцца для поўнага спальвання серы масай 9,6 кг. Вызначыце хімічную колькасць і аб'ём (н. у.) утворанага сярністага газу.
4. Запішыце ўраўненні рэакцый акіду серы(IV) і акіду серы(VI) з: а) вадой; б) акідам барыю; в) гідраксідам калію. Назавіце злучэнні, якія ўтвараюцца.
5. Змяшалі акід кальцыю масай 150 г з лішкам акіду серы(VI). Запішыце ўраўненне рэакцыі. Вызначыце масу солі, якая ўтварылася ў выніку.
6. Якія солі называюцца кіслымі? Запішыце магчымыя ўраўненні рэакцый сярністай кіслаты з гідраксідам натрыю. Вызначыце масу гідраксіду натрыю, неабходнага для ўтварэння гідрасульфату натрыю хімічнай колькасцю 0,5 моль.
7. Цеплавая электрастанцыя (ЦЭС) спажывае 320 т каменнага вугалю за суткі. Сярэдняя колькасць серы ў вугалі — 0,5 %. Вызначыце максімальную магчымую масу сернай кіслаты, якая можа выпасці з кіслотным дажджом на працягу сутак.
8. Складзіце ўраўненні рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:



Назавіце акісляльна-аднаўленчыя працэсы, вызначыце акісляльнікі і адноўнікі.

Рыхтуемса да алімпіяд

1. Неарганічныя рэчывы А і В рэагуюць у суадносіне 1 : 1 з утварэннем рэчыва С, якое мае малярную масу 100 г/моль. Пры рэакцыі 1 моль С з 3 моль NaOH утвараецца 2 моль H_2O і эквімалярная сумесь дзвюх солей D і E, малярныя масы якіх адрозніваюцца на 100 г/моль. Вызначыце рэчывы А, В і С. Адказ пацвердзіце разлікам.

§ 23. Серная кислота

Серная кислота H_2SO_4 з'яўляецца найважнейшым кіслародзмяшчальным злучэннем серы. Яна была атрымана алхімікамі яшчэ ў XIII ст. і называлася тады «купарваснае масла». З дапамогай сернай кіслаты атрымалі і іншыя мінеральныя (неарганічныя) кіслоты — салыную, азотную.

Будова малекулы сернай кіслаты

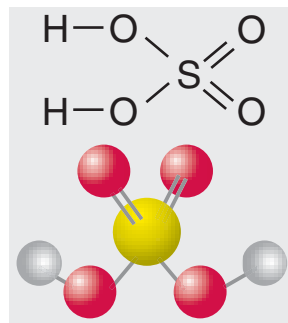
Структурная формула і мадэль малекулы сернай кіслаты паказаны на малюнку 58. У малекуле H_2SO_4 атам серы злучаны з чатырма атамамі кіслароду за кошт утварэння дзвюх падвойных сувязей $\text{S}=\text{O}$ і дзвюх адзінарных сувязей $\text{S}-\text{O}$.

Сувязі $\text{O}-\text{H}$ у малекуле сернай кіслаты з'яўляюцца моцна палярнымі, таму ў H_2SO_4 ярка праяўляюцца кіслотныя ўласцівасці. У разбаўленых водных растворах серная кислота цалкам дысацыіруе на іоны:

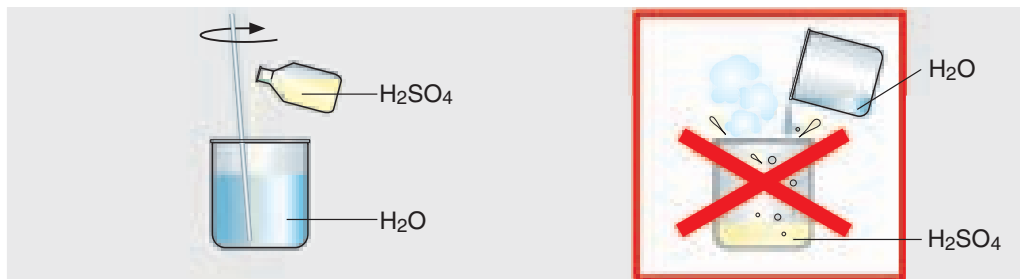


Фізічныя ўласцівасці сернай кіслаты

Чыстая серная кислота — бясколерная масляністая нелютучая вадкасць без паху, прыкладна ў 2 разы цяжэйшая за вадку. Яна змешваецца з вадой у любых суадносінах. Пры растварэнні сернай кіслаты ў вадзе адбываецца разаграванне сумесі, якое можа суправаджацца яе распырскваннем. **Памятайце! Для прыгатавання раствораў серную кіслату асцярожна, тонкім струменьчыкам уліваюць у вадку пры бесперапынным перамешванні раствору (мал. 59).**

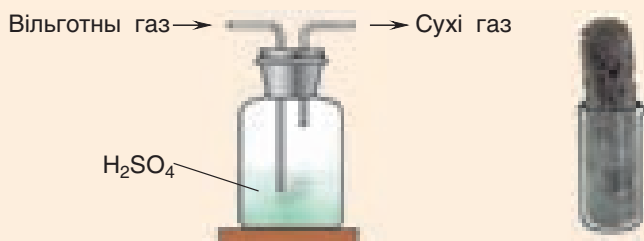
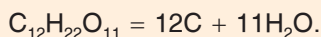


Мал. 58. Структурная формула і шарастрыжанёвая мадэль малекулы сернай кіслаты



Мал. 59. Прыгатаванне раствору сернай кіслаты

Вылучэнне вялікай колькасці цеплаты пры ўзаемадзеянні сернай кіслаты з вадой сведчыць аб утварэнні трывалых злучэнняў гэтых двух рэчываў — гідратаў тыпу $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, напрыклад: $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ і г. д. Здольнасць сернай кіслаты ўтвараць гідраты дазваляе выкарыстоўваць яе як моцны водааднімальны агент, напрыклад, для асушэння газаў (мал. злева). Яна здольна аднімаць вадру і ў складаных рэчываў, у састаў якіх уваходзяць вадарод і кісларод. Так, пад уздзеяннем канцэнтраванай сернай кіслаты цукар абвугліваецца і рэакцыйная маса чарнее і ўспучваецца (мал. справа):

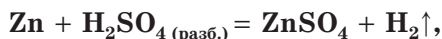


Пры пападанні на скуру канцэнтраваная серная кіслата выклікае моцныя апёкі, таму абыходзіцца з ёй трэба вельмі асцярожна (мал. 60).

Звычайна водны раствор сернай кіслаты з масавай доляй H_2SO_4 больш за 70 % называюць канцэнтраванай сернай кіслатой, а менш за 70 % — разбаўленай сернай кіслатой.

Хімічныя ўласцівасці сернай кіслаты

Разбаўленая серная кіслата, як і саянная, праяўляе ўсе характэрныя для кіслот уласцівасці. Яна змяняе афарбоўку індыкатараў: лакмус і метыларанж у растворы H_2SO_4 становяцца чырвонымі. Разбаўленая H_2SO_4 узаемадзейнічае з металамі, якія стаяць у радзе актыўнасці да вадароду, з вылучэннем вадароду:

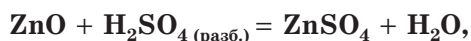
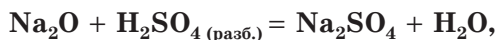


і з'яўляецца акісляльнікам за кошт іонаў вадароду H^+ .

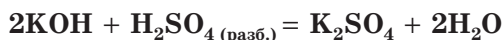


Мал. 60. Знакі небяспекі пры рабоце з кіслатамі

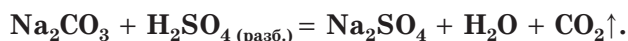
Разбаўленая серная кіслата рэагуе таксама з асноўнымі і амфатэрнымі аксідамі:



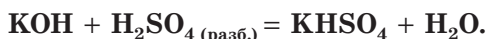
з гідраксідамі металаў:



і з солямі:

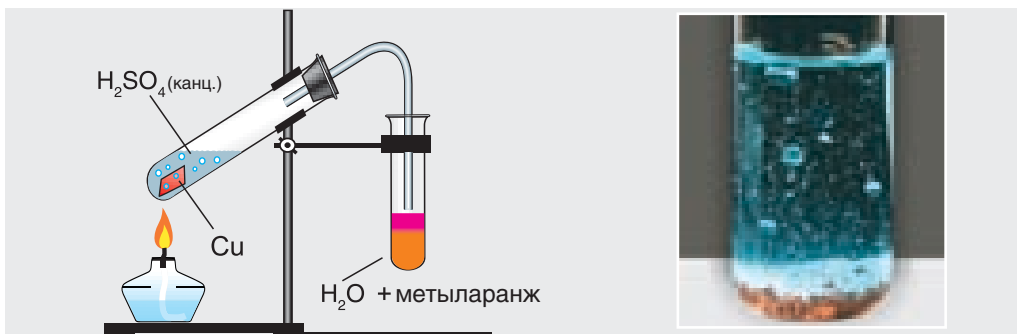


У лішку раствору сернай кіслаты могуць утварацца кіслыя солі — гідрасульфаты, напрыклад:



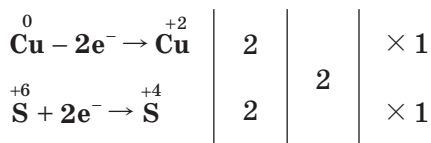
Канцэнтраваная серная кіслата па сваіх уласцівасцях адрозніваецца ад разбаўленай. Яна з'яўляецца мацнейшым акісляльнікам за кошт атамаў серы, якія маюць ступень акіслення +6. Канцэнтраваная H_2SO_4 здольна ўзаемадзейнічаць з металамі, якія стаяць у радзе актыўнасці не толькі перад, але і пасля вадароду (акрамя золата і плаціны). Пры ўзаемадзеянні канцэнтраванай сернай кіслаты з металамі вадарод не вылучаецца.

Прадэманструем дзеянне канцэнтраванай сернай кіслаты на медзь (мал. 61).

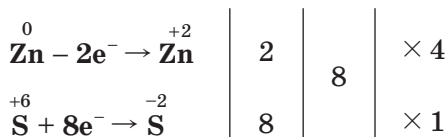
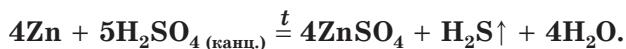


Мал. 61. Рэакцыя канцэнтраванай сернай кіслаты з меддзю

Пры ўнясенні медзі ў нагрэты канцэнтраваны раствор сернай кіслаты раствор афарбоўваецца ў сіні колер і назіраецца вылучэнне газу SO_2 :



У рэакцыі з металамі, якія знаходзяцца ў радзе актыўнасці да вадароду, канцэнтраваная серная кіслата можа аднаўляцца да аксіду серы(IV) SO_2 , серы S або серавадароду H_2S у залежнасці ад актыўнасці металу і ўмоў праходжання рэакцыі, напрыклад:



Жалеза, алюміній і некаторыя іншыя металы пры звычайных умовах не рэагуюць з канцэнтраванай сернай кіслатой з-за ўтварэння ахоўнай плёнкі на паверхні металу. Гэты працэс называецца **пасівацыйй** металу. Канцэнтраваную серную кіслату можна захоўваць і перавозіць у сталёных цыстэрнах (мал. 62).



Мал. 62. Стальная цыстэрна для перавозкі сернай кіслаты

Серная кіслата — бясколерная, масляністая вадкасць. У водных растворах з'яўляецца моцным электралітам.

Разбаўленая серная кіслата праяўляе ўсе характэрныя для кіслот уласцівасці: узаемадзейнічае з металамі, якія стаяць у радзе актыўнасці да вадароду, з вылучэннем вадароду; з аксідамі металаў; з асновамі; з солямі.

Пры ўзаемадзеянні канцэнтраванай сернай кіслаты з меддзю вылучаецца аксід серы(IV).

Пытанні і заданні

1. Апішыце будову малекулы і фізічныя ўласцівасці сернай кіслаты.
2. У лабараторыі ёсць раствор сернай кіслаты масай 300 г з масавай доляй H_2SO_4 , роўнай 40 %. Як зменіцца масавая доля кіслаты ў раствору пры дадаванні да яго вады масай 100 г? У якой паслядоўнасці неабходна праводзіць разбаўленне?
3. У тры прабіркi з разбаўленым растворам сернай кіслаты дадалі: а) лакмус; б) фенолфталеін; в) метыларанж. Як змянілася афарбоўка індикатараў у кожным выпадку?
4. Складзіце ўраўненні рэакцый, якія ілюструюць хімічныя ўласцівасці разбаўленай сернай кіслаты.
5. Чым абумоўлена адрозненне акісляльных уласцівасцей разбаўленай і канцэнтраванай сернай кіслаты?
6. Які аб'ём канцэнтраванага раствору сернай кіслаты ($\rho = 1,83 \text{ г/см}^3$) з масавай доляй 98 % неабходны для растварэння медзі масай 6,4 г?
7. У вадзе аб'ёмам 1 дм^3 растварылі аксід серы(VI). У выніку маса раствору склала 1180 г. Вывядзіце масавую долю сернай кіслаты ў атрыманым раствору.
8. Складзіце ўраўненні рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:
 - а) $\text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4$;

$\downarrow$
 SO_2
 - б) $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 \rightarrow \text{CuCl}_2$.

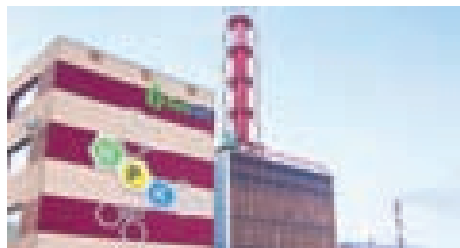
Для акісляльна-аднаўленчых рэакцый складзіце схемы электроннага балансу, а для рэакцый, якія праходзяць у растворах, — ураўненні ў скарачанай іоннай форме.

Рыхтуемся да алімпіяд

1. У водным раствору сернай кіслаты атамаў вадароду ў 10 разоў больш, чым атамаў серы. Вывядзіце масавую долю і малярную канцэнтрацыю сернай кіслаты ў раствору, калі яго шчыльнасць роўна $1,471 \text{ г/см}^3$.

§ 24. Хімічныя рэакцыі, што ляжаць у аснове атрымання сернай кіслаты. Паняцце аб практычным выхадзе прадукту рэакцыі

Серная кіслата — адзін з галоўных прадуктаў хімічнай прамысловасці. Аб гэтым сведчаць і маштабы прамысловай вытворчасці, якія дасягаюць 200 млн т у год. У Рэспубліцы Беларусь серную кіслату вырабляюць на ААТ «Гомельскі хімічны завод» (мал. 63), ААТ «Гродна Азот» і шэрагу іншых хімічных заводаў.

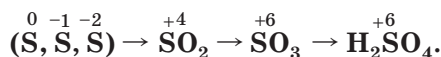


Мал. 63. ААТ «Гомельскі хімічны завод»

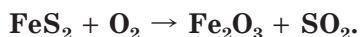
Вытворчасць сернай кіслаты

У якасці сыравіны для вытворчасці сернай кіслаты ў прамысловасці выкарыстоўваюць прыродныя злучэнні, якія змяшчаюць серу: пірыт FeS_2 , сульфіды металаў, серу, а таксама серавадарод з сырой нафты, пабочныя прадукты вытворчасці цэменту, адходы металургічных вытворчасцей, дымавыя адходы. Адзначым, што больш за 30 % сернай кіслаты ў свеце атрымліваюць менавіта шляхам перапрацоўкі адходаў хімічных і металургічных вытворчасцей.

Хімічныя працэсы вытворчасці сернай кіслаты можна прадставіць у выглядзе наступнай схемы:

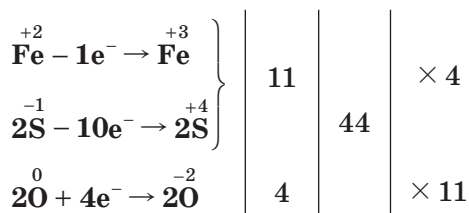


Разгледзім больш падрабязна вытворчасць сернай кіслаты з пірыту FeS_2 , які таксама называюць **жалезны** або **серны калчадан**. Першая стадыя працэсу — абпал пірыту і атрыманне аксиду серы(IV) — працякае па схеме:

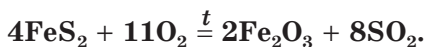


Пры расстаноўцы каэфіцыентаў ва ўраўненні гэтай рэакцыі звярніце ўвагу на тое, што ў пірыце ступень акіслення серы роўна -1 , а ступень акіслення жалеза складае $+2$. У выніку рэакцыі ступень акіслення атамаў серы ў аксідзе серы(IV) роўна $+4$, а атамаў жалеза

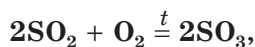
ў аксідзе жалеза(III) — +3. Складзём схему электроннага балансу для дадзенай рэакцыі:



У адпаведнасці са схемай электроннага балансу каэфіцыенты неабходна расставіць так:



На другой стадыі аксід серы(IV) акісляецца да аксиду серы(VI) пры павышаных тэмпературы і ціску ў прысутнасці каталізатара — плаціны ці аксиду ванадыю(V):



трэцяя стадыя — узаемадзеянне аксиду серы(VI) з вадой:



Для паглынання аксиду серы(VI) выкарыстоўваюць канцэнтраваны раствор сернай кіслаты.



Вадой аксід серы(VI) не паглынаюць, паколькі пры гэтым утвараецца вельмі ўстойлівы «туман» з драбнюткіх кропель сернай кіслаты, які дрэнна кандэнсуецца. Прадуктам узаемадзеяння канцэнтраванай 96–98 %-най сернай кіслаты з аксідам серы(VI) з'яўляецца олеум. Олеум уяўляе сабой раствор аксиду серы(VI) у 100 %-най сернай кіслаце. Пры развядзенні олеуму вадой (на практыцы разбаўленай сернай кіслотой) атрымліваецца канцэнтраваная серная кіслата.

Паняцце аб практычным выхадзе прадукту рэакцыі

Хімічныя ўраўненні, складзеныя на аснове закону захавання масы рэчываў, дазваляюць праводзіць разлікі, у тым ліку вылічваць масу або аб'ём прадуктаў рэакцый. Аднак атрыманне любога рэчыва ў прамысловасці немагчыма без страт зыходных рэчываў. Акрамя таго, некаторая частка прадуктаў рэакцый губляецца ў выніку выпарэння, растварэння

або ўтварэння пабочных прадуктаў, а таксама з прычыны абарачальнага характару рэакцый. Таму прадукту рэакцыі ўтвараецца менш, чым павінна было б атрымацца ў адпаведнасці з разлікам па ўраўненні рэакцыі.

Калі масу, аб'ём або хімічную колькасць прадукту, разлічаныя па ўраўненні рэакцыі, прыняць за 100 %, то рэальна атрыманыя маса, аб'ём або хімічная колькасць прадукту заўсёды будуць меншымі за 100 %. Велічыню, якая характарызуе паўнату праходжання хімічнай рэакцыі або ступень ператварэння аднаго рэчыва ў іншае, называюць практычным выхадам прадукту рэакцыі.

Практычны выхад прадукту рэакцыі — гэта велічыня, роўная адносіне яго практычнай, г. зн. рэальна атрыманай масы, да тэарэтычнай, максімальна магчымай масы, разлічанай па ўраўненні рэакцыі.

Практычны выхад прадукту X абазначаецца літарай грэчаскага алфавіта η (*эта*) і выражаецца ў долях адзінкі або працэнтах:

$$\eta(X) = \frac{m_{\text{практ.}}(X)}{m_{\text{тэар.}}(X)}.$$

Неабходна падкрэсліць, што практычны выхад прадукту можна вылічваць таксама адносна аб'ёмаў або хімічных колькасцей рэчываў:

$$\eta(X) = \frac{V_{\text{практ.}}(X)}{V_{\text{тэар.}}(X)}; \quad \eta(X) = \frac{n_{\text{практ.}}(X)}{n_{\text{тэар.}}(X)}.$$

Ва ўсіх гэтых выпадках будзе знойдзена адно і тое ж значэнне шуканай велічыні. Напрыклад, калі вядома, што ў рэакцыі акіслення аксіду серы(IV) да аксіду серы(VI):



практычны выхад SO_3 складае 0,8 (або 80 %), то гэта азначае, што з аксіду серы(IV) масай 64 г (аб'ёмам 22,4 дм³, хімічнай колькасцю 1 моль) мы атрымаем аксід серы(VI) масай не 80 г (аб'ёмам 22,4 дм³, хімічнай колькасцю 1 моль), а масай $80 \text{ г} \cdot 0,8 = 64 \text{ г}$ (аб'ёмам 17,9 дм³, хімічнай колькасцю 0,8 моль).

Велічыня практычнага выхаду прадукту не можа перавышаць 100 %. Калі практычны выхад роўны 100 %, то гавораць, што рэакцыя адбываецца *колькасна*. У гэтым выпадку:

$$m_{\text{практ.}}(X) = m_{\text{тэар.}}(X); \quad n_{\text{практ.}}(X) = n_{\text{тэар.}}(X);$$

$$V_{\text{практ.}}(X) = V_{\text{тэар.}}(X).$$

Разгледзім некалькі прыкладаў разлікаў з выкарыстаннем паняцця «практычны выхад прадукту рэакцыі».

Прыклад 1. Пры спальванні серы масай 48 г атрыманы аксід серы(IV) аб'ёмам 28,6 дм³ (н. у.). Вызначыце практычны выхад прадукту рэакцыі.

Дадзена:

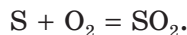
$$m(\text{S}) = 48 \text{ г}$$

$$V_{\text{практ.}}(\text{SO}_2) = 28,6 \text{ дм}^3$$

$$\eta(\text{SO}_2) = ?$$

Рашэнне

1. Зыходзячы з масы серы, разлічым тэарэтычны аб'ём аксиду серы(IV), які можна атрымаць з серы масай 48 г. Для гэтага запішам і прааналізуем адпаведнае ўраўненне рэакцыі:



Згодна з гэтым ураўненнем з серы хімічнай колькасцю 1 моль (32 г) можна атрымаць аксід серы (IV) хімічнай колькасцю 1 моль (22,4 дм³). Складзём прапорцыю:

з серы масай 32 г утвараецца аксід серы(IV) аб'ёмам 22,4 дм³,

з серы масай 48 г утвараецца аксід серы(IV) аб'ёмам x ,

$$\text{адкуль атрымаем: } x = \frac{48 \text{ г} \cdot 22,4 \text{ дм}^3}{32 \text{ г}} = 33,6 \text{ дм}^3. \text{ Гэта — } V_{\text{тэар.}}(\text{SO}_2).$$

2. Разлічым практычны выхад прадукту рэакцыі:

$$\eta(\text{SO}_2) = \frac{V_{\text{практ.}}(\text{SO}_2)}{V_{\text{тэар.}}(\text{SO}_2)} = \frac{28,6 \text{ дм}^3}{33,6 \text{ дм}^3} = 0,85, \text{ або } 85 \, \%.$$

Адказ: практычны выхад аксиду серы(IV) роўны 85 %.

Прыклад 2. З прыроднага злучэння масай 640 кг з масавай доляй серы 45 % атрымана серная кіслата масай 810 кг. Вылічыце практычны выхад сернай кіслаты.

Дадзена:

$$m(\text{злучэння}) = 640 \text{ кг}$$

$$w(\text{S}) = 45 \, \%, \text{ або } 0,45$$

$$m_{\text{практ.}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 810 \text{ кг}$$

$$\eta(\text{H}_2\text{SO}_4) = ?$$

Рашэнне

1. Вылічым масу серы, якая змяшчаецца ў прыродным злучэнні:

$$\begin{aligned} m(\text{S}) &= m(\text{злучэння}) \cdot w(\text{S}) = \\ &= 640 \text{ кг} \cdot 0,45 = 288 \text{ кг} = 288 \, 000 \text{ г}. \end{aligned}$$

2. Разлічым тэарэтычную масу сернай кіслаты, якую можна атрымаць з серы масай 288 000 г. Для гэтага складзём і прааналізуем агульную схему ператварэння серы ў серную кіслату:



Паводле гэтай схемы з серы колькасцю 1 моль і масай 32 г можна атрымаць серную кіслату колькасцю 1 моль і масай 98 г. Складзём прапорцыю:

з серы масай 32 г можна атрымаць серную кіслату масай 98 г,

з серы масай 288 000 г можна атрымаць серную кіслату масай x , адкуль атрымаем:

$$x = \frac{288\,000\text{ г} \cdot 98\text{ г}}{32\text{ г}} = 882\,000\text{ г} = 882\text{ кг. Гэта — } m_{\text{тэар.}}(\text{H}_2\text{SO}_4).$$

3. Вызначым практычны выхад сернай кіслаты:

$$\eta(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m_{\text{практ.}}(\text{H}_2\text{SO}_4)}{m_{\text{тэар.}}(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{810\text{ кг}}{882\text{ кг}} = 0,918, \text{ або } 91,8\%.$$

Адказ: практычны выхад сернай кіслаты роўны 91,8 %.

Прыклад 3. Вызначыце масу пірыту FeS_2 , які трэба падвергнуць абпалу ў кіслародзе для атрымання аксіду серы(IV) аб'ёмам 8,96 м³ (н. у.), калі яго практычны выхад складае 80 %.

Дадзена:

$$V_{\text{практ.}}(\text{SO}_2) = 8,96\text{ м}^3$$

$$\eta(\text{SO}_2) = 80\%, \text{ або } 0,8$$

$$m(\text{FeS}_2) — ?$$

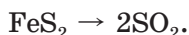
Рашэнне:

1. Разлічым тэарэтычны аб'ём аксіду серы(IV):

$$\eta(\text{SO}_2) = \frac{V_{\text{практ.}}(\text{SO}_2)}{V_{\text{тэар.}}(\text{SO}_2)};$$

$$V_{\text{тэар.}}(\text{SO}_2) = \frac{V_{\text{практ.}}(\text{SO}_2)}{\eta(\text{SO}_2)} = \frac{8,96\text{ м}^3}{0,8} = 11,2\text{ м}^3 = 11\,200\text{ дм}^3.$$

2. Вызначым масу пірыту, з якога можна атрымаць аксід серы(IV) аб'ёмам 11 200 дм³. Для гэтага складзём і прааналізуем агульную схему ператварэння пірыту ў названы аксід:



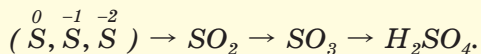
З гэтай схемы вынікае, што для атрымання 2 моль або $44,8 \text{ дм}^3 \text{ SO}_2$ патрабуецца 1 моль, або 120 г FeS_2 . Складзём адпаведную прапарцыю:

для атрымання SO_2 аб'ёмам $44,8 \text{ дм}^3$ патрабуецца FeS_2 масай 120 г,
 для атрымання SO_2 аб'ёмам 11 200 дм^3 патрабуецца FeS_2 масай x ,
 адкуль атрымаем: $x = 30\,000 \text{ г} = 30 \text{ кг}$.

Адказ: для атрымання аксиду серы(IV) патрабуецца пірыт масай 30 кг.

Практычны выхад прадукту — важны паказчык эфектыўнасці хімічнага працэсу. На яго падставе ў рэальным вытворчым працэсе робіцца выснова аб паўнаце ператварэння сыравіны і расходах энергіі, аб неабходнасці ўвядзення дадатковых аперацый і інш.

Сукупнасць хімічных працэсаў, якія ляжаць у аснове вытворчасці сернай кіслаты, можна прадставіць у выглядзе наступнай схемы:



Практычны выхад прадукту рэакцыі — гэта велічыня, роўная адносіне яго практычнай, г. зн. рэальна атрыманай масы, да тэарэтычнай, максімальна магчымай масы, разлічанай па ўраўненні рэакцыі.

Практычны выхад прадукту рэакцыі можна вылічваць таксама адносна практычных і тэарэтычных аб'ёмаў або хімічных колькасцей рэчываў.

Пытанні і заданні

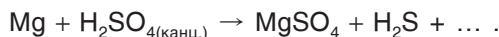
1. Якія злучэнні выкарыстоўваюцца ў якасці сыравіны для вытворчасці сернай кіслаты?
2. Складзіце ўраўненні рэакцый атрымання сярністага газу пры акісленні:
а) серы; б) серавадароду.
3. Які аб'ём (н. у.) паветра неабходны для абпалу пірыту масай 200 кг?
4. Чаму практычны выхад прадукту рэакцыі бывае меншы за 100 %?
5. Вылічыце масу сернай кіслаты, якую можна атрымаць з сернага калчадану масай 400 т, калі практычны выхад кіслаты роўны 100 %.
6. Змяніце ўмову папярэдняй задачы так, каб практычны выхад сернай кіслаты быў меншы за 100 %. Рашыце складзеную вамі задачу.
7. У выніку ўзаемадзеяння хларыду барыю масай 200 г з сернай кіслотой выпаў асадак сульфату барыю масай 100 г. Разлічыце практычны выхад

прадукту рэакцыі. Растлумачце прычыны неадпаведнасці практычнай і тэарэтычнай мас сульфату барыю ў гэтым выпадку.

8. Вылічыце масу серы, якая згарэла ў кіслародзе, калі ў выніку рэакцыі быў атрыманы аксід серы(IV) аб'ёмам 89,6 м³ (н. у.) з практычным выхадам, роўным 80 %.

Рыхтуем ся да алімпіяд

1. Закончыце ўраўненне акісляльна-аднаўленчай рэакцыі:



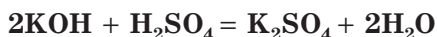
Расстаўце каэфіцыенты метадам электроннага балансу. Разлічыце масу сернай кіслаты, якая павінна ўступіць у рэакцыю з магніем, каб серавадарод, які вылучыўся, цалкам паглынуўся растворам гідраксиду натрыю масай 300 г з масавай доляй NaOH, роўнай 27 %, калі страты серавадароду складаюць 5 %.

§ 25. Сульфаты — солі сернай кіслаты. Прымяненне сернай кіслаты і сульфатаў

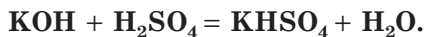
Солі сернай кіслаты

Як вы ўжо ведаеце з папярэдняга параграфу, солі сернай кіслаты могуць утварацца пры яе ўзаемадзеянні з металамі, аксідамі металаў, асновамі і солямі.

Паколькі серная кіслата двухасноўная, яна ўтварае два шэрагі солей: сярэднія солі — сульфаты:



і кіслыя солі (пры лішку кіслаты) — гідрасульфаты:

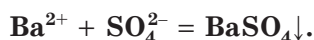
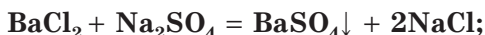


Большасць сульфатаў і гідрасульфатаў добра растваральныя ў вадзе, многія з іх утвараюць крышталегідраты. Некаторыя крышталегідраты солей сернай кіслаты называюцца купарвасамі: медны купарвас $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, жалезны купарвас $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (мал. 64) і інш. Пры награванні яны губляюць вадку, якая змяшчаецца ў іх. Многія сульфаты сустракаюцца ў прыродзе.

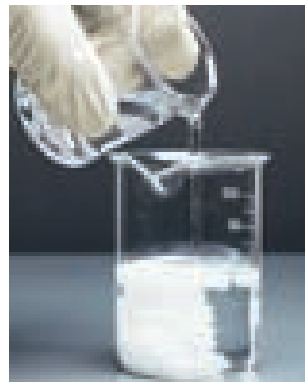


Мал. 64. Медны (1) і жалезны (2) купарвасы

Сульфаты металаў ІІА-групы (акрамя сульфатаў берылію і магнію) дрэнна растваральныя ў вадзе, прычым менш за іншыя раствараецца сульфат барыю. Пры дадаванні раствору солі барыю, напрыклад хларыду барыю BaCl_2 , да водных раствораў сернай кіслаты або сульфатаў утвараецца асадак сульфату барыю белага колеру (мал. 65):



Рэакцыя з іонамі барыю з'яўляецца якаснай рэакцыяй на сульфат-іоны, а растваральныя солі барыю служаць рэактывамі на серную кіслату і яе солі. Прымета рэакцыі — утварэнне белага асадку.



Мал. 65. Якасная рэакцыя на сульфат-іоны

Лабараторны дослед 2

Якасная рэакцыя на сульфат-іоны

Распазнаванне раствору сернай кіслаты і яе солей у хімічнай практыцы звязана са здольнасцю сульфат-іонаў утвараць асадак з іонамі барыю.

1) У выдадзеныя вам дзве прабіркi з растворамі сернай кіслаты і сульфату натрыю дадайце па некалькі кропель раствору хларыду барыю. Што вы назіраеце? Якія прыметы сведчаць аб працяканні хімічных рэакцый?

2) Складзіце ўраўненні хімічных рэакцый у малекулярнай і іоннай формах. Зрабіце выснову аб якаснай рэакцыі на сульфат-іон.

Прымяненне сернай кіслаты і сульфатаў

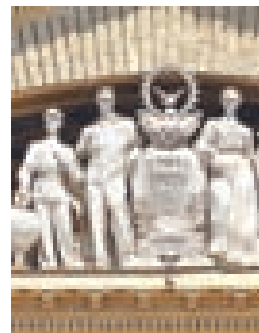
Серная кіслата — адзін з найважнейшых прадуктаў, якія шырока выкарыстоўваюцца ў розных галінах прамысловасці (мал. 66). Асноўнымі яе спажывацямі з'яўляюцца вытворчасці мінеральных угнаенняў, саянай, воцатнай і іншых кіслот, мыйных сродкаў, выбуховых рэчываў, фарбавальнікаў, лекаў. Серная кіслата ўжываецца таксама ў металургіі, для ачысткі нафтапрадуктаў, у якасці электраліту ў кіслотных акумулятарах і г. д.



Мал. 66. Прымяненне сернай кіслаты

Солі сернай кіслаты выкарыстоўваюцца ў якасці мінеральных угнаенняў, у будаўніцтве, у медыцыне, для барацьбы са шкоднікамі раслін, у вытворчасці соды і шкла. Напрыклад, медны купарвас $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ і жалезны купарвас $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ выкарыстоўваюцца ў сельскай гаспадарцы для барацьбы са шкоднікамі раслін, як антысептычныя сродкі для прамочвання драўніны, у вытворчасці фарбавальнікаў. Сульфат натрыю Na_2SO_4 выкарыстоўваецца ў тэкстыльнай, гарбарнай прамысловасці, пры вытворчасці шкла, у медыцыне як паслабляльны сродак, а таксама знаходзіць прымяненне як асушальнік. У медыцыне ўжываецца таксама крышталегідрат сульфату магнію $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (горкая, або англійская соль).

Алебастр $\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$, які часта называюць паўводным гіпсам, выкарыстоўваюць у якасці вяжучага матэрыялу. Пры змешванні гэтага парашку з вадой ён гідратуецца і ператвараецца ў гіпс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — цвёрдую і дастаткова трывалую масу. Дзякуючы гэтай уласцівасці алебастр знаходзіць прымяненне ў будаўніцтве для вырабу сухой тынкоўкі, пліт і панэлей для перагародак, архітэктурных дэталей (мал. 67) і да т. п. Прыродны гіпс выкарыстоўваюць для паляпшэння структуры глебы.



Мал. 67. Гіпсавыя дэталі на фронтоне будынка Палаца культуры прафсаюзаў у Мінску

Серная кіслата ўтварае два шэрагі солей: сярэднія солі — сульфаты і кіслыя — гідрасульфаты.

Большасць солей сернай кіслаты добра раствараюцца ў вадзе.

Рэакцыя з іонамі барыю з'яўляецца якаснай рэакцыяй на сульфат-іоны, а растваральныя солі барыю служаць рэактывам на серную кіслату і яе солі. Прымета рэакцыі — утварэнне асадку.

Серная кіслата і яе солі знаходзяць шырокае прымяненне ў розных галінах дзейнасці чалавека.

Пытанні і заданні

1. Якія рэчывы называюцца купарвасамі?
2. Запішыце магчымыя ўраўненні рэакцый атрымання сульфату медзі(II).
3. Выкарыстаўшы табліцу растваральнасці, складзіце 2–3 ураўненні рэакцый разбаўленай сернай кіслаты з солямі. Запішыце ўраўненні ў малекулярнай і іоннай формах.
4. Вызначыце аб'ём раствору сернай кіслаты з масавай доляй H_2SO_4 , роўнай 20 %, які неабходны для атрымання сульфату цынку хімічнай колькасцю 3 моль. Шчыльнасць раствору кіслаты роўна $1,05 \text{ г/см}^3$.
5. Для апырсквання саду фермеру спатрэбілася прыгатаваць «бардоскую вадкасць». У інструкцыі сказана, што для гэтага неабходны 7 %-ны раствор сульфату медзі(II), а ў фермера былі толькі ярка-сінія крышталі міднага купарвасу. Вызначыце масу міднага купарвасу, неабходнага для прыгатавання патрэбнага фермеру раствору масай 10 кг. Як прыгатаваць такі раствор?
6. Разлічыце масу і хімічную колькасць сульфату барыю, што ўтвараецца пры дзеянні раствору, які змяшчае серную кіслату масай 19,2 г, на раствор нітрату барыю масай 200 г, у якім масавая доля $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ роўна 10 %.
7. Метадам электроннага балансу расстаўце каэфіцыенты ва ўраўненні акісляльна-аднаўленчай рэакцыі, якая праходзіць па схеме:



Назавіце акісляльнік і адноўнік.

8. Перапішыце асноўныя вобласці прымянення сернай кіслаты і сульфатаў.

Рыхтуемца да алімпіяд

1. Сумесь карбанату кальцыю і сульфату кальцыю масай 9,72 г апрацавалі 20 %-ным раствором сернай кіслаты масай 49 г. Лішак кіслаты нейтралізавалі 15 %-ным раствором гідраксиду калію масай 22,4 г. Разлічыце масавую долю кальцыю ва ўзоры зыходнай сумесі.

Тэмы для праектнай дзейнасці

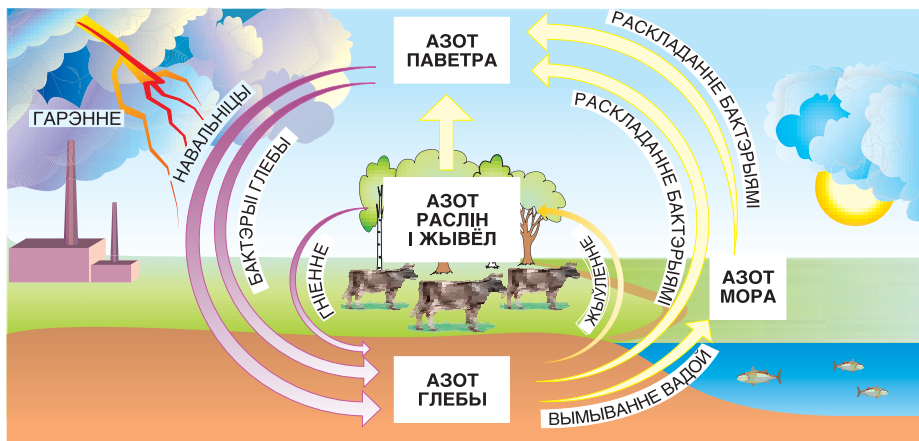
1. Мінеральныя сульфатныя воды і іх уплыў на здароўе чалавека.
2. Выкарыстанне і перспектывы выкарыстання сульфатаў (у прамысловасці, сельскай гаспадарцы, медыцыне і г. д.).
3. Сульфаты ў вытворчасці мыйных сродкаў: шкода і карысць.

§ 26. Азот — хімічны элемент і простае рэчыва

Неметал азот N у перыядычнай сістэме хімічных элементаў адкрывае VA-групу, у якой таксама размешчаны неметалы фосфар P і мыш'як As, металы сурма Sb, вісмут Bi і масковіі Mc.

Знаходжанне азоту ў прыродзе

У прыродзе хімічны элемент азот знаходзіцца ў выглядзе простага рэчыва N_2 і ў саставе злучэнняў. Аб'ёмная доля азоту N_2 у паветры складае 78 %. Зямная атмасфера служыць асноўнай крыніцай гэтага найважнейшага элемента. Неарганічныя злучэнні азоту сустракаюцца ў невялікіх колькасцях у радовішчах салетраў — солей азотнай кіслаты ($NaNO_3$ — чылійская, або натрыевая салетра, KNO_3 — індыйская, або калійная салетра). Азот уваходзіць у састаў бялкоў і іншых складаных арганічных рэчываў, у тым ліку хларафілу. Пры недахопе азоту рост раслін запавольваецца, лісце жаўцее і працэс фотасінтэзу спыняецца. На Зямлі пастаянна адбываюцца працэсы ператварэння рэчываў жывой і нежывой прыроды, якія змяшчаюць атамы азоту, — кругаварот азоту ў прыродзе (мал. 68).

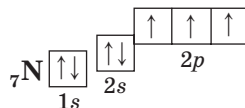


Мал. 68. Кругаварот азоту ў прыродзе

У Космасе азот займае па распаўсюджанасці чацвёртае месца ўслед за вадародам, геліем і кіслародам.

Будова атама азоту

У атаме азоту ёсць 7 электронаў, яго электронная канфігурацыя: $1s^2 2s^2 2p^3$, а электронна-графічная схема:

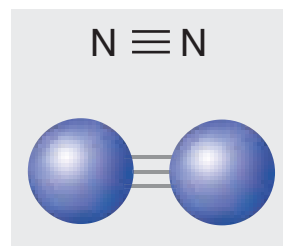


Як бачна са схемы, да завяршэння знешняга энергетычнага ўзроўню атаму азоту не хапае трох электронаў. У злучэннях з металамі і вадародам валентнасць азоту роўна III, а ступень акіслення складае -3 , як, напрыклад, у аміяку NH_3 . У злучэннях з кіслародам атам азоту праяўляе дадатную ступень акіслення. Напрыклад, у азотнай кіслаце HNO_3 ступень акіслення атама азоту роўна $+5$.

Будова і фізічныя ўласцівасці простага рэчыва

Атамы азоту ў малекуле простага рэчыва N_2 звязаны паміж сабой трыма агульнымі электроннымі парамі (мал. 69).

Пры звычайных умовах азот — бясколерны газ, без смаку і паху, не падтрымлівае дыхання і гарэння, не атрутны. Малекулы азоту не палярныя, таму азот мала раствараецца ў вадзе. Жывёлы ў атмасферы чыстага азоту гінуць з-за таго, што пазбаўляюцца неабходнага для дыхання кіслароду. З гэтым звязана назва азоту, якая паходзіць ад грэчаскага слова «*азоо*» — «непрыдатны для жыцця».



Мал. 69. Структурная формула і шарастрыжнёвая мадэль малекулы азоту

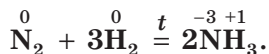


Пры павышэнні ціску растваральнасць азоту ў тлушчавых і бялковых тканках арганізма павялічваецца. Калі вадалаз пры апусканні пад ваду будзе дыхаць сціснутым паветрам, ён апынецца ў небяспечным стане «азотнага наркозу»: свядомасць замутняецца, чалавек перастае каардынаваць свае рухі. Таму пры апусканні на вялікія глыбіні замест сціснутага паветра карыстаюцца штучнай дыхальнай сумессю, у якой азот заменены геліем.

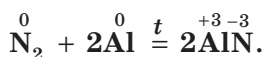
Хімічныя ўласцівасці азоту

Прастае рэчыва азот N_2 хімічна малаактыўнае і, як правіла, уступае ў хімічныя рэакцыі толькі пры высокіх тэмпературах.

Аксіляльныя ўласцівасці азоту праяўляюцца ў рэакцыях з вадародам і металамі. Азот узаемадзейнічае з вадародам пры высокай тэмпературы і вялікім ціску ў прысутнасці каталізатара, утвараючы аміяк:

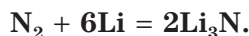


З актыўнымі металамі азот узаемадзейнічае пры высокіх тэмпературах, утвараючы нітрыды:



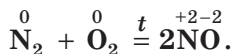
нітрыд алюмінію

Выключэнне складае рэакцыя з літыем, якая адбываецца пры звычайных умовах:

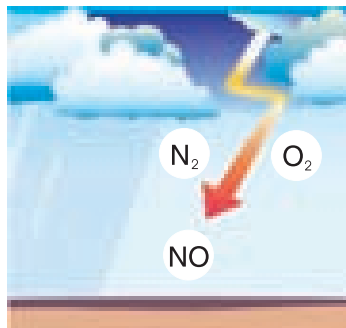


нітрыд літыю

Аднаўленчыя ўласцівасці азоту праяўляюцца пры яго ўзаемадзеянні з кіслародам. Азот рэагуе з кіслародам пры тэмпературы каля $3000^\circ C$, утвараючы аксід азоту(II):



Гэта рэакцыя адбываецца пры прапусканні праз сумесь газаў электрычнага разраду, напрыклад пры разрадзе маланкі падчас навальніцы (мал. 70). У невялікіх колькасцях аксід азоту(II) утвараецца і ў рухавіках унутранага згарання.



Мал. 70. Утварэнне аксиду азоту(II) падчас навальніцы

Прымяненне азоту

Прымяненне азоту абумоўлена яго нізкай хімічнай актыўнасцю. Ён выкарыстоўваецца для стварэння інертнай атмасферы, для забеспячэння выбуховай і пажарнай бяспекі ў розных галінах прамысловасці, для тушэння пажараў у вугальных шахтах, паколькі ў асяроддзі з утрыманнем азоту каля 90 % працэс гарэння немагчымы.

Вадкі азот, тэмпература якога роўна $-196^\circ C$, прымяняецца для глыбокага астуджэння і вымарожвання.

У хімічнай прамысловасці азот прымяняецца пры вытворчасці аміяку і мінеральных угнаенняў.

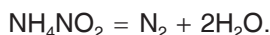
Простае рэчыва азот складаецца з двухатамных малекул N_2 . Азот у прыродзе сустракаецца ў выглядзе простага рэчыва, уваходзіць у склад мінералаў і бялкоў.

Азот пры накаёвай тэмпературы — хімічна малаактыўнае рэчыва.

Азот праяўляе аднаўленчыя ўласцівасці ў рэакцыі з кіслародам і акісляльныя — у рэакцыях з вадародам і актыўнымі металамі.

Пытанні і заданні

1. Максімальны аб'ём азоту, які пры 0°C можна растварыць у вадзе аб'ёмам 1000 см^3 , роўны 24 см^3 (н. у.). Разлічыце масавую долю азоту ў яго раствору, насычаным пры названай тэмпературы.
2. Пералічыце фізічныя ўласцівасці азоту.
3. Па-нямецку азот называецца *Stickstoff* (задушлівае рэчыва), а па-англійску — *Nitrogen* (які нараджае салетру). Якая з гэтых назваў лепш адлюстроўвае ўласцівасці простага рэчывы, а якая — хімічнага элемента?
4. З прыведзеных ураўненняў рэакцый выберыце тыя, у якіх азот праяўляе аднаўленчыя ўласцівасці:
 - а) $N_2 + O_2 = 2NO$;
 - б) $N_2 + 3Mg = Mg_3N_2$;
 - в) $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$.
 Складзіце для ўсіх прыведзеных ураўненняў схемы электроннага балансу.
5. Разлічыце хімічную колькасць, масу і аб'ём (н. у.) азоту, неабходнага для атрымання аміяку аб'ёмам $11,2\text{ дм}^3$ (н. у.).
6. Вызначыце масу нітрыду літыю, які ўтвараецца ў выніку рэакцыі літыю з азотам масай 100 г .
7. У газавай і нафтахімічнай прамысловасці азот выкарыстоўваецца для стварэння інертнага асяроддзя з мэтай забеспячэння бяспекі тэхналагічнага працэсу. Разлічыце масу і хімічную колькасць азоту, які спатрэбіцца, каб запоўніць пасудзіну аб'ёмам 4800 м^3 (н. у.).
8. У лабараторыі азот атрымліваюць раскладаннем нітрыту амонію:



Прыдумайце і рашыце задачу, ва ўмове якой была б пазначана маса зыходнага рэчыва і патрабавалася б знайсці хімічную колькасць аднаго з прадуктаў рэакцыі.

Рыхтуемcя да алiмпiяд

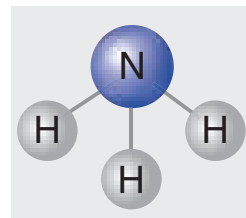
1. Паветра, якое змяшчае прымеси серавадароду і пару вады, было паслядоўна прапушчана праз раствор гiдраксiду натрыю, канцэнтраваную серную кiслату і над распаленай меддзю. Якія газы былі паглынуты кожным з названых рэчываў і які канчатковы састаў сумесі? Адказ растлумачце, прывядзiце ўраўненнi рэакцый.

§ 27. Амiяк

Адным з найважнейшых злучэнняў азоту з'яўляецца яго злучэнне з вадародам — амiяк NH_3 , у якім ступень акiслення азоту роўна -3 .

У атама азоту на $3p$ -арбітальных ёсць тры няспараныя электроны, што ўзаемадзейнічаюць з электронамі трох атамаў вадароду, якія знаходзяцца на $1s$ -арбітальных. Малекула NH_3 мае пірамідальную форму (мал. 71): у вяршыні піраміды размешчаны атам азоту, а ў яе аснове — атамы вадароду.

Хімічныя сувязі паміж атамамі азоту і атамамі вадароду ў малекуле NH_3 з'яўляюцца кавалентнымі палярнымі, агульнымі электроннымі парамі моцна зрушаны да атама азоту. Ступень акiслення атама азоту ў амiяку роўна -3 , а валентнасць — III. Малекула амiяку палярная і з'яўляецца дыполем.



Мал. 71. Шарастрыжанёвая мадэль малекулы амiяку

Амiяк сваёй назвай абавязаны аазісу Амона, размешчанаму ў Паўночнай Афрыцы. Паколькі ў старажытнасці ў гэтым месцы знаходзілася скрыжаванне караваных шляхоў, тут заўсёды было шмат вярблюдаў. Мачавіна $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$, якая ўтрымлівалася ў іх мачы, у гарачым клімаце хутка раскладалася з утварэннем газу з рэзкім пахам, які пасля назвалі аманіякам або амiякам.

Фізічныя ўласцівасці амiяку

Амiяк — бясколерны газ з рэзкім характэрным пахам, атрутны. Ён вельмі добра раствараецца ў вадзе, пры пакаёвай тэмпературы ў адным аб'ёме вады раствараецца каля 700 аб'ёмаў амiяку.

Водны раствор з масавай доляй амiяку, роўнай 3 %, у быце называюць нашатырным спіртам, пад такой жа назвай ён прадаецца ў аптэцы. У тэхніцы водны раствор з масавай доляй амiяку, роўнай 25 %, называюць амiячнай вадой.

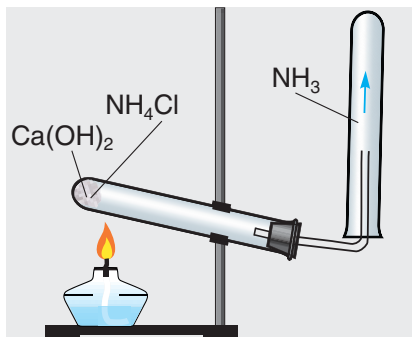


Медыкі выкарыстоўваюць водны раствор аміяку (нашатырны спірт) у паўсядзённай практыцы. Калі чалавек страціў прытомнасць, да яго нося падносяць ватку, змочаную нашатырным спіртам. У выніку гэтай бяспечнай для здароўя маніпуляцыі чалавек «абуджаецца» і выходзіць з непрытомнага стану.

Пры павелічэнні ціску або пры астуджэнні аміяк лёгка звядкоўваецца. Вадкі аміяк пры выпарэнні актыўна паглынае цяпло, таму шырока выкарыстоўваецца ў якасці астуджальнага агента ў прамысловых халадзільных устаноўках, для атрымання штучнага лёду ў спартыўных збудаваннях.

Атрыманне аміяку

У прыродзе аміяк утвараецца пры гніенні, раскладанні і сухой перагонцы арганічных злучэнняў, якія змяшчаюць азот (напрыклад, бялкоў, амінакіслот або мачавіны).



Мал. 72. Атрыманне аміяку ў лабараторыі

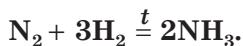


Мал. 73. ААТ «Гродна Азот»

У лабараторыі для атрымання невялікіх колькасцей аміяку выкарыстоўваюць хларыд амонію (нашатыр) NH_4Cl . Яго змешваюць з цвёрдым гідраксідам кальцыю (гашанай вапнай) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ і прыгатаваную сумесь награвваюць (мал. 72). Пры гэтым вылучаецца аміяк:



У прамысловасці сінтэз аміяку ажыццяўляюць з азоту і вадароду на жалезным каталізатары пры тэмпературы $420\text{--}500\text{ }^\circ\text{C}$ і ціску $30\text{--}100\text{ МПа}$. Гэта рэакцыя адбываецца з вылучэннем цеплаты:

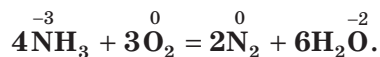


Аміяк адносіцца да найважнейшых прадуктаў хімічнай прамысловасці. Штогод у свеце вырабляюць больш за 150 млн т гэтага рэчыва. Найбуйнейшым вытворцам аміяку ў Рэспубліцы Беларусь з'яўляецца ААТ «Гродна Азот» (мал. 73).

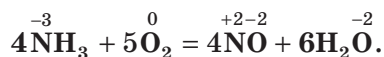
Хiмiчнiя ўласцiвасцi амiяку

Для амiяку характэрны рэакцыi акiслення i злучэння.

Ступень акiслення атама азоту ў амiяку роўна -3 , таму амiяк пра-
яўляе аднаўленчыя ўласцiвасцi, акiсляючыся кiслародам i iншымi акiс-
ляльнiкамі. Рэакцыя гарэння амiяку ў кiслародзе апiсваецца ўраўненнем:



У прысутнасцi каталiзатара (плацiны) амiяк рэагуе з кiслародам
з утварэннем аксiду азоту(II) NO:

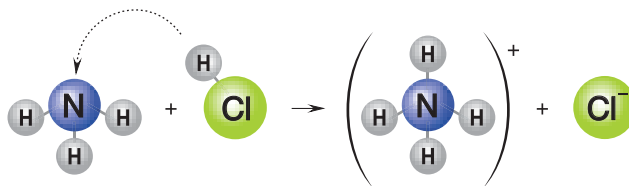
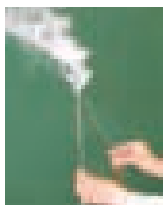


Гэта рэакцыя ляжыць у аснове прамысловага спосабу атрымання
азотнай кiслаты.

Сумесi амiяку з кiслародам або паветрам пры награваннi могуць
узрывацца, таму яны небяспечныя!

Без змянення ступенi акiслення атамаў азоту адбываюцца рэакцыi
злучэння амiяку з кiслотамi i вадой.

Пры ўзаемадзеяннi амiяку з кiслотамi ўтвараюцца солi амонiю, на-
прыклад хларыд амонiю NH_4Cl , сульфат амонiю $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$. Намочым
адну шклянкую палачку канцэнтраваным растварам амiяку, а другую —
канцэнтраванай саянай кiслотой i паднясём iх адна да адной (мал. 74).
З'явiцца белы дым, якi складаецца з дробных крышталiкаў утворанай
солi хларыду амонiю:



Мал. 74. Узаемадзеянне амiяку з хлоравадародам

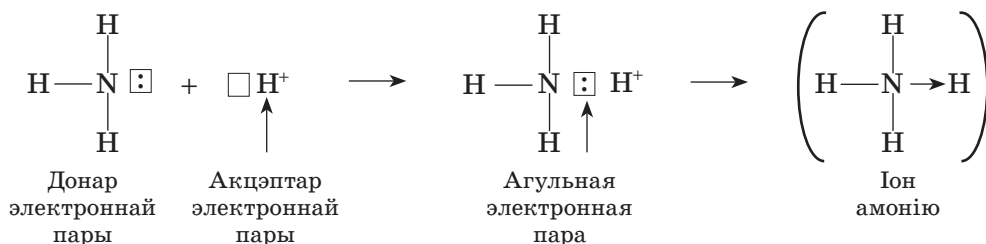
Аналагiчным чынам адбываецца рэакцыя i ў водным растворы згод-
на з ураўненнем у скарачанай iоннай форме:



Іон амонію ўтвараецца за кошт таго, што ў атама азоту ў малекуле аміяку NH_3 ёсць непадзеленая электронная пара, а ў іона вадароду H^+ — свабодная $1s$ -арбіталь. Атам азоту (донар) аддае іону вадароду (акцэптар) непадзеленую пару электронаў. Гэта пара становіцца агульнай для атамаў азоту і вадароду, у выніку чаго паміж імі ўзнікае кавалентная сувязь.

Механізм утварэння кавалентнай сувязі за кошт непадзеленай пары электронаў аднаго атама і свабоднай арбіталі другога атама называецца донарна-акцэптарным.

Кавалентную сувязь, утвораную па донарна-акцэптарным механізме, у структурных формулах адлюстроўваюць з дапамогай стрэлкі, накіраванай ад атама-донара да атама-акцэптара (мал. 75)



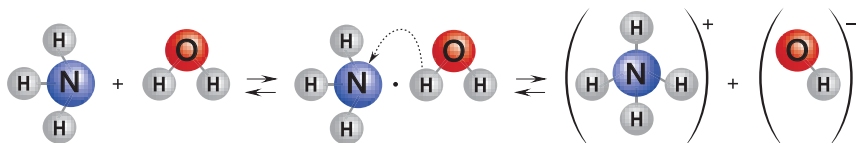
Мал. 75. Утварэнне хімічнай сувязі па донарна-акцэптарным механізме

У іоне амонію кожны атам вадароду звязаны з атамамі азоту агульнай электроннай парай. І хоць адна з гэтых сувязей утворана па донарна-акцэптарным механізме, яна не адрозніваецца па сваіх характарыстыках ад астатніх кавалентных сувязей.

У рэакцыю злучэння аміяк уступае і з вадой. Пры растварэнні аміяку ў вадзе адбываецца хімічная рэакцыя з утварэннем гідрату аміяку $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, які часткова дысацыіруе на катыёны амонію NH_4^+ і гідраксід-іоны OH^- :

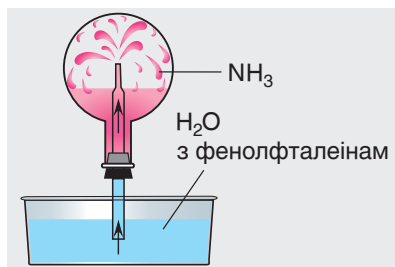


Схематычна гэта паказана на малюнку 76.



Мал. 76. Схema рэакцыі аміяку з вадой

Колбу з амiякам закрыйем коркам з устаўленай у яго трубочкай. Яе свабодны канец апусцiм у ваду, да якой дадзена некалькi кропель раствору фенолфталеiну (мал. 77). Унутры колбы пачынае бiць малiнавы «фантан». Раствор амiяку ў вадзе за кошт прысутнасцi ў iм гiдраксiд-iонаў мае ўласцiвасцi слабай асновы, таму «фантан» афарбоўваецца ў малiнавы колер. Калi замест фенолфталеiну ў ваду дадаць лакмус, то раствор афарбуецца ў сiнi колер.



Мал. 77. Растварэнне амiяку ў вадзе

Паколькi рэакцыя амiяку з вадой абарачальная, у растворы акрамя катыёнаў амонiю NH_4^+ i гiдраксiд-iонаў OH^- змяшчаюцца нейтральныя малекулы амiяку i вады. Амiячная вада пахне амiякам, якi выпараецца з адкрытай пасудзiны або пры награваннi.

Амiяк — бясколерны газ з рэзкiм характэрным пахам, добра раствараецца ў вадзе.

Амiяк акiсляецца кiслародам, праяўляючы пры гэтым аднаўленчыя ўласцiвасцi.

Амiяк уступае ў рэакцыi злучэння з вадой i кiслотамi.

Механiзм утварэння кавалентнай сувязi за кошт непадзеленай пары электронаў аднаго атама i свабоднай арбiталi другога атама называецца донарна-акцэптарным.

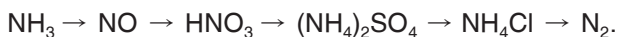
Пытаннi i заданнi

1. Пералiчыце фiзiчныя ўласцiвасцi амiяку.
2. З якімi рэчывамi амiяк уступае ў рэакцыi злучэння?
3. Якімi ўласцiвасцямi валодае раствор амiяку ў вадзе?
4. У посуд з парай амiяку ўносяць кавалачак паперы, змочаны растворам iндыкатару: а) лакмусу; б) метыларанжу; в) фенолфталеiну. Як змяняецца афарбоўка паперы ў кожным выпадку?
5. Выпiшыце з тэксту параграфа ўраўненнi рэакцый амiяку з кiслародам. У кожным з iх абазначце акiсляльнiк i адноўнiк.
6. Растлумачце, чаму пры атрыманнi амiяку ў лабараторыi яго збiраюць у прабiрку, перавернутую ўверх донцам. Цi можна збiраць амiяк шляхам выцяснення вады? Чаму?

7. Вызначыце аб'ём (н. у.) аміяку, які вылучыцца пры рэакцыі хларыду амонію з гашанай вапнай масай 500 г, калі практычны выхад прадукту складае 95 %.
8. У вадзе аб'ёмам 24,9 см³ раствараны аміяк аб'ёмам 6,72 дм³ (н. у.). Вызначыце масавую долю NH₃ у атрыманым растворе.

Рыхтуемца да алімпіяд

1. Складзіце ўраўненні хімічных рэакцый, якія дазваляюць ажыццявіць наступныя ператварэнні і вылучыць усе названыя рэчывы ў індывідуальным выглядзе. Кожная стрэлка можа адпавядаць як адной стадыі, так і некалькім:

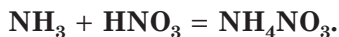


У акісляльна-аднаўленчых рэакцыях расставіце каэфіцыенты метадам электроннага балансу, назавіце акісляльнік і адноўнік.

§ 28. Солі амонію.

Прымяненне аміяку і солей амонію

Солі амонію ўтвараюцца пры ўзаемадзеянні аміяку з кіслотамі, напрыклад:



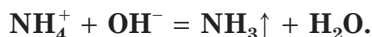
Усе солі амонію — моцныя электраліты, дысацыіруюць у водных растворах з утварэннем катыёнаў амонію і аніёнаў кіслотных астаткаў:



Яны ўзаемадзейнічаюць з кіслотамі, асновамі і іншымі солямі, калі выконваюцца ўмовы праходжання рэакцый абмену: прадуктамі рэакцый з'яўляюцца газ, асадок або слабы электраліт. Напрыклад, карбонат амонію рэагуе з саяняй кіслотой. Пры гэтым вылучаецца вуглякіслы газ:



Узаемадзеянне солей амонію са шчолачамі з'яўляецца якаснай рэакцыяй на іон амонію NH₄⁺, паколькі ў выніку гэтай рэакцыі ўтвараецца газ з характэрным пахам — аміяк:



Лабараторны дослед 3

Якасная рэакцыя на іоны амонію

Выяўленне іонаў амонію мае вялікае значэнне ў лабараторнай практыцы, сельскай гаспадарцы, медыцыне, прамысловасці.

У прабірку з хларыдам (сульфатам) амонію дадайце раствор гідраксиду натрыю аб'ёмам 1–2 см³ і злёгка нагрэйце прыгатаваную сумесь. Да адтуліны прабіркі паднясіце фільтравальную паперу, змочаную ў растворы фенолфталеіну. Змяненне колеру індикатару сведчыць аб шчолачным асяроддзі раствору аміяку ў вадзе.

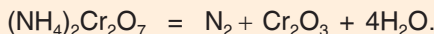
Складзіце ўраўненне рэакцыі ў малекулярнай і іоннай формах. Зрабіце выснову аб якаснай рэакцыі на іоны амонію.

Для солей амонію характэрны і некаторыя спецыфічныя ўласцівасці. Адной з характэрных уласцівасцей солей амонію з'яўляецца іх няўстойлівасць пры павышаных тэмпературах. Напрыклад, хларыд амонію (нашатыр) NH₄Cl пры награванні раскладаецца з утварэннем аміяку і хлоравадароду:



Газы, што вылучаюцца, паднімаюцца ўверх, астуджаюцца і рэагуюць адзін з адным з утварэннем зыходнага хларыду амонію. Яго драбнюткія крышталікі, завіслыя ў паветры, утвараюць густы белы дым.

Калі да аранжавых крышталёў дыхрамату амонію (NH₄)₂Cr₂O₇ паднесці запаленую лучынку, то пачнецца бурная рэакцыя — «хімічны вулкан». Пры награванні солі адбываецца акісляльна-аднаўленчая рэакцыя:



Дыхрамат амонію ператвараецца ў зялёны аксід хрому(III), газападобны азот і ваду. Рэакцыя пачынаецца пры паднясенні запаленай лучынкi, але не спыняецца, калі лучынку прыбраць, а становіцца яшчэ больш інтэнсіўнай, паколькі ў працэсе рэакцыі вылучаецца цеплата. Пачаўшыся ад запаленай лучынкi, працэс развіваецца лавінападобна.



Прымяненне аміяку і яго солей

Аміяк у асноўным выкарыстоўваецца для вырабу азотных угнаенняў (нітрат і сульфат амонію, мачавіна, амафос), азотнай кіслаты, соды, фарбавальнікаў, выбуховых рэчываў, палімераў і інш. (мал. 78). Вадкі аміяк выкарыстоўваюць у якасці растваральніка і хладагента. Водныя растворы аміяку ўжываюцца ў медыцыне і фармацэўтычнай прамысловасці, а таксама ў сельскай гаспадарцы — як угнаенне, у жывёлагадоўлі — для аманізацыі кармоў.

У быце водны раствор аміяку ўжываюць для вывадзення плям, чысткі дываноў і ювелірных вырабаў.

Солі амонію ў асноўным прымяняюць у якасці мінеральных угнаенняў.



Мал. 78. Прымяненне аміяку

Солі амонію — моцныя электраліты, яны ўзаемадзейнічаюць з кіслотамі, асновамі і іншымі солямі.

Узаемадзеянне солей амонію са шчолачамі з'яўляецца якаснай рэакцыяй на іоны амонію NH_4^+ , прымета рэакцыі — вылучэнне газу аміяку.

Солі амонію раскладаюцца пры награванні.

Пытанні і заданні

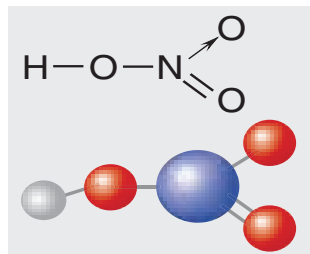
- Запішыце ў малекулярнай і іоннай формах ураўненні рэакцый атрымання кіслай і сярэдняй амоніевых солей сернай кіслаты.
- Складзіце ўраўненні дысацыяцыі ў водных растворах хларыду, сульфату, фасфату амонію.
- Хларыд амонію хімічнай колькасцю 1,4 моль растварылі ў вадзе масай 200 г. Разлічыце масавую долю солі ў прыгатаваным раствору.
- Складзіце ў малекулярнай, поўнай і скарачанай іоннай формах ураўненні рэакцый паміж наступнымі злучэннямі: а) NH_4NO_3 і KOH ; б) NH_4Cl і AgNO_3 . Назавіце рэчывы.
- Разлічыце хімічную колькасць іонаў амонію, якія ўтвараюцца пры рэакцыі аміяку аб'ёмам 1,12 дм³ (н. у.) з сернай кіслатой.
- Вылічыце масу солі, якая ўтварылася ў выніку рэакцыі хлоравадароду масай 7,3 г з аміякам аб'ёмам 5,6 дм³ (н. у.).
- Вызначыце аб'ём (н. у.) аміяку, які вылучыцца ў выніку рэакцыі хларыду амонію хімічнай колькасцю 3 моль з гідраксідам натрыю.
- Складзіце ўраўненні рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:
а) $\text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3$;
б) $\text{NH}_3 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$.

Рыхтуемся да алімпіяд

1. Вызначыце, у якой з выддзеных пранумараваных прабірак знаходзяцца сухія солі: хларыд натрыю, хларыд амонію, сульфат амонію. Кратка апішыце ход вызначэння. Запішыце ўраўненні магчымых рэакцый.

§ 29. Азотная кіслата

Структурная формула і мадэль малекулы азотнай кіслаты HNO_3 прыведзены на малюнку 79. У малекуле HNO_3 атам азоту злучаны з трыма атамамі кіслароду. Тры сувязі з двума атамамі кіслароду ўтвораны шляхам абагульнення электронаў, якія належаць атамам азоту і кіслароду. Адна сувязь з трэцім атамам кіслароду ўтвараецца па донарна-акцэптарным механізме за кошт непадзеленай $2s^2$ пары электронаў атама азоту. Такім чынам, у малекуле азотнай кіслаты атам азоту ўтварае чатыры хімічныя



Мал. 79. Структурная формула і шарастрыжанёвая мадэль малекулы азотнай кіслаты

сувязі з трыма атамамі кіслароду, валентнасць азоту ў азотнай кіслаце роўна чатыром, а ступень акіслення складае +5.

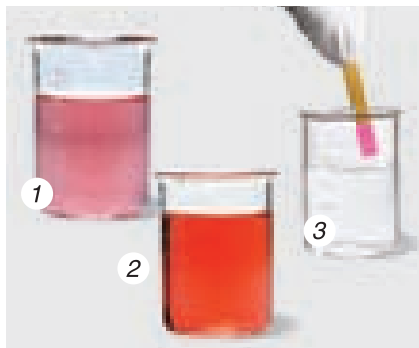
Фізічныя ўласцівасці азотнай кіслаты

Азотная кіслата HNO_3 — бясколерная вадкасць з рэзкім удушлівым пахам, добра раствараецца ў вадзе, змешваецца з ёй у любых суадносінах. Пары азотнай кіслаты таксічныя, таму абыходзіцца з ёй трэба з асцярожнасцю.

Азотная кіслата — моцны электраліт, у водным растворе практычна цалкам дысацыіруе на іоны:



Прысутнасць у разбаўленым водным растворе азотнай кіслаты іонаў вадароду можна выявіць па змяненні афарбоўкі індикатараў (мал. 80).

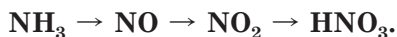


Мал. 80. Афарбоўка індикатараў у растворе азотнай кіслаты:
1 — лакмус, 2 — метыларанжу,
3 — універсальная індикатарная папера

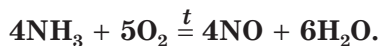
Атрыманне азотнай кіслаты

Азотная кіслата HNO_3 была адкрыта алхімікамі ў ранням Сярэднявеччы. У XVII ст. Ёган Рудольф Глаўбер атрымаў азотную кіслату пры ўзаемадзеянні сернай кіслаты з нітратам калію (каліевай салетрай). Гэты метада выкарыстоўваецца ў лабараторыях і цяпер.

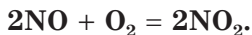
У прамысловасці ў вялікіх маштабах азотную кіслату атрымліваюць, выкарыстоўваючы ў якасці зыходнага рэчыва аміяк па наступнай схеме:



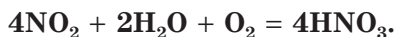
На першай стадыі аміяк акісляюць кіслародам да аксіду азоту(II) у прысутнасці каталізатара — плаціны:



Наступная стадыя — акісленне аксіду азоту(II) да аксіду азоту(IV) кіслародам паветра:

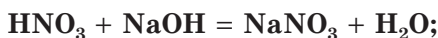
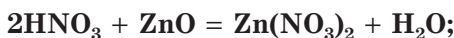
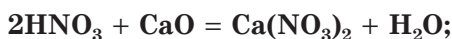


I нарэшце — паглыннанне аксіду азоту(IV) вадой у прысутнасці кіслароду:

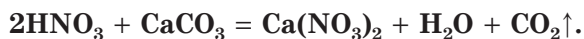


Хімічныя ўласцівасці азотнай кіслаты

Падобна іншым кіслотам азотная кіслата ўступае ў рэакцыі з асноўнымі і амфатэрнымі аксідамі, гідраксідамі металаў, аміякам. Пры гэтым утвараюцца солі азотнай кіслаты — нітраты:

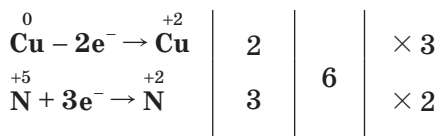


Азотная кіслата, з'яўляючыся моцнай кіслотой, узаемадзейнічае з солямі больш слабых кіслот, напрыклад:

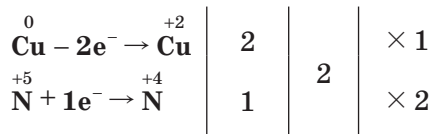


Самай характэрнай уласцівасцю азотнай кіслаты з'яўляецца яе ярка выяўленая акісляльная здольнасць. Моцным акісляльнікам яна з'яўляецца за кошт атама азоту ў ступені акіслення +5. Таму пры ўзаемадзеянні азотнай кіслаты з адноўнікамі адным з прадуктаў рэакцыі заўсёды з'яўляюцца злучэнні азоту ў больш нізкіх ступенях акіслення, чым у азотнай кіслаце.

Азотная кіслата праяўляе акісляльныя ўласцівасці ў адносінах да металаў, але ў адрозненне ад іншых кіслот рэагуе з большасцю металаў, акрамя высакародных. Пры гэтым вадарод звычайна не вылучаецца. Склад прадуктаў аднаўлення залежыць ад тэмпературы, прыроды адноўніка і канцэнтрацыі кіслаты. Напрыклад, разбаўленая азотная кіслата ўзаемадзейнічае з меддзю з утварэннем нітрату медзі(II) і аксіду азоту(II):



Калі ж змясціць у колбу абрэзкі меднага дроту і асцярожна (у выцяжнай шафе!) прыліць да іх канцэнтраваную азотную кіслату, то адразу ж пачне вылучацца «буры газ» — аксід азоту(IV) (мал. 81):



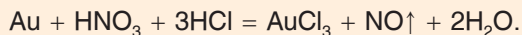
Канцэнтраваная азотная кіслата пры пакаёвай тэмпературы не ўзаемадзейнічае з жалезам, хромам, алюмініём, свінцом («пасівіруе» іх).



Мал. 81. Растварэнне медзі ў канцэнтраванай азотнай кіслаце



Сумесь канцэнтраваных азотнай і саяняй кіслот у аб'ёмных адносінах 1 : 3 называецца «царскай водкай», бо растварае «цара металаў» — золата. Растварэнне золата ў «царскай водцы» можа быць апісана наступным ураўненнем:



Азотная кіслата здольна акісляць і іншыя рэчывы: як неарганічныя, так і арганічныя. Яна разбурае скуру, тканіны, а драўнянае пілавінне і стружкі пры судакрананні з ёй узгараюцца. Памятайце: з азотнай кіслатой трэба абыходзіцца вельмі асцярожна!

Азотная кіслата — бясколерная вадкасць, з рэзкім удушлівым пахам, добра растваральная ў вадзе.

Азотная кіслата ўступае ў рэакцыі з асноўнымі аксідамі, асновамі і солямі.

Самай характэрнай уласцівасцю азотнай кіслаты з'яўляецца яе ярка выяўленая акісляльная здольнасць.

Пры ўзаемадзеянні азотнай кіслаты з адноўнікамі адбываецца ўтварэнне злучэнняў азоту ў больш нізкіх ступенях акіслення, чым у азотнай кіслаце.

Пытанні і заданні

1. Рэчыва, атрыманае пры ўзаемадзеянні каліевай салетры з сернай кіслатой, алхімік Глаўбер назваў «спірытус нутры» — дух салетры. Якая сучасная назва гэтага рэчыва? Напішыце ўраўненне рэакцыі яго атрымання.
2. Пералічыце фізічныя ўласцівасці азотнай кіслаты.
3. Як змяняецца афарбоўка індыкатараў у водным растворе азотнай кіслаты: а) фенолфталеіну; б) лакмусу; в) метыларанжу? Аб чым сведчыць такое змяненне афарбоўкі?
4. Запішыце ўраўненне дысацыяцыі азотнай кіслаты ў водным растворе. Вызначыце хімічную колькасць азотнай кіслаты, пры дысацыяцыі якой утвараецца: а) 0,5 моль нітрат-іонаў; б) 5,3 моль іонаў вадароду.
5. Прывядзіце прыклады рэакцый абмену з удзелам азотнай кіслаты. Складзіце адпаведныя хімічныя ўраўненні.
6. Разлічыце аб'ём (н. у.) вуглякіслага газу, які вылучыцца ў выніку рэакцыі азотнай кіслаты хімічнай колькасцю 3 моль з карбанатам кальцыю.
7. Разлічыце масу медзі, пры растварэнні якой у канцэнтраванай азотнай кіслаце ўтвараецца соль масай 37,6 г.
8. Складзіце ўраўненні рэакцый, у выніку якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:
азотная кіслата $\rightarrow$ нітрат медзі(II) $\rightarrow$ гідраксід медзі(II) $\rightarrow$ хларыд медзі(II).

Рыхтуемца да алімпіяд

1. Азотная кіслата і яе раствору выкарыстоўваюцца ў ювелірнай справе для вызначэння складу сплаваў з каштоўных металаў (г. зн. іх пробы). Так, для ўстаўлення 375 пробы золата выкарыстоўваюць раствор з масавай доляй азотнай кіслаты, роўнай 59,5 % (шчыльнасць раствору 1,4 г/см³). Вызначыце малярную канцэнтрацыю кіслаты ў названым растворе. Разлічыце масу вады, якую трэба дадаць да 100 см³ узгаданага раствору, каб атрымаць раствор з масавай доляй азотнай кіслаты, роўнай 25 %. Якая колькасць 0,5-малярнага раствору гідраксиду натрыю шчыльнасцю 1 г/см³ спатрэбіцца для нейтралізацыі атрыманага раствору?

§ 30. Нітраты. Прымяненне азотнай кіслаты і нітратаў

Азотная кіслата — аднаасноўная, яна ўтварае сярэднія солі — нітраты.

Нітраты

З папярэдняга параграфа вы ўжо ведаеце, што нітраты ўтвараюцца пры ўзаемадзеянні азотнай кіслаты з рознымі хімічнымі рэчывамі: металамі, аксідамі і гідраксідамі металаў, солямі слабых кіслот, аміякам.

Пры звычайных умовах нітраты — цвёрдыя крышталічныя рэчывы. Усе яны добра растваральныя ў вадзе.

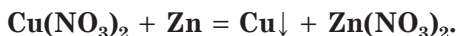
Нітраты з'яўляюцца моцнымі электралітамі. Пры іх дысацыяцыі ў водных растворах у якасці катыёнаў утвараюцца іоны металаў (або амонію), а ў якасці аніёнаў — нітрат-іоны:



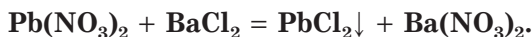
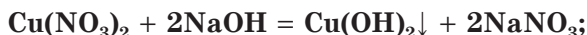
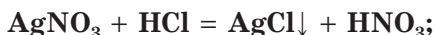
Нітраты шчолачных, шчолачназемельных металаў і амонію называюць салетрамі. Напрыклад, KNO_3 — калійная салетра, NH_4NO_3 — аміячная салетра, NaNO_3 — натрыевая салетра, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ — кальцыевая салетра.

У вялікіх колькасцях нітраты атрутныя.

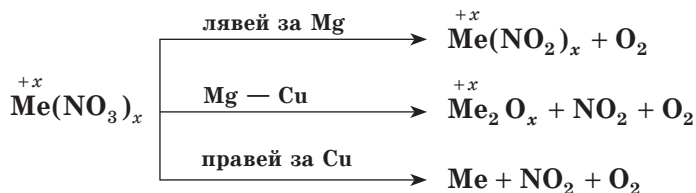
Нітраты ўдзельнічаюць ва ўсіх абменных рэакцыях, характэрных для солей. Яны ўзаемадзейнічаюць з металамі, пры гэтым больш актыўны метал выцясняе менш актыўныя металы з раствораў іх солей:



Рэакцыі з кіслотамі, шчолачамі і солямі праходзяць, калі ў выніку ўтвараюцца нерастваральныя злучэнні, а нітрат-іоны застаюцца ў растворах, напрыклад:



Усе нітраты тэрмічна няўстойлівыя. Пры награванні яны раскладаюцца з утварэннем кіслароду, але склад іншых прадуктаў раскладання залежыць ад становішча металу солі ў радзе актыўнасці:



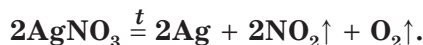
Нітраты металаў, якія стаяць у радзе актыўнасці лявей за магній, раскладаюцца пры награванні з утварэннем нітрыту металу і кіслароду, напрыклад:



Пры раскладанні нітратаў металаў, якія стаяць у радзе актыўнасці ад магнію да медзі ўключна, утвараюцца аксід металу, аксід азоту(IV) і кісларод:



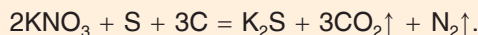
Пры раскладанні нітратаў металаў, якія стаяць у радзе актыўнасці правей за медзь, утвараюцца металы ў свабодным стане, аксід азоту(IV) і кісларод:



Паколькі ва ўсіх выпадках вылучаецца кісларод, нітраты пры награванні праяўляюць акісляльныя ўласцівасці.



Цвёрдыя нітраты як моцныя акісляльнікі ўваходзяць у склад піратэхнічных сумесей. Самая вядомая з іх — чорны порох, які ўяўляе сабой сумесь калійнай салетры, вугляроду і серы. Гарэнне пороху можна выразіць наступным асноўным ураўненнем:



Газы, якія ўтвараюцца ў выніку рэакцыі, займаюць аб'ём, прыкладна ў 2000 разоў большы за аб'ём зыходнай сумесі. Таму пры спальванні пороху ў закрытай пасудзіне раздаецца выбух.

Чорны порох з'явіўся ў Кітаі ў сярэдзіне XI ст. і ўжываўся для «вогненых коп'яў» і феерверкаў. У Еўропу ён трапіў толькі ў XIII ст. У 1650 г. беларус Казімір Семяновіч выдаў трактат «Вялікае мастацтва артылерыі, частка першая», у якім цэлы раздзел прысвяціў вырабу чорнага пороху. Кніга была перакладзена на многія мовы і ледзь не два стагоддзі заставалася самай папулярнай навуковай працай па артылерыі. У свой час па кнізе Казіміра Семяновіча вучыліся Ісак Ньютан, расійскі імператар Пётр I і французскі імператар Напалеон I. На Казіміра Семяновіча ў некаторых сваіх працах спасылаўся заснавальнік расійскай касманаўтыкі К. Э. Цыялкоўскі.



Прымяненне азотнай кіслаты і нітратаў

Азотная кіслата шырока выкарыстоўваецца для атрымання мінеральных угнаенняў, лекавых прэпаратаў, выбуховых рэчываў і ракетнага паліва, палімерных матэрыялаў, фарбавальнікаў і да т. п. (мал. 82).



Мал. 82. Прымяненне азотнай кіслаты

Вельмі шырокая і вобласць прымянення нітратаў. Яны выкарыстоўваюцца ў якасці ўгнаенняў, як акісляльнікі — у піратэхнічных сумесях, для вытворчасці шкла.

Нітрат серабра AgNO_3 (ляпіс) ужываюць як супрацьмікробны і супрацьзапаленчы сродак.

Солі азотнай кіслаты называюць нітратамі.

Нітраты — цвёрдыя крышталічныя рэчывы, добра растваральныя ў вадзе.

Нітраты ўдзельнічаюць ва ўсіх абменных рэакцыях, характэрных для солей.

Нітраты раскладаюцца пры награванні.

Азотная кіслата і нітраты знаходзяць шырокае практычнае прымяненне.

Пытанні і заданні

1. Пералічыце фізічныя ўласцівасці нітратаў.
2. Якія іоны ўтвараюцца пры дысацыяцыі солей азотнай кіслаты ў водным раствору?
3. Запішыце формулы калійнай, кальцыевай і натрыевай салетр. Разлічыце масавую долю азоту ў кожным з названых рэчываў.

4. Складзіце ўраўненні рэакцый атрымання солей азотнай кіслаты пры яе ўзаемадзеянні з: а) аксідамі металаў; б) гідрааксідамі металаў; в) солямі. Назавіце ўмовы праходжання гэтых рэакцый.
5. У якасці супрацьзапаленчага сродку ў медыцыне выкарыстоўваюць 0,06 %-ны раствор AgNO_3 . Разлічыце масу і хімічную колькасць нітрату серабра, неабходнага для прыгатавання такога раствора аб'ёмам 500 см^3 са шчыльнасцю 1 г/см^3 .
6. Нітрат медзі(II) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ выкарыстоўваецца для павышэння ўрадлівасці глебы: катыёны медзі згубна дзейнічаюць на шкоднікаў раслін, а нітрат-іоны засвойваюцца раслінамі, узбагачаючы раслінны арганізм азотам. Напішыце 2–3 ураўненні рэакцый атрымання гэтай солі. Разлічыце масу аксиду медзі(II), які трэба растварыць у азотнай кіслаце для атрымання солі хімічнай колькасцю 2 моль.
7. Пры напальванні 2 моль нітрату магнію атрымалі 2 моль аксиду магнію, 4 моль газу, які змяшчае азот, і 1 моль газу, які ўваходзіць у склад атмасферы. Складзіце ўраўненне рэакцыі.
8. Разлічыце хімічную колькасць, масу і аб'ём (н. у.) кіслароду, які вылучыцца пры тэрмічным раскладанні нітрату калію хімічнай колькасцю 5 моль.

Рыхтуемца да алімпіяд

1. Раствор, атрыманы пры ўзаемадзеянні медзі з канцэнтраванай азотнай кіслатой, выпарылі і цвёрдае рэчыва, якое ўтварылася, напалілі. Газападобныя прадукты рэакцыі раскладання цалкам паглынуты вадой. Над цвёрдым астаткам прапусцілі пры награванні вадарод. Складзіце ўраўненні апісаных рэакцый.

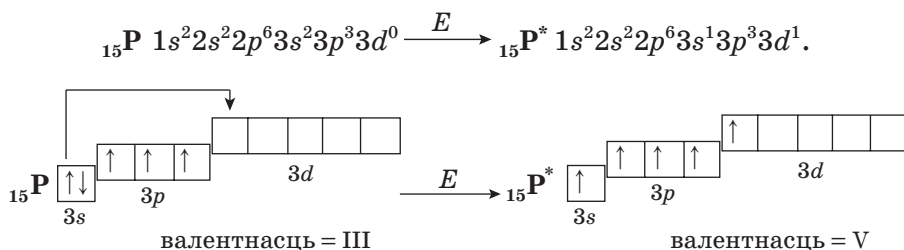
§ 31. Фосфар. Хімічны элемент і простае рэчыва

У перыядычнай сістэме хімічных элементаў неметал фосфар **P** размешчаны ў 3-м перыядзе ў VA-групе. Разгледзім уласцівасці гэтага хімічнага элемента і ўтвараемых ім простых рэчываў больш падрабязна.

Будова атама фосфару

Выходзячы з размяшчэння ў перыядычнай сістэме хімічных элементаў, электронная канфігурацыя атама фосфару — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 3d^0$. На знешнім энергетычным узроўні ў атама фосфару, як і ў атама азоту, ёсць пяць электронаў, тры з якіх няспараныя і два — спараныя. Аднак, у адрозненне ад атама азоту, у атама фосфару на знешнім энергетычным узроўні ёсць свабодныя $3d$ -арбіталі. Дзякуючы гэтаму атам фосфару

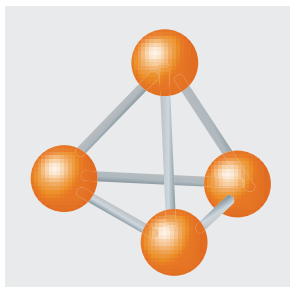
здольны пераходзіць ва ўзбуджаны стан, у якім у яго ёсць пяць няспараных электронаў:



Такім чынам, у адрозненне ад атама азоту, у атама фосфару праяўляецца валентнасць V. Зыходзячы з электроннай будовы атама ступені акіслення фосфару змяняюцца ў інтэрвале ад -3 да $+5$. Гэта звязана з тым, што атам фосфару можа прымаць да трох электронаў на знешні энергетычны ўзровень, але аддаваць пры гэтым не больш за пяць. Так, у злучэннях з металамі і вадародам фосфар праяўляе ступень акіслення роўную -3 , напрыклад у фасфідзе кальцыю Ca_3P_2 . А ў фосфарнай кіслаце H_3PO_4 атомы фосфару праяўляюць максімальную дадатную ступень акіслення $+5$.

Будова і фізічныя ўласцівасці простых рэчываў

Для фосфару, гэтак жа як для кіслароду і серы, характэрна з'ява алатропіі. Атомы фосфару, злучаючыся адзін з адным, утвараюць цэлы шэраг простых рэчываў, дакладная колькасць якіх да гэтага часу з'яўляецца прадметам дыскусій. Да найважнейшых з іх адносяцца белы і чырвоны фосфар, якія ўзаемаператвараюцца адно ў адно пры пэўных умовах.



Мал. 83. Шарастрыжанёвая мадэль малекулы белага фосфару

Белы фосфар — цвёрдае атрутнае рэчыва з часночным пахам, якое складаецца з чатырох-атамных малекул P_4 . Па сваёй форме такая малекула ўяўляе сабой роўнастаронні тэтраэдр, у чатырох вяршынях якога знаходзяцца атомы P. Кожны з іх звязаны з іншымі атамамі трыма кавалентнымі сувязямі (мал. 83).

У чыстым выглядзе белы фосфар празрысты і бясколерны, але пад уздзеяннем святла становіцца непразрыстым і афарбоўваецца ў жоўты колер.

Крышталічная рашотка белага фосфару, якая складаецца з малекул P_4 , з'яўляецца малекулярнай. Таму для белага фосфару, як і для іншых рэчываў з малекулярнай крышталічнай рашоткай, характэрна легкаплаўкасць і лятучасць. У вадзе белы фосфар нерастваральны, аднак раствараецца ў некаторых арганічных растваральніках.

З усіх алатропных мадыфікацый белы фосфар з'яўляецца самай хімічна актыўнай мадыфікацыяй. Ён можа самазагараць на паветры нават пры пакаёвай тэмпературы.

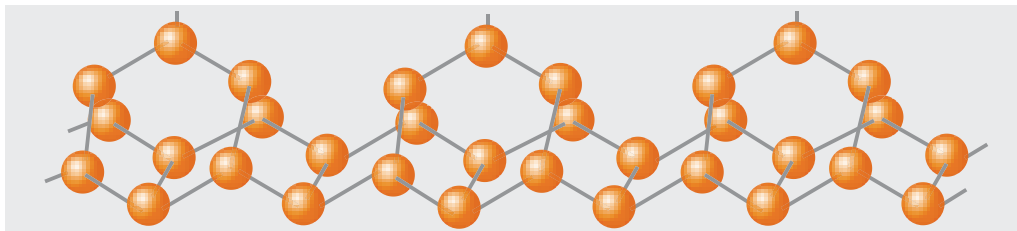


Белы фосфар быў адкрыты ў 1669 г. алхімікам Хенігам Брандтам. Напальваючы цвёрды астатак, які ўтварыўся пасля выпарвання мачы, ён атрымаў новае рэчыва. Паколькі яно свяцілася ў цемры, яго назвалі фосфарам, што ў перакладзе з грэчаскай азначае «светланосны».

Пры працяглым асвятленні або пры награванні без доступу паветра белы фосфар ператвараецца ў іншую алатропную мадыфікацыю — чырвоны фосфар.

Чырвоны фосфар — парашок чырвона-бурага колеру, рэчыва немалекулярнай будовы. У адрозненне ад белага фосфару, які мае малекулярную крышталічную рашотку, чырвоны фосфар валодае атамнай крышталічнай рашоткай, у якой кожны атам фосфару звязаны з трыма іншымі атамамі (мал. 84). Як і ўсе рэчывы з атамнай крышталічнай рашоткай, ён нелятуць і нерастваральны ні ў якіх растваральніках. У адрозненне ад белага фосфару, чырвоны фосфар не атрутны.

Алатропныя мадыфікацыі фосфару ва ўраўненнях хімічных рэакцый для спрашчэння абазначаюць сімвалам **P**.



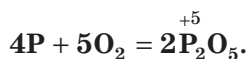
Мал. 84. Шаарстрыжанёвая мадэль структуры чырвонага фосфару

Хімічныя ўласцівасці фосфару

Фосфар хімічна даволі актыўны — непасрэдна злучаецца з многімі простымі рэчывамі з вылучэннем вялікай колькасці цеплаты. У параўнанні з азотам фосфар менш электраадмоўны, для яго характэрны аднаўленчыя ўласцівасці. Яны праяўляюцца ў рэакцыях з кіслародам і іншымі акісляльнікамі. Так, ужо пры пакаёвай тэмпературы белы фосфар самазагараецца на паветры, утвараючы аксід фосфару(V) P_2O_5 :



Мал. 85. Гарэнне фосфару ў кіслародзе



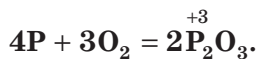
Гарэнне фосфару ў кіслародзе суправаджаецца ўтварэннем асляпляльна-яркага полымя белага колеру і вылучэннем вялікай колькасці цяпла (мал. 85).



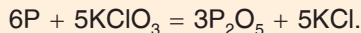
Свячэнне белага фосфару пры павольным акісленні з'яўляецца прыкладам ператварэння хімічнай энергіі ў светлавую.

Калі акісленне белага фосфару, якое суправаджаецца свячэннем, адбываецца ўжо пры пакаёвай тэмпературы, то чырвоны фосфар загараецца толькі пры яго падпальванні.

Пры недахопе кіслароду ўтвараецца аксід фосфару(III) P_2O_3 :

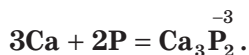


Сумесь чырвонага фосфару з берталетавай соллю $KClO_3$ узгараецца з выбухам нават пры слабым трэнні:



Гэту рэакцыю вы праводзіце кожны раз, калі карыстаецеся запалкамі. Справа ў тым, што на «тарцы» запалкавай скрыначкі змяшчаецца чырвоны фосфар, а ў склад сумесі, змешчанай на галоўцы запалкі, уваходзіць берталетава соль.

Акісляльныя ўласцівасці фосфару праяўляюцца пры яго ўзаемадзеянні з найбольш актыўнымі металамі. Пры гэтым утвараюцца фасфіды металаў, у якіх ступень акіслення атамаў фосфару роўна -3 , напрыклад:



Знаходжанне фосфару ў прыродзе і яго прымяненне

У прыродзе фосфар сустракаецца толькі ў выглядзе злучэнняў з іншымі элементамі. Гэтыя злучэнні ўваходзяць у склад розных горных парод, найважнейшымі з якіх з'яўляюцца фасфарыты і апатыты.

Як і азот, фосфар з'яўляецца незаменным для жыцця элементам. Яго злучэнні ўдзельнічаюць ва ўтварэнні касцей і зубоў, у рэгуляванні энергетычнага абмену рэчываў, у падтрыманні нармальнай работы нервовай і іншых сістэм арганізма.

Фосфар выкарыстоўваецца ў вытворчасці фосфарнай кіслаты і фосфарных угнаенняў, паўправадніковых матэрыялаў, для вытворчасці ядахімікатаў і г. д. (мал. 86).



Мал. 86. Прымяненне фосфару

Фосфар утварае некалькі алатропных мадыфікацый. Найважнейшыя з іх — белы і чырвоны фосфар.

Белы фосфар — самая актыўная мадыфікацыя. Гэта вельмі атрутнае рэчыва.

У рэакцыі з кіслародам фосфар праяўляе аднаўленчыя ўласцівасці, а ў рэакцыях з актыўнымі металамі — уласцівасці акісляльніка.

У прыродзе фосфар сустракаецца толькі ў выглядзе злучэнняў.

Пытанні і заданні

1. Вызначыце ступені акіслення атамаў фосфару ў наступных рэчывах: PCl_3 , Mg_3P_2 , P_4 , P_2O_3 , KH_2PO_4 .
2. Перапішыце вядомыя вам алатропныя мадыфікацыі фосфару.
3. З прыведзенага пераліку выпішыце ў два слупкі характарыстыкі фосфару як хімічнага элемента і як простага рэчыва: а) праяўляе пераменныя ступені акіслення -3 , 0 , $+3$, $+5$; б) змяшчаецца ў касцявой тканцы і ў зубной эмали; в) пры награванні на паветры ўзгараецца; г) чырвоны фосфар мае палімерную структуру; д) уваходзіць у склад угнаенняў; е) белы фосфар больш актыўны за чырвоны.
4. Як можна даказаць, што белы і чырвоны фосфары з'яўляюцца алатропнымі мадыфікацыямі аднаго і таго ж хімічнага элемента?
5. Якія ўласцівасці — акісляльныя ці аднаўленчыя — праяўляе фосфар у рэакцыі з кіслародам? Запішыце ўраўненні адпаведных рэакцый. Разлічыце масу аксіду фосфару(V), які можна атрымаць з фосфару хімічнай колькасцю 5 моль.
6. Разлічыце, які аб'ём (н. у.) кіслароду спатрэбіцца для спальвання фосфару масай 70 г. Чаму роўна хімічная колькасць аксіду фосфару(V), які пры гэтым утвараецца?
7. Расстаўце каэфіцыенты ў схемах наступных акісляльна-аднаўленчых рэакцый:
 - а) $\text{P} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (канц.)} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 - б) $\text{P} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}$;
 - в) $\text{P} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{PCl}_3$.
 Назавіце акісляльнік і адноўнік.
8. Ці можа адбыцца памылка пры выкананні заказу на рэактывы, у якім напісана «фосфар — 0,5 кг»? Адказ растлумачце.

Рыхтуемца да алімпіяд

1. У апошні час для прамысловага атрымання фосфарнай кіслаты прапануюць выкарыстоўваць рэакцыю акіслення фосфару вадзяной парай пры тэмпературы $600\text{--}700\text{ }^\circ\text{C}$ у прысутнасці каталізатараў. У выніку ўзаемадзеяння ўтвараюцца вадарод і аксід фосфару(V), які ператвараецца ў фосфарную кіслату. Разлічыце масу фосфару, пры акісленні якога вылучыцца вадарод хімічнай колькасцю 100 моль, калі яго практычны выхад роўны 90 %. Прапануйце спосабы выкарыстання вадароду, які вылучаецца ў выніку гэтай рэакцыі.

Тэмы для праектнай дзейнасці

1. Гісторыя стварэння запалак.
2. Біялагічная роля фосфару і яго злучэнняў.

§ 32. Кіслародзмяшчальныя злучэнні фосфару

Сярод неарганічных злучэнняў фосфару найбольшае значэнне маюць яго аксіды, фосфарная кіслата H_3PO_4 і яе солі.

Аксіды фосфару

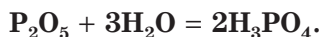
Аксід фосфару(III) і аксід фосфару(V) валодаюць кіслотнымі ўласцівасцямі: узаемадзейнічаюць з вадой, асноўнымі аксідамі і асновамі.

Аксід фосфару(V) уяўляе сабой белы парашок, які энергічна паглынае пары вады і паступова ператвараецца ў празрыстую масу, якая расплываецца. Таму ён шырока выкарыстоўваецца як асушальнік газаў.



Многія арганічныя рэчывы абвугліваюцца пры кантакце з аксідам фосфару(V). Ён можа выклікаць моцныя апёкі пры пападанні на скуру.

Прадуктам рэакцыі аксиду фосфару(V) з вадой з'яўляецца фосфарная кіслата H_3PO_4 :

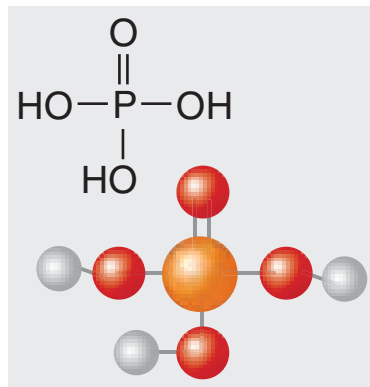


Фосфарная кіслата і яе солі

Структурная формула і мадэль малекулы фосфарнай кіслаты паказаны на малюнку 87. У малекуле H_3PO_4 атам фосфару злучаны з чатырма атамамі кіслароду за кошт утварэння адной падвойнай сувязі $\text{P}=\text{O}$ і трох адзінарных сувязей $\text{P}-\text{O}$. Валентнасць фосфару ў фосфарнай кіслаце роўна V, а ступень акіслення складае +5.

Фосфарная кіслата — цвёрдае белае рэчыва, якое змешваецца з вадой у любых суадносінах.

Фосфарная кіслата H_3PO_4 з'яўляецца трохасноўнай кіслатой. Яна адносіцца да слабых электралітаў і ў водных раство-



Мал. 87. Структурная формула і шарастрыжанёвая мадэль малекулы фосфарнай кіслаты

рах дысацыіруе ступеньчата з утварэннем дыгідрафасфат-, гідрафасфат- і фасфат-іонаў адпаведна:

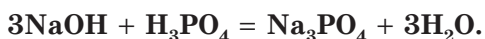
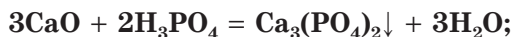


Лягчэй за ўсё дысацыяцыя ідзе па першай ступені, цяжэй за ўсё — па трэцяй. У параўнанні з азотнай кіслотой фосфарная кіслата значна слабейшая.

Фосфарная кіслата праяўляе ўсе ўласцівасці, характэрныя для кіслот: змяняе афарбоўку індикатараў, рэагуе з металамі, якія стаяць у радзе актыўнасці да вадароду, з вылучэннем вадароду:



Яна таксама рэагуе з асноўнымі аксідамі, з асновамі, напрыклад:



Рэакцыі фосфарнай кіслаты з солямі праходзяць да канца, калі ў выніку ўтвараецца газ або вылучаецца асадок, напрыклад:



У рэакцыях могуць утварацца як сярэднія (фасфаты), так і кіслыя (гідрафасфаты і дыгідрафасфаты) солі фосфарнай кіслаты. Кіслыя солі ўтвараюцца пры лішку кіслаты.

У адрозненне ад азотнай кіслаты для фосфарнай кіслаты не характэрны акісляльныя ўласцівасці за кошт аніёнаў.

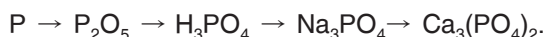
Да найбольш распаўсюджаных злучэнняў фосфару адносяцца аксіды, фосфарная кіслата і яе солі.

Фосфарная кіслата з'яўляецца слабым электралітам і ў водных растворах дысацыіруе ступеньчата.

Фосфарная кіслата праяўляе ўсе ўласцівасці, характэрныя для кіслот: змяняе афарбоўку індикатараў, рэагуе з металамі, размешчанымі ў радзе актыўнасці да вадароду, асноўнымі аксідамі, асновамі, аміякамі і солямі.

Пытанні і заданні

1. Якія ўласцівасці — кіслотныя або асноўныя — маюць аксіды фосфару?
2. У вадзе аб'ёмам 2 дм^3 растварылі аксід фосфару(V) масай 71 г. Разлічыце масавую долю (%) фосфарнай кіслаты ва ўтвораным раствору.
3. Напішыце ўраўненні электралітычнай дысацыяцыі фосфарнай кіслаты ў водным раствору. Прывядзіце формулы ўсіх магчымых солей натрыю і фосфарнай кіслаты, назавіце іх.
4. Выберыце правільныя характарыстыкі фосфарнай кіслаты: моцная ці слабая; адно-, двух- або трохасноўная; бескіслародная або кіслародзмяшчальная.
5. Пералічыце найважнейшыя хімічныя ўласцівасці фосфарнай кіслаты.
6. Разлічыце хімічную колькасць гідраксиду натрыю, неабходную для поўнай нейтралізацыі фосфарнай кіслаты, якая змяшчаецца ў яе раствору аб'ёмам 500 см^3 з масавай доляй кіслаты, роўнай 60 % ($\rho = 1,416 \text{ г/см}^3$).
7. Вызначыце масу раствору фосфарнай кіслаты з масавай доляй H_3PO_4 , роўнай 80 %, якую можна атрымаць з фосфару масай 31 кг, калі практычны выхад фосфарнай кіслаты складае 95 %.
8. Складзіце ўраўненні рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:

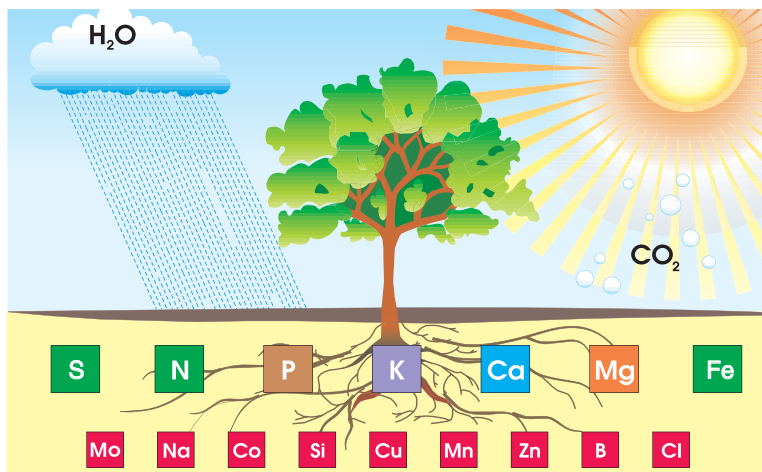


Рыхтуемся да алімпіяд

1. У раствору фосфарнай кіслаты масай 920 г з масавай доляй H_3PO_4 , роўнай 5 %, растварылі аксід фосфару(V) масай 152 г. Вызначыце масавую долю і малярную канцэнтрацыю фосфарнай кіслаты ў прыгатаваным раствору, калі яго шчыльнасць роўна $1,3 \text{ г/см}^3$.

§ 33. Мінеральныя ўгнаенні

На рост і развіццё раслін уплываюць каля 60 хімічных элементаў. Некаторыя з іх, напрыклад вуглярод, кісларод і вадарод, патрабуюцца раслінам у вялікіх колькасцях. Такія элементы, як, напрыклад, азот, фосфар, калій, сера, магній, жалеза і кальцый, патрэбны ў меншых колькасцях і называюцца макраэлементамі. Тыя элементы, якія неабходны



Мал. 88. Макра- і мікраэлементы, необходимы для жыўлення раслін

раслінам у вельмі малых колькасцях, адносяцца да мікраэлементаў. Гэта, напрыклад, медзь, марганец, цынк, бор (мал. 88).

Кожны элемент адыгрывае сваю ролю ў жыўленні і развіцці раслін. Магній уваходзіць у склад хларафілу, спрыяе больш хуткаму выпяванню пладоў, паляпшэнню іх якасных і колькасных характарыстык, павышэнню якасці насення. Сера ўдзельнічае ва ўтварэнні вітамінаў, амінакіслот і бялкоў. Кальцый рэгулюе засваенне бялкоў і вугляводаў, уплывае на прадукцыраванне хларапластаў і засваенне азоту. Медзь удзельнічае ў фотасінтэзе, рэгулюе транспарт бялкоў, а таксама ахоўвае хларафіл ад разбурэння.

Для ўнясення ў глебу мікраэлементаў раней выкарыстоўвалі цвёрдыя сульфаты цынку і медзі(II), борную кіслату, з якіх гатавалі растворы. У Інстытуце глебазнаўства і аграхіміі НАН Беларусі сумесна з Інстытутам агульнай і неарганічнай хіміі НАН Беларусі распрацавалі новае пакаленне вадкіх угнаенняў, больш за 20 форм якіх па ліцэнзіях Інстытута выпускаюцца ў Беларусі. Перавага такіх угнаенняў у тым, што мікраэлементы знаходзяцца ў іх у выглядзе рэчываў, якія лёгка пранікаюць у арганізмы раслін. Там гэтыя рэчывы хутка раскладаюцца, у выніку чаго мікраэлементы пераходзяць у біялагічна даступную форму і засвойваюцца раслінамі.

Частку неабходных элементаў расліны атрымліваюць з паветра, паглынаючы, напрыклад, вуглякіслы газ. Азот непасрэдна з паветра могуць засвойваць толькі спецыяльныя бактэрыі, якія жывуць у клубеньчыках карэньчыкаў бабовых раслін (гарошу, фасолі, канюшыны, лубіна, сачавіцы) (мал. 89).



Мал. 89. Клубеньчыкі з азотфіксуючымі бактэрыямі

Але ў асноўным расліны атрымліваюць неабходныя элементы з глебы ў выглядзе растваральных злучэнняў.

Напрыклад, азот расліны засвойваюць або ў выглядзе нітрат-іона NO_3^- , або ў выглядзе іона амонію NH_4^+ , фосфар — у выглядзе гідрафасфат-іонаў HPO_4^{2-} і дыгідрафасфат-іонаў H_2PO_4^- .

Глеба, на якой вырошчваюць расліны, паступова высільваецца, вада вымывае з яе неабходныя для жыўлення раслін злучэнні. Гэтыя страты кампенсуюцца ўнясеннем угнаенняў.

Угнаенні — гэта рэчывы, якія змяшчаюць хімічныя элементы, неабходныя для жыўлення раслін. Іх уносяць у глебу для павышэння ўраджайнасці сельскагаспадарчых культур.

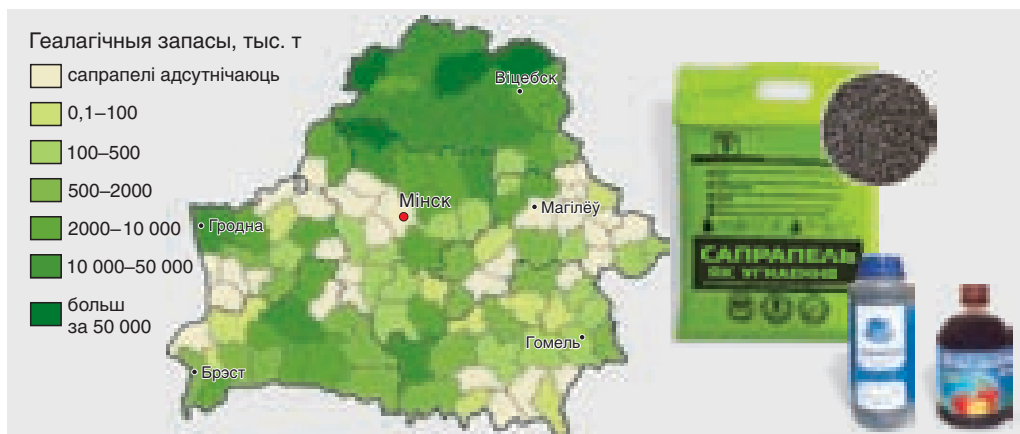
Адрозніваюць мінеральныя і арганічныя ўгнаенні. Асновай мінеральных угнаенняў з'яўляюцца неарганічныя злучэнні, у асноўным солі. Да арганічных угнаенняў адносяць гной, птушыны памёт, перагной (рэшткі пасля гніення і раскладання раслін), торф і інш.

У Беларусі ёсць вялікія запасы торфу, які можа выкарыстоўвацца не толькі як угнаенне, але і ў якасці паліва (мал. 90).



Мал. 90. Здабыча торфу ў Беларусі (Жыткавіцкі раён)

Каштоўным прыродным канцэнтратам карысных рэчываў з'яўляюцца і шматвяковыя донныя адклады прэснаводных вадаёмаў — сапрапелі,



Мал. 91. Сапрапель і яго радовішчы ў Беларусі

рэсурсы якіх у азёрах і балотных масівах Беларусі складаюць больш за 4 млрд м^3 (мал. 91).

Мінеральныя ўгнаенні прынята класіфікаваць па дзвюх прыметах: па пажыўным элеменце і па колькасці пажыўных элементаў. Па першай прымеце вылучаюць азотныя, фосфарныя і калійныя ўгнаенні. Па другой прымеце ўгнаенні дзеляцца на простыя, якія змяшчаюць толькі адзін элемент, і комплексныя, якія змяшчаюць два і больш элементаў, неабходных для жыцця раслін.

Азотныя ўгнаенні

Да мінеральных азотных угнаенняў адносяцца аміячная вада, сульфат амонію $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, нітрат амонію (аміячная салетра) NH_4NO_3 , нітрат калію (калійная салетра) KNO_3 , нітрат натрыю (натрыевая салетра) NaNO_3 , нітрат кальцыю (кальцыевая салетра) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, мачавіна (карбамід) $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$.



У назве «карбамід» частка слова «карб» паходзіць ад лацінскай назвы вугляроду — «*carboneum*», а групу NH_2 называюць «амід», адсюль — карбамід. Карбамід (або мачавіна) выкарыстоўваецца як харчовая дабаўка ў жывёлагадоўлі.

У вялікай колькасці высокаканцэнтраваныя азотныя ўгнаенні ў Беларусі вырабляюцца на ААТ «Гродна Азот».

Важна ведаць, што залішняе ўнясенне ў глебу азотных угнаенняў прыводзіць да таго, што нітраты трапляюць у харчовыя прадукты, забруджваючы іх і робячы непрыдатнымі да ўжывання. Утрыманне нітратаў у гародніне, садавіне і іншых прадуктах павінна строга кантралявацца.

Фосфарныя ўгнаенні

Самым танным фосфарным угнаеннем з'яўляецца тонказдробная фасфарытная руда (фасфарытная мука). Фосфар змяшчаецца ў ёй у выглядзе нерастваральнага ў вадзе фасфату кальцыю $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. Ён засвойваецца раслінамі толькі на кіслых глебах.

Найлепшымі фосфарнымі ўгнаеннямі з'яўляюцца растваральныя фасфаты. Таму пры вытворчасці фосфарных угнаенняў з прыродных мінералаў атрымліваюць кіслыя фасфаты, часцей за ўсё кальцыевыя солі фосфарнай кіслаты: падвойны суперфасфат $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, просты суперфасфат $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + 2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, прэцыпітат $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ і інш.

Шырокае распаўсюджанне ў сельскай гаспадарцы атрымалі комплексныя ўгнаенні. Напрыклад, азот у камбінацыі з фосфарам уваходзіць у склад амафосу — сумесі дзвюх солей — $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ і $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$. Калі амафос змяшаць з сульфатам калію, то атрымаецца амафоска — комплекснае ўгнаенне, якое змяшчае адначасова азот, фосфар і калій.

Фосфарныя ўгнаенні ў Беларусі вырабляюцца на ААТ «Гомельскі хімічны завод». Яны не толькі спрыяюць павышэнню ўраджайнасці розных сельскагаспадарчых культур, але і надаюць раслінам зімаўстойлівасць і ўстойлівасць да неспрыяльных кліматычных умоў, ствараюць умовы для хутчэйшага паспявання ўраджаю ў раёнах з кароткім вегетатыўным перыядам.

Калійныя ўгнаенні

У якасці калійных угнаенняў выкарыстоўваюць хларыд калію KCl , сульфат калію K_2SO_4 і попел раслін. Нітрат калію (калійная селетра) KNO_3 адносіцца да комплексных угнаенняў, паколькі змяшчае два пажыўныя элементы — калій і азот. Адным з вядучых сусветных вытворцаў калійных угнаенняў з'яўляецца ААТ «Беларуськалій». У якасці сыравіны для яго выкарыстоўваецца сільвініт Старобінскага радовішча.

Важным калійным угнаеннем з'яўляецца таксама попел дроў, саомы, сцёблаў раслін. Асабліва шмат калію змяшчаецца ў попеле бацвіння бульбы, таматаў, сцёблаў сланечніка. У попеле калій знаходзіцца ў выглядзе карбанату калію (паташў) K_2CO_3 . Гэта рэчыва добра раствараецца ў вадзе і лёгка засвойваецца раслінамі. Акрамя таго, у попеле

ўтрымліваюцца фосфар, кальцый, жалеза, медзь, бор і іншыя элементы, неабходныя для развіцця раслін.

Прымяненне ўсіх відаў угнаенняў дазваляе значна павялічыць ураджайнасць сельскагаспадарчых культур, таму вытворчасць мінеральных угнаенняў — найважнейшая задача хімічнай прамысловасці. Асабліва важна павялічваць выпуск канцэнтраваных і комплексных угнаенняў.

Угнаенні — гэта рэчывы, якія змяшчаюць хімічныя элементы, неабходныя для жыцця раслін; іх уносяць у глебу для павышэння ўраджайнасці.

Мінеральныя ўгнаенні падзяляюцца на азотныя, фосфарныя і калійныя. Адрозніваюць простыя і комплексныя ўгнаенні.

У Беларусі мінеральныя ўгнаенні вырабляюць на ААТ «Гродна Азот», ААТ «Гомельскі хімічны завод», ААТ «Беларуськалій».

Пытанні і заданні

1. Якія хімічныя элементы неабходны для развіцця раслін? Назавіце вядомыя вам макра- і мікраэlementy.
2. З якіх крыніц расліны атрымліваюць хімічныя элементы, неабходныя ім для жыцця?
3. Запішыце формулы найважнейшых азотных угнаенняў. Вызначыце ступені акіслення атамаў азоту ў кожным з прыведзеных вамі злучэнняў. Разлічыце масавую долю азоту ў натрыевай салетры.
4. Вылічыце хімічную колькасць і масу нітрату амонію, які трэба ўнесці на плошчу ў 100 га, калі маса азоту, унесенага на плошчу 1 га, павінна складаць 60 кг.
5. Чаму дзеянне фасфарытнай мукі пры ўнясенні яе ў глебу назіраецца даволі працяглы час (на працягу некалькіх гадоў)?
6. З фасфарыту масай 310 кг атрымалі фосфарную кіслату масай 195 кг. Вылічыце масавую долю $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ у фасфарыце.
7. У попеле яловой драўніны масавая доля карбанату калію складае 26,4 %. Вызначыце масу салянай кіслаты з масавай доляй HCl , роўнай 20 %, якая цалкам прараэгуе з карбанатам калію, які змяшчаецца ў попеле масай 100 г.
8. У наш час атрымліваюць распаўсюджанне вадкія змешаныя ўгнаенні. Напрыклад, фосфарную кіслату нейтралізуюць вадкім аміякам або аміячнай вадой, а затым уводзяць у раствор нітрат амонію і хларыд калію. У чым заключаюцца перавагі вытворчасці і выкарыстання вадкіх угнаенняў?

Рыхтуемца да алімпіяд

1. У аграхіміі ўтрыманне пажыўнага элемента фосфару ў мінеральных угнаеннях прынята выражаць у пераліку на аксід фосфару (V). Вызначыце масавую долю аксиду фосфару(V) у прэцыпітаце $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, які ўжываецца ў якасці ўгнаення і кармавой дабаўкі.

Тэмы для праектнай дзейнасці

1. Сапрапель — мінеральнае багацце Беларусі.
2. Торф — не толькі паліва.

§ 34. Вуглярод — хімічны элемент і простае рэчыва

У перыядычнай сістэме хімічных элементаў вуглярод С — хімічны элемент з атамным нумарам 6, размешчаны ў другім перыядзе, у IVA-групе.

Знаходжанне вугляроду ў прыродзе

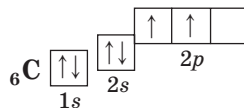
Вуглярод — найважнейшы хімічны элемент нашай планеты. У атмасферы і зямной кары вуглярод сустракаецца ў выглядзе аксідаў CO і CO_2 , карбанатаў (напрыклад, карбанат кальцыю CaCO_3 у складзе мелу, мармуру, вапняку), выкапнёвага паліва (вугаль, торф, нафта, газ). Вуглярод — аснова арганічнага жыцця на Зямлі. У працэсе жыццядзейнасці адбываецца пастаянны кругазварот вугляроду ў прыродзе — пераход вугляроду з арганічных злучэнняў у неарганічныя і назад (мал. 92).



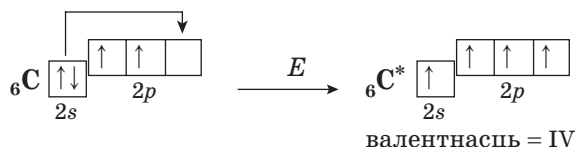
Мал. 92. Кругазварот вугляроду ў прыродзе

Будова атама вугляроду

У атаме вугляроду ёсць 6 электронаў, яго электронная канфігурацыя: $1s^2 2s^2 2p^2$, а электронна-графічная схема:



Валентнасць атама вугляроду ў няўзбуджаным стане роўна II. Пры ўзбуджэнні атама вугляроду адзін з $2s$ -электронаў пераходзіць на p -падуровень. Электронная канфігурацыя знешняга энергетычнага ўзроўню атама вугляроду ва ўзбуджаным стане: $2s^1 2p^3$. Ва ўзбуджаным стане колькасць няспараных атамаў вугляроду ўзрастае да чатырох, і вуглярод становіцца чатырохвалентным:



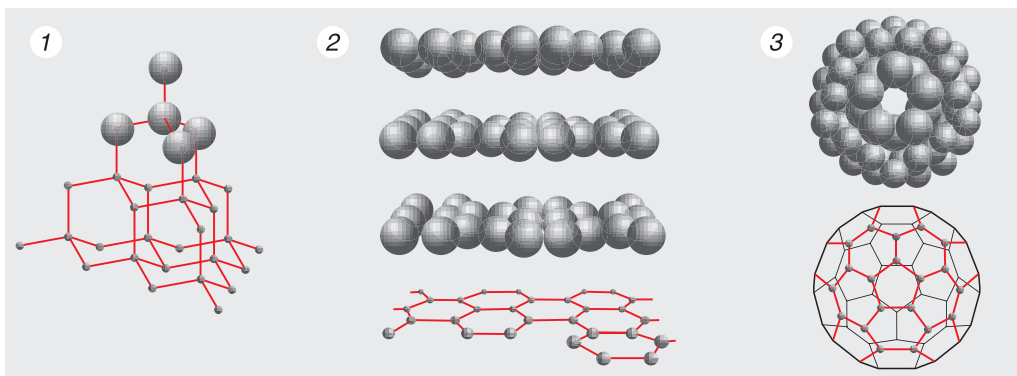
У злучэннях з металамі і вадародам атамы вугляроду праяўляюць адмоўную ступень акіслення, роўную -4 , напрыклад $\text{Al}_4\text{C}_3^{-4}$ — карбід алюмінію. У злучэннях з больш электраадмоўнымі элементамі атамы вугляроду праяўляюць дадатныя ступені акіслення $+4$ і $+2$, напрыклад CO_2^{+4} — вуглякіслы газ і CO^{+2} — чадны газ.

Будова і фізічныя ўласцівасці простых рэчываў

Гэтак жа як кісларод, сера і фосфар, вуглярод утварае некалькі алотропных мадыфікацый. З іх найбольш вядомыя **алмаз**, **графіт** і **фулерэны**.

У алмазе (мал. 93, 1) кожны атам вугляроду звязаны з іншымі атамамі чатырма адзінаарнымі хімічнымі сувязямі, накіраванымі да вяршынь тэтраэдра. Усе сувязі паміж атамамі вугляроду аднолькавыя па даўжыні і вельмі трывалыя. Такая будова абумоўлівае асаблівыя фізічныя ўласцівасці алмазу і перш за ўсё яго цвёрдасць. Алмаз служыць эталонам цвёрдасці, якая па дзесяцібальнай сістэме ацэньваецца вышэйшым балам 10. Алмаз утварае празрыстыя крышталі, якія моцна праламляюць святло.

У графіце атамы вугляроду размешчаны паралельнымі плоскімі слаямі, якія складаюцца з шасціценных цыклаў (мал. 93, 2). У іх кож-



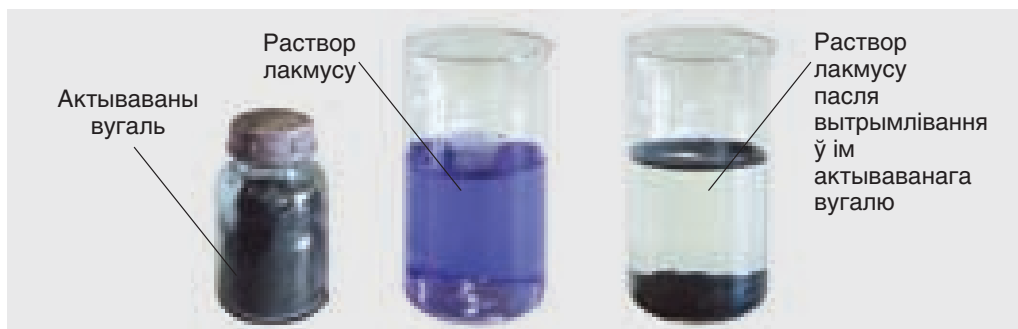
Мал. 93. Алатропныя мадыфікацыі вугляроду: 1 — алмаз, 2 — графіт, 3 — фулерэн

ны атам С за кошт трох няспараных электронаў злучаны кавалентнымі сувязямі з трыма суседнімі атамамі. Пры гэтым у кожнага атома С застаецца па адным няспараным электроне. Дзякуючы такім электронам, «якія засталіся», графіт добра праводзіць цеплату і электрычны ток. Таму ён ужываецца ў электратэхніцы для вырабу электродаў, шчотак для электрарухавікоў, токаздымальнікаў, награвальных элементаў, як кампанент токаправодных кляёў. З-за слаістай структуры графіт мяккі, ён слізкі навобмацак і пакідае след на паперы. На гэтай уласцівасці заснавана яго выкарыстанне ў якасці змазачнага матэрыялу і для вырабу стрыжняў простых алоўкаў.

Фулерэны, у адрозненне ад алмазу і графіту, маюць малекулярную будову. У іх полых малекулах атомы вугляроду злучаны ў пяці- і шасцічленныя цыклы, якія ўтвараюць замкнутую паверхню сферычнай або іншай формы (мал. 93, 3). У цяперашні час вядомы фулерэны складу C_{60} , C_{70} і іншыя.

Сажа, драўняны вугаль, які атрымліваецца пры награванні драўніны без доступу паветра, і кокс, які атрымліваецца з каменнага вугалю, — гэта прадукты з высокім утрыманнем вугляроду.

З драўнянага вугалю, коксу, шкарлупін какосавых арэхаў і іншых вугляродзмяшчальных матэрыялаў атрымліваюць актываваны вугаль. Ён валодае здольнасцю паглынаць (адсарбаваць) пару, газы і раствораныя рэчывы з вадкіх раствораў (мал. 94, с. 172). Гэта тлумачыцца тым, што ён мае вялікую колькасць сітавін і, такім чынам, валодае вялікай паверхняй. Сарбцыйныя ўласцівасці актываванага вугалю прымяняюцца



Мал. 94. Сарбцыйныя ўласцівасці актываванага вугалю

ў харчовай прамысловасці для абескаляроўвання і ачысткі цукровага сіропу, масла, тлушчаў, він, пітной вады, а таксама ў медыцыне.

У тым, што розныя алатропныя мадыфікацыі вугляроду складаюцца з атамаў аднаго і таго ж элемента, можна пераканацца, спальваючы іх у кіслародзе. Усе яны пры гарэнні ўтвараюць адзін і той жа прадукт — аксід вугляроду (IV) і нічога больш. Акрамя таго, роўныя масы графіту, алмазу і фулерэну даюць адну і тую ж колькасць вуглякіслага газу.

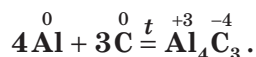
У пэўных умовах магчыма ператварэнне адной мадыфікацыі вугляроду ў іншую. Так, пры моцным награванні без доступу паветра алмаз чарнее і ператвараецца ў графіт. Графіт пры тэмпературы вышэй за 2000 °C і ціску парадку 100 000 атм ператвараецца ў алмаз. Гэты працэс выкарыстоўваецца ў вытворчасці штучных алмазаў, якія знайшлі прымяненне для вырабу алмазных інструментаў. Такія алмазы атрымліваюць у лабараторыях Навукова-практычнага цэнтра Нацыянальнай акадэміі навук Беларусі па матэрыялазнаўстве.

Пры запісе ўраўненняў хімічных рэакцый розныя мадыфікацыі вугляроду абазначаюцца сімвалам C.

Хімічныя ўласцівасці вугляроду

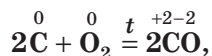
Вуглярод рэагуе з іншымі рэчывамі, як правіла, пры награванні.

Аксісляльныя ўласцівасці вугляроду праяўляюцца пры яго ўзаемадзеянні з металамі пры высокай тэмпературы:

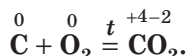


Прадукты такіх рэакцый называюць карбідамі металаў.

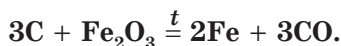
Вуглярод праяўляе аднаўленчыя ўласцівасці пры ўзаемадзеянні з кіслародам, утвараючы пры недахопе кіслароду аксід вугляроду(II):



або пры яго лішку — аксід вугляроду(IV):



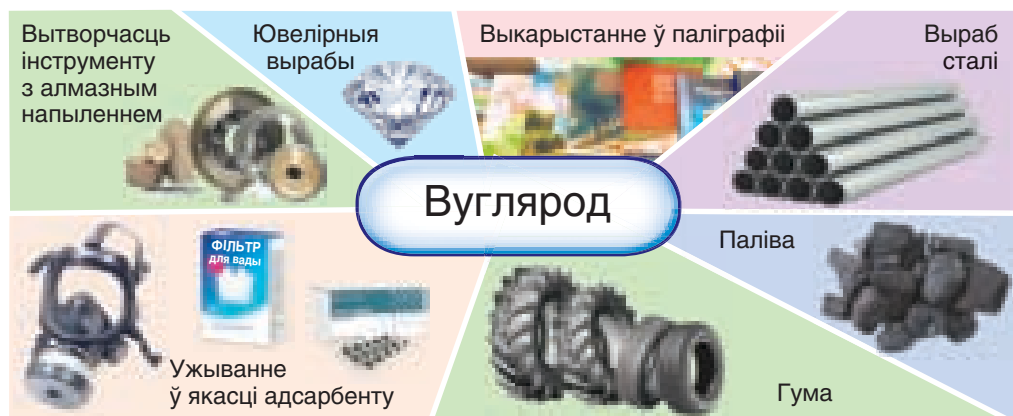
Аднаўленчыя ўласцівасці вугляроду праяўляюцца і ў рэакцыях са складанымі рэчывамі. Так, пры ўзаемадзеянні вугляроду з аксідам жалеза(III) атрымліваюць металічнае жалеза:



Гэта адзін з самых першых хімічных працэсаў, засвоеных чалавекам.

Галіны практычнага прымянення вугляроду паказаны на малюнку 95.

Вугляродныя матэрыялы тэхнічнага і медыцынскага прызначэння ў шырокім асартыменце вырабляюцца на ААТ «СветлагорскХімвалакно». Тут выпускаюць вугляродны медыцынскі сарбент, які выкарыстоўваецца для лячэння ран, язваў, апёкаў, а таксама ў бытавых фільтрах для вады, у фільтрах для медыцынскай і харчовай прамысловасці і да т. п. Вугляродныя ніткі і тканіны, якія выпускаюцца ў Светлагорску, знаходзяць шырокае прымяненне ў авіякасмічнай прамысловасці.



Мал. 95. Прымяненне вугляроду

З алатропных мадыфікацый вугляроду найбольш вядомыя графіт і алмаз.

Пры ўзаемадзеянні з іншымі рэчывамі вуглярод можа праяўляць як аднаўленчыя, так і акісляльныя ўласцівасці.

Пытанні і заданні

1. Ахарактарызуйце хімічны элемент вуглярод, апісаўшы яго становішча ў перыядычнай сістэме (атамны нумар, група, перыяд) і будову атама (за-рад ядра, колькасць электронных слаёў, колькасць электронаў на знешнім энергетычным узроўні).
2. Выкарыстаўшы тэкст параграфу, складзіце ў сшытку табліцу, у якой па-раўнайце фізічныя ўласцівасці графіту і алмазу.
3. Графіт пакідае сляды на паперы, а алмаз лёгка рэжа шкло. Як гэта можна растлумачыць?
4. Прывядзіце ўраўненне хімічнай рэакцыі, з дапамогай якой можна дака-заць, што графіт і алмаз — алатропныя мадыфікацыі аднаго і таго ж хіміч-нага элемента.
5. Прывядзіце тры ўраўненні рэакцый, якія характарызуюць хімічныя ўласці-васці вугляроду. У кожнай з рэакцый назавіце акісляльнік.
6. Пры згаранні торфу масай 1 кг утвараецца вуглякіслы газ масай 2,57 кг. Вылічыце масавую долю хімічнага элемента вугляроду ў торфе.
7. Часам пры атручваннях урачы рэкамендуюць ужываць актываваны вугаль. Якую ролю адыгрывае вугаль у дадзеным выпадку?
8. Прадуктамі гарэння метану CH_4 з'яўляюцца вада і вуглякіслы газ. Вызна-чыце хімічную колькасць, масу і аб'ём (н. у.) вуглякіслага газу, які ўтвара-ецца з метану аб'ёмам $44,8 \text{ дм}^3$ (н. у.). Чаму гэта рэакцыя лічыцца адной з «вінаватых» у глабальным змяненні клімату? Знайдзіце адпаведную ін-фармацыю ў Інтэрнэце.

Рыхтуемся да алімпіяд

1. Напішыце ўраўненні рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць ланцужок ператварэнняў:

графіт $\rightarrow$ вуглякіслы газ $\rightarrow$ гідракарбанат кальцыю $\rightarrow$
 $\rightarrow$ карбанат кальцыю $\rightarrow$ вуглякіслы газ $\rightarrow$ сажа.

Укажыце ўмовы правядзення рэакцый.



Дамашні эксперымент

У некалькі шклянак наліце афарбаваныя вадкасці: гарбату, кам-пот, раствор зялёнкі (1–2 кроплі) у вадзе. У кожную шклянку змясціце

некалькі стоўчаных таблетах актываванага вугалю і пакіньце на некаторы час. Як змянілася афарбоўка раствораў? На якую ўласцівасць актываванага вугалю паказвае змяненне іх афарбоўкі?

Тэмы для практнай дзейнасці

1. Фулерэны і графен — алатропныя мадыфікацыі вугляроду.
2. Алмазы: атрыманне і прымяненне ў тэхніцы.
3. Гісторыя стварэння процівагаза.

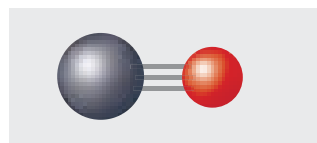
§ 35. Аксіды вугляроду

Сярод неарганічных злучэнняў вугляроду найбольшае значэнне маюць яго кіслародныя злучэнні: аксіды, вугальная кіслата і яе солі.

Аксід вугляроду(II)

Мадэль малекулы аксідру вугляроду(II) паказана на малюнку 96. Атамы вугляроду і кіслароду ў гэтай малекуле звязаны паміж сабой падвойнай кавалентнай сувяззю, пры гэтым дзве сувязі ўтвораны шляхам абагульнення электронаў, якія належаць атамам вугляроду і кіслароду, а трэцяя сувязь — па донарна-акцэптарным механізме (мал. 97). Валентнасць атама вугляроду ў аксідзе вугляроду(II) роўна II, а ступень акіслення складае +2.

Аксід вугляроду(II) адносіцца да несолетваральных аксідаў, паколькі не ўзаемадзейнічае ў звычайных умовах ні з кіслотамі, ні са шчолачамі.



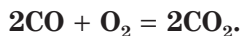
Мал. 96 Шарастрыжанёвая мадэль малекулы аксідру вугляроду(II)



Мал. 97. Структурная формула малекулы аксідру вугляроду(II)

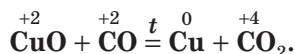
Аксід вугляроду(II) CO ўтвараецца пры няпоўным згаранні паліва (дроў, торфу, вугалю) і можа трапляць у паветра. Пры ўдыханні чалавекам такога паветра наступае атручванне (угар), таму CO называюць чадным газам. Чадны газ змяшчаецца таксама ў тытунёвым дыме і выхляпных газах аўтамабіляў. Аксід вугляроду (II) — моцны яд! Пры ўдыханні ён звязваецца з гемаглабінам крыві больш трывала, чым кісларод, і блакуе перанос кіслароду ў арганізме. Узнікае кіслароднае галаданне, якое суправаджаецца галаўным болем і стратай прытомнасці. Пры моцным атручванні магчымы смяротны зыход. Чалавека, які пацярпеў ад чаднага газу, трэба як мага хутчэй вынесці на свежае паветра, яму трэба выклікаць урача.

Аксід вугляроду(II) гарыць на паветры блакітнаватым полымем з вылучэннем вялікай колькасці цеплаты, ператвараючыся ў вуглякіслы газ:



У гэтай рэакцыі аксід вугляроду(II) праяўляе аднаўленчыя ўласцівасці.

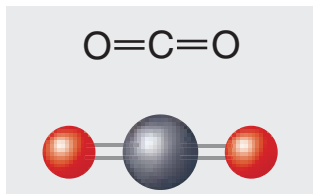
Аднаўленчыя ўласцівасці аксиду вугляроду(II) праяўляюцца і ў яго рэакцыях з аксідамі металаў. Прадуктамі гэтых рэакцый з'яўляюцца метал і вуглякіслы газ:



Гэта рэакцыя выкарыстоўваецца ў прамысловасці для атрымання металаў з руд, якія змяшчаюць, напрыклад, аксіды жалеза.

Аксід вугляроду(II) служыць зыходнай сыравінай для атрымання вялікай колькасці арганічных рэчываў. У той жа час ён з'яўляецца адным з найбольш небяспечных забруджвальнікаў атмасфернага паветра.

Аксід вугляроду(IV)



Мал. 98. Структурная формула і шарастрэжанёвая мадэль малекулы аксиду вугляроду(IV)



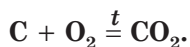
Мал. 99. «Сухі лёд»

З аксідам вугляроду(IV), або вуглякіслым газам CO_2 , вы ўжо знаёмы. Структурная формула і мадэль малекулы гэтага аксиду паказаны на малюнку 98. У аксідзе вугляроду(IV) атам вугляроду звязаны з кожным з атамаў кіслароду падвойнай кавалентнай сувяззю. Валентнасць атама вугляроду ў аксідзе вугляроду(IV) роўна IV, а ступень акіслення складае +4. Малекула CO_2 мае лінейную будову.

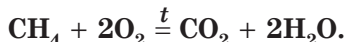
Паколькі малярная маса CO_2 роўна 44 г/моль, а малярная маса паветра складае 29 г/моль, вуглякіслы газ прыкладна ў 1,5 раза цяжэйшы за паветра. Гэты аксід вугляроду не падтрымлівае дыханне, таму ў яго атмасферы жывёлы і чалавек гінуць ад адсутнасці кіслароду.

Пры астуджэнні або пры павышаным ціску вуглякіслы газ цвярдзее, утвараючы «сухі лёд» — белае крышталічнае рэчыва, якое нагадвае снег (мал. 99).

Вуглякіслы газ можа быць атрыманы пры ўзаемадзеянні вугляроду з кіслародам пры награванні:



Вуглякіслы газ утвараецца пры дыханні жывых арганізмаў і гніенні іх астаткаў, пры спальванні вугалю і розных арганічных рэчываў, напрыклад пры згаранні метану — асноўнага складаемага прыроднага газу:



Рэакцыя суправаджаецца вылучэннем вялікай колькасці цяпла, таму спальванне прыроднага газу, а таксама вугалю і іншых арганічных рэчываў выкарыстоўваюць для атрымання цеплавой энергіі.

У прамысловасці аксід вугляроду(IV) атрымліваюць абпалам вапняку CaCO_3 пры тэмпературы вышэй за 900°C :



У лабараторыі яго можна атрымаць дзеяннем кіслот на карбанаты, напрыклад на карбанат кальцыю CaCO_3 (мал. 100):

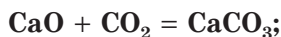


Вуглякіслы газ з'яўляецца кіслотным аксідам, ён нязначна раствараецца ў вадзе, утвараючы пры гэтым слабую вугальную кіслату:

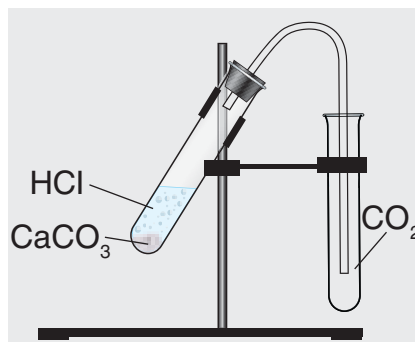
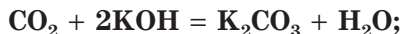


Менавіта гэтым абумоўлены кіслы смак газіраваных і некаторых мінеральных вод.

З асноўнымі аксідамі CO_2 утварае сярэднія солі вугальнай кіслаты — карбанаты:



а ў рэакцыях са шчолачамі магчыма ўтварэнне карбанатаў і кіслых солей — гідракарбанатаў:



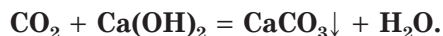
Мал. 100. Атрыманне вуглякіслага газу ў лабараторыі



Мал. 101. Узаемадзеянне вуглякіслага газу з раствором гідраксиду кальцыю

Аксід вугляроду(IV) не гарыць і не падтрымлівае гарэнне: запаленая лучынка, унесена ў вуглякіслы газ, згасае.

Пры прапусканні CO_2 праз раствор гідраксиду кальцыю (вапнавую ваду) раствор мутнее і выпадае асадак карбонату кальцыю (мал. 101):



Гэта рэакцыя з'яўляецца якаснай рэакцыяй на вуглякіслы газ.

Прымяненне вуглякіслага газу

Практычнае прымяненне CO_2 заснавана на яго ўласцівасцях. Паколькі гэты аксід вугляроду не падтрымлівае гарэнне, для тушэння пажараў выкарыстоўваюць спецыяльныя вуглекіслотныя вогнетушыцелі. У атмасферы CO_2 захоўваюць розныя прадукты харчавання, яго выкарыстоўваюць таксама для газіравання вады і ў якасці харчовай дабаўкі E290. Вуглякіслы газ уваходзіць у склад прыродных мінеральных вод розных крыніц. Павелічэнне канцэнтрацыі CO_2 у паветры цяпліц паскарае паспяванне ранняй гародніны. Спрэсаваны цвёрды CO_2 (сухі лёд) выкарыстоўваецца як астуджальны сродак для захоўвання скораспелых прадуктаў, напрыклад марожанага. Акрамя таго, вуглякіслы газ знаходзіць прымяненне ў вытворчасці соды, цукру, выкарыстоўваецца ў газавых лазерах.

У аздраўленчых цэнтрах Беларусі пры захворваннях сардэчна-судзістай сістэмы і апорна-рухальнага апарата выкарыстоўваюцца сухія вуглекіслотныя ванны, якія ўяўляюць сабой спецыяльныя камеры, дзе цела пацыента апрацоўваецца ўвільготненым падагрэтым вуглякіслым газам неабходнай канцэнтрацыі.

Вуглярод утварае з кіслародам аксід вугляроду(II), або чадны газ CO, і аксід вугляроду(IV), або вуглякіслы газ CO₂.

Аксід вугляроду(II) — несолейтваральны аксід.

Для аксиду вугляроду(II) характэрны аднаўленчыя ўласцівасці.

Аксід вугляроду(IV) — вуглякіслы газ — з'яўляецца кіслотным аксідам. Пры растварэнні ў вадзе ён утварае слабую вугальную кіслату.

Вуглякіслы газ узаемадзеючы з асноўнымі аксідамі і з асновамі.

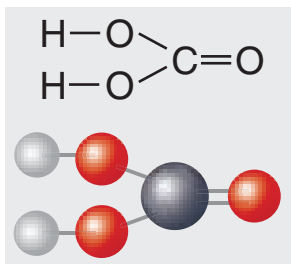
Пытанні і заданні

1. Вуглякіслы газ лягчэйшы ці цяжэйшы за паветра? Разлічыце, у колькі разоў.
2. Выкарыстаўшы тэкст параграфа, складзіце табліцу, у якой будуць прыведзены фізічныя і хімічныя ўласцівасці аксідаў вугляроду. Запішыце адпаведныя ўраўненні хімічных рэакцый.
3. Запішыце ўраўненні рэакцый вуглякіслага газу з аксідам барыю і гідраксідам барыю. Якія ўласцівасці аксіду вугляроду(IV) пры гэтым праяўляюцца?
4. Як можна эксперыментальна даказаць, што пры гарэнні арганічных рэчываў утвараюцца вуглякіслы газ і вада?
5. Легкавы аўтамабіль забруджвае паветра шкоднымі выкідамі: на кожныя 10 км шляху з яго выхляпнымі газамі ў атмасферу трапляе 7 моль аксіду вугляроду(II). Якая маса чаднага газу трапляе ў атмасферу пры паездцы аднаго аўтамабіля на адлегласць 80 км?
6. Разлічыце хімічную колькасць кіслароду, які неабходна ўзяць для ператварэння чаднага газу масай 104 г у вуглякіслы газ.
7. Лясы не выпадкова называюць лёгкамі планеты. Яны з'яўляюцца найважнейшым нацыянальным багаццем Рэспублікі Беларусь. Вядома, што 1 м² паверхні зялёных раслін паглынае за суткі вуглякіслы газ масай 5 г. З мэтай аднаўлення гэтага ўнікальнага прыроднага рэсурсу ў нашай краіне штогод праводзяцца акцыі па пасадцы дрэў і тыдні лесу. У 2024 годзе такая акцыя праходзіла пад лозунгам «Дай лесу новае жыццё!». Падлічыце паверхню лісця, якая неабходна для паглынання CO₂, які выдыхаецца чалавекам за суткі, калі за адну гадзіну чалавек выдыхае вуглякіслы газ аб'ёмам 25 дм³ (н. у.).
8. У выніку прапускання сумесі вуглякіслага і чаднага газаў аб'ёмам 6,72 дм³ (н. у.) праз раствор лішку гідраксіду калію маса раствору павялічылася на 8,8 г. Вылічыце аб'ёмную долю чаднага газу ў сумесі.

Рыхтуемся да алімпіяд

1. Газ А рэагуе з газам В у суадносіне 1 : 2 з утварэннем белага крышталічнага рэчыва С. Пры растварэнні С у вадзе ўтвараецца рэчыва D. Узаемадзеянне раствору 1,00 г D з лішкам воднага раствору BaCl₂ прыводзіць да выпадзення 2,05 г белага асадку E, які пры дзеянні HCl раствараецца з вылучэннем газу А. Вызначыце рэчывы А, В, С, D і E.

§ 36. Вугальная кіслата і яе солі



Мал. 102. Структурная формула і шарастрыжэнная мадэль малекулы вугальнай кіслаты

У малекуле вугальнай кіслаты H_2CO_3 атам вугляроду злучаны з трыма атамамі кіслароду адной падвойнай сувяззю $\text{C}=\text{O}$ і дзвюма адзінарнымі сувязямі $\text{C}-\text{O}$. Структурная формула і мадэль малекулы вугальнай кіслаты паказаны на малюнку 102.

Вугальная кіслата H_2CO_3 утвараецца пры растварэнні вуглякіслага газу ў вадзе. Гэта кіслата існуе толькі ў растворах, а пры спробах вылучыць яе з раствора яна практычна цалкам раскладаецца на вуглякіслы газ і ваду:



Вугальная кіслата з'яўляецца слабай двухасноўнай кіслатой, у водным растворе дысацыіруе ступеньчата. На першай ступені дысацыяцыі ўтвараюцца іоны вадароду H^+ і гідракарбанат-іоны HCO_3^- :



Солі, якія змяшчаюць такія кіслотны астатак, называюцца гідракарбанатамі.

На другой ступені гідракарбанат-іоны дысацыіруюць з утварэннем іонаў вадароду і карбанат-іонаў CO_3^{2-} :



Солі, якія змяшчаюць карбанат-іоны, з'яўляюцца сярэднімі і называюцца карбанатамі.

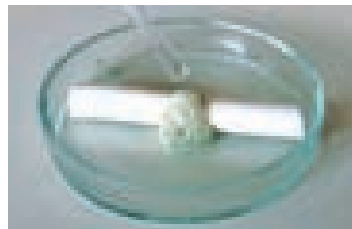
Хімічныя ўласцівасці солей вугальнай кіслаты

Кіслыя і сярэднія солі вугальнай кіслаты, акрамя карбанатаў большасці шчолачных металаў, пры награванні раскладаюцца з вылучэннем вуглякіслага газу:



Рэакцыю раскладання гідракарбанату натрыю выкарыстоўваюць у хлеба-пякарнай прамысловасці, дадаючы гэта рэчыва ў цеста. Пры награванні цеста напаўняецца бурбалкамі вуглякіслага газу, і выпечаны з яго прадукт становіцца сіватым і мяккім.

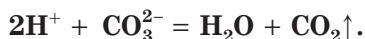
Карбанаты і гідракарбанаты як солі вельмі слабай кіслаты ўзаемадзейнічаюць з усімі больш моцнымі кіслотамі з вылучэннем вуглякіслага газу. Калі капнуць на кавалачак мелу, які ўяўляе сабой карбанат кальцыю, салянай кіслотой, то назіраецца характэрнае закіпанне з-за бурнага вылучэння вуглякіслага газу (мал. 103):



Мал. 103. Дзеянне салянай кіслаты на карбанат кальцыю

Такое выпрабаванне можна праводзіць і з цвёрдымі карбанатамі, і з іх растворамі. Прыведзеную рэакцыю разглядаюць як яасную рэакцыю для вызначэння карбанат-іонаў. Прымета працякання рэакцыі — вылучэнне вуглякіслага газу.

Для растваральных карбанатаў ураўненне яаснай рэакцыі на іоны CO_3^{2-} можна запісаць у скарачанай іоннай форме:



Здольнасць карбанатаў нейтралізаваць растворы кіслот знаходзіць прымяненне на практыцы. У лабараторыі разлітую на стол кіслату рэкамендуецца неадкладна засыпаць парашком карбанату натрыю Na_2CO_3 . У сельскай гаспадарцы з дапамогай вапняку CaCO_3 і даламітавай мукі, якая ўяўляе сабой здробнены прыродны мінерал даламіт $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$, «вапнуюць» кіслыя глебы, г. зн. глебы ў якіх утрыманне кіслот занадта вялікае і шкодна дзейнічае на развіццё раслін.

Лабараторны дослед 4

Яасная рэакцыя на карбанат-іоны

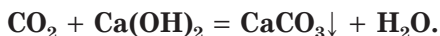
Вывяўленне солей вугальнай кіслаты мае вялікае практычнае значэнне. У геалогіі гэта рэакцыя дае магчымасць адрозніць граніт ад мармуру, вапняк ад гіпсу, у будаўніцтве — мел ад вапны, а ў быце — соду ад кухоннай солі і інш.

Вам выдадзены дзве прабіркi. У першай з iх знаходзіцца невялікая колькасць карбанату натрыю, у другой — столькі ж карбанату кальцыю. Прыліце ў кожную прабірку па 1 см³ вады. Звярніце ўвагу на рэакцыю карбанатаў з вадой. Затым у кожную прабірку дадайце па 1–2 см³ салянай кіслаты. Што пры гэтым назіраецца? Запішыце ўраўненні адпаведных рэакцый у малекулярнай і скарачанай іоннай формах. Ці мае значэнне растваральнасць карбанатаў у вадзе для рэакцыі з мацнейшай салянай кіслатой?

Зрабіце высновы з праведзенай работы. Якой іншай кіслатой вы маглі б скарыстацца для правядзення гэтай рэакцыі?

Ператварэнні карбанатаў і гідракарбанатаў

Калі прапусціць вуглякіслы газ праз раствор гідраксиду кальцыю (гл. мал. 101, с. 178), то будзе назірацца памутненне раствору за кошт выпадзення асадку:



Пры далейшым прапусканні вуглякіслага газу вадкасць зноў стане празрыстай, карбанат кальцыю ператворыцца ў растваральны гідракарбанат:



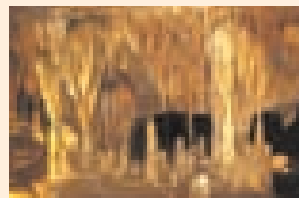
Пры награванні растваральны гідракарбанат кальцыю ператвараецца ў карбанат:



Гідракарбанаты можна пераводзіць у карбанаты таксама дзеяннем лішку шчолачы:



Асноўным кампанентам горных парод — вапняку, мелу і мармуру — з'яўляецца карбанат кальцыю CaCO_3 . У прыродных умовах ён увесь час узаемадзейнічае з вадой і вуглякіслым газам і ператвараецца ў растваральны гідракарбанат, які назапашваецца ў вадзе. За кошт гэтага названыя горныя пароды паступова раствараюцца, і ў зямной кары з'яўляюцца велізарныя поласці, пячоры. У іх з прыроднай вады, якая змяшчае значныя колькасці $\text{Ca(HCO}_3)_2$, у выніку яе выпарэння зноў вылучаецца нерастваральны CaCO_3 . Яго адклады ўтвараюць сталактыты і сталагміты.



Паняцце аб жорсткасці вады

Прыродная вада, якая змяшчае раствораныя гідракарбанаты кальцыю і магнію, валодае так званай жорсткасцю. Жорсткая вада малапрыдатная для прамысловых і бытавых патрэб. У ёй дрэнна мыліцца мыла, дрэнна мыецца бялізна, слаба разварваецца гародніна. Выкарыстанне жорсткай вады прыводзіць да ўтварэння шчыльнага шэрага налёту (накіпу) на сценах катлоў, труб паравога ацяплення, дамашніх чайнікаў, на награвальных элементах пральных машын. Гэта прыводзіць да заўчаснага зношвання і псавання абсталявання. У той жа час пітная вада з невысокай жорсткасцю з'яўляецца прыроднай крыніцай солей кальцыю і магнію, якія адыгрываюць важную ролю ў рабоце сардэчна-сасудзістай і імуннай сістэм арганізма чалавека, у росце і стане касцей, зубоў, пазногцяў і валос.

Прымяненне вугальнай кіслаты і яе солей

Вугальная кіслата і яе солі, якія выкарыстоўваюцца ў харчовай прамысловасці, цалкам бяспечныя для арганізма чалавека. З адкрыццём гэтай кіслаты з'явілася магчымасць вырабляць разнастайныя шпучыя напоі, уключаючы газіраваную пітную і мінеральную ваду.

Адной з найбольш шырока прымяняемых солей вугальнай кіслаты з'яўляецца карбанат натрыю. Ён вядомы пад назвамі кальцыніраванай соды Na_2CO_3 і крышталічнай соды $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

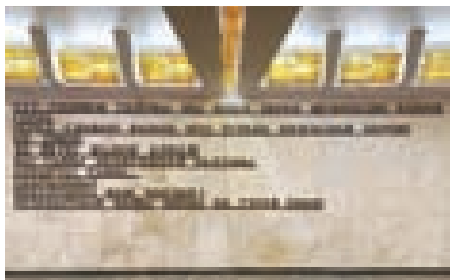


Назва «кальцыніраваная сода» паказвае на спосаб атрымання бязводнага карбанату натрыю шляхам гартавання крышталічнай соды, па латыні — кальцынацыі. Крышталічная сода ўтвараецца пры крышталізацыі солі з водных раствораў і змяшчае ваду ў сваім саставе.

Кальцыніраваную і крышталічную соду ўжываюць пры вытворчасці мыла, шкла, для атрымання неарганічных фарбавальнікаў, у вытворчасці алюмінію і многіх іншых прадуктаў.

Кіслую соль — гідракарбанат натрыю NaHCO_3 — называюць пітной содай. Пітную соду ўжываюць у быце і харчовай прамысловасці.

Карбанат кальцыю CaCO_3 сустракаецца ў прыродзе ў выглядзе мармуру, вапняку, мелу. Мармур і вапняк ужываюцца ў будаўніцтве як матэрыялы для абліцоўкі. Аздабленне мармурам выкарыстоўвалі пры будаўніцтве станцый Мінскага метрапалітэна «Маскоўская», «Акадэмія



Мал. 104. Станцыя Мінскага метрапалітэна «Плошча Перамогі»

навук», «Плошча Якуба Коласа», «Плошча Перамогі», «Кастрычніцкая», «Плошча Леніна» і інш. (мал. 104).

Вапняк выкарыстоўваюць для атрымання вапны, яго ўносяць у глебу для паніжэння кіслотнасці. Мел выкарыстоўваюць для пабелкі, а таксама ў шкляной, гумавай і іншых галінах прамысловасці.

Шырокае распаўсюджанне атрымаў карбанат літыю, які ўжываецца ў вытворчасці керамічных вырабаў, у шклаварэнні, у якасці дабаўкі ў паліва для рэактыўных рухавікоў, пры вытворчасці акумулятараў новага пакалення.

Слабая вугальная кіслата H_2CO_3 утвараецца пры растварэнні вуглякіслага газу ў вадзе.

Вугальная кіслата ўтварае два шэрагі солей: кіслыя — гідракарбанаты і сярэднія — карбанаты.

Карбанаты і гідракарбанаты здольны да ўзаемаператварэнняў.

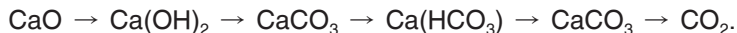
Карбанаты як солі слабай кіслаты ўзаемадзейнічаюць з усімі больш моцнымі кіслотамі з вылучэннем вуглякіслага газу.

Солі вугальнай кіслаты, акрамя карбанатаў большасці шчолачных металаў, пры награванні раскладаюцца з вылучэннем вуглякіслага газу.

Пытанні і заданні

1. Як змяняецца афарбоўка лакмусу ў растворы вугальнай кіслаты?
2. Якая рэакцыя з'яўляецца якаснай на карбанат-іоны?
3. Вядома, што для пошуку мармуру, вапняку, мелу геалагі выкарыстоўваюць саляную кіслату. Растлумачце чаму.
4. З якімі з пералічаных рэчываў рэагуе карбанат калію: саляная кіслата, сульфат барыю, нітрат кальцыю, брамід натрыю? Складзіце ўраўненні магчымых рэакцый.
5. Складзіце ў малекулярнай форме ўраўненні рэакцый, выражаных наступнымі ўраўненнямі ў іоннай форме:
 - а) $Ca^{2+} + CO_3^{2-} = CaCO_3$;
 - б) $2H^+ + CO_3^{2-} = CO_2 \uparrow + H_2O$.

6. Якія два шэрагі солей вугальнай кіслаты вы ведаеце? Што адбываецца з карбанатамі і гідракарбанатамі пры награванні?
7. Да карбанату кальцыю масай 10 г прылілі раствор, які змяшчае 0,2 моль HCl . Запішыце ўраўненне рэакцыі. Вызначыце аб'ём (н. у.) вуглякіслага газу, які вылучыўся.
8. Складзіце ўраўненні рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:



Рыхтуемся да алімпіяд

1. Сумесь карбанату і гідракарбанату натрыю масай 13,9 г апрацавалі сяляннай кіслотой. Газ, які вылучыўся, прапусцілі праз раствор аб'ёмам 150 см^3 , які змяшчае гідроксід барыю хімічнай колькасцю 0,225 моль. Лішак раствору гідроксиду барыю addзялілі ад асадку і дадалі да яго серную кіслату для поўнай нейтралізацыі асновы. Асадок прамылі і высушылі. Яго маса аказалася роўнай 17,5 г. Вылічыце масавыя долі карбанату і гідракарбанату натрыю ў зыходнай сумесі.



Дамашні эксперымент

Праверка якасці мёду

Часам для павелічэння масы мёду нядобрасумленныя вытворцы дадаюць у яго мел. Для праверкі наяўнасці мелу ў мёдзе растварыце невялікую колькасць мёду ў дыстыляванай (можна ў кіпячонай) вадзе, прыліце да раствору чайную лыжку сталовага воцату (раствору воцатнай кіслаты). Вылучэнне бурбалак газу будзе сведчыць аб прысутнасці мелу — карбанату кальцыю.

§ 37. Крэ́мній — хімічны элемент і простае рэчыва

У перыядычнай сістэме хімічных элементаў крэ́мній **Si** размешчаны ў 3-м перыядзе ў IVA-групе. Чым жа ён адрозніваецца ад вугляроду? Пазнаёмімся з гэтым хімічным элементам і ўласцівасцямі ўтвараемага ім простага рэчыва.



Лацінская назва крэ́мнію *сіліцыум* бярэ свой пачатак ад слова *silix* — *крэмень*. Беларуская назва паходзіць ад грэчаскага *kremnos* — *уцёс, скала*.

Знаходжанне крэмнію ў прыродзе

Крэмній — другі па распаўсюджанасці (пасля кіслароду) элемент зямной кары. У адрозненне ад вугляроду, у свабодным стане крэмній у прыродзе не сустракаецца. Найбольш распаўсюджанымі яго злучэннямі з'яўляюцца аксід крэмнію(IV) SiO_2 (крэменязём, кварц, пясок) і солі крэмніевых кіслот — сілікаты.



У саставе сілікатаў часта сустракаецца трэці па распаўсюджанасці ў зямной кары (пасля кіслароду і крэмнію) элемент — алюміній. У гэтым выпадку яны называюцца алюмасілікатамі.

Крэмній — адзін з самых распаўсюджаных элементаў Сусвету. Асноўны кампанент марсіянскай глебы — крэменязём SiO_2 , а ў месячным грунце на долю гэтага рэчыва прыходзіцца 41 %. Сілікаты металаў выяўлены на Венеры і іншых планетах. Крэмній знойдзены таксама на Сонцы і іншых зорках. Ён з'яўляецца галоўнай складаемай часткай адной з разнавіднасцей метэарытаў, якія называюцца аэралітамі.

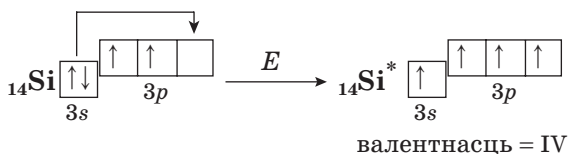
Крэмній з'яўляецца элементам, важным для нармальнага развіцця ўсіх жывых арганізмаў. Павышаным утрыманнем крэмнію характарызуюцца дыятамітавае багавінне, радзялярыі, губкі, а таксама хвашчы і злакі.



Лісце крапівы пакрыта калючымі валасінкамі з чыстага аксіду крэмнію(IV), якія ўяўляюць сабой полыя трубачкі даўжынёй 1–2 мм. У іх знаходзіцца вадкасць, якая змяшчае мурашыную кіслату. Пры лёгкім дакрананні лісцем крапівы да цела валасінкі пранікаюць скрозь скуру і кіслата трапляе ўнутр, выклікаючы пякоту. Калі расліну схопіць хутка, то крохкія валасінкі абломваюцца і паленне не адчуваецца.

Будова атама крэмнію

Электронная канфігурацыя атама крэмнію — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$, а яго электронна-графічныя схемы ў асноўным і ўзбуджаным станах маюць выгляд:



Гэтак жа як і ў атама вугляроду, у атама крэ́мнію на знешнім энергетычным узроўні знаходзіцца 4 электроны і да яго завяршэння не хапае таксама чатырох электронаў. Таму ў сваіх злучэннях крэ́мній праяўляе валентнасць IV, адмоўную ступень акіслення, роўную -4 , напрыклад у сіліцыдзе ма́гнію $\text{Mg}_2\text{Si}^{-4}$, і дадатную ступень акіслення $+4$, напрыклад у аксідзе SiO_2^{+4} .

Будова і фізічныя ўласцівасці простага рэчыва

Крышталічны крэ́мній — рэчыва немалекулярнай будовы, валодае шэра-сталым колерам і металічным бляскам. Яго структура аналагічна структуры алмазу, паказанай на малюнку 93 (с. 171). Паколькі атам крэ́мнію мае некалькі большы радыус, чым атам вугляроду, то ў крышталі крэ́мнію атамы больш аддалены адзін ад аднаго, чым у крышталі алмазу. Гэта крыху аслабляе сувязі паміж імі і прыводзіць да з'яўлення невялікай колькасці свабодных электронаў, за кошт якіх крэ́мній праводзіць электрычны ток і валодае паўправадніковымі ўласцівасцямі.

Электраправоднасць крэ́мнію нарастае пры награванні ці асвятленні. Менавіта таму ён выкарыстоўваецца ў паўправадніковай тэхніцы, у тым ліку для пераўтварэння энергіі сонечнага выпраменьвання ў электрычную энергію ў сонечных батарэях. У Рэспубліцы Беларусь такія батарэі працуюць на сонечных электрастанцыях (мал. 105), прымяняюцца ў якасці аўтаномных крыніц энергіі пры падсвятленні дарожных знакаў, камер відэааналізавання і інш.



Мал. 105. Брагінская сонечная электрастанцыя

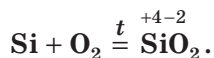


У цяперашні час атрымліваюць крэ́мній 99,9999999 %-най чысціні. Гэта азначае, што сярод мільярда атамаў крэ́мнію можа быць толькі адзін атам іншага элемента. Такі крэ́мній выкарыстоўваецца ў электроннай прамысловасці.

Хімічныя ўласцівасці крэмнію

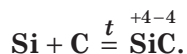
Гэтак жа як і вуглярод, крэмній рэагуе з іншымі рэчывамі, як правіла, пры награванні.

Узаемадзейнічаючы з атамамі больш электраадмоўных элементаў, атамы крэмнію могуць аддаваць электроны (акісляцца), набываючы дадатныя ступені акіслення:



Пры гэтым простае рэчыва крэмній праяўляе аднаўленчыя ўласцівасці.

Пры вельмі высокіх тэмпературах крэмній узаемадзейнічае з вугляродам, утвараючы карбід крэмнію (карбарунд):



У гэтай рэакцыі крэмній выступае ў якасці адноўніка, а вуглярод — у якасці акісляльніка.

Прымяненне крэмнію

Мікрасхемы на аснове крэмнію (мал. 106) знаходзяць прымяненне ў камп'ютарах, мабільных тэлефонах, планшэтах, электронных кнігах і іншых электронных прыладах, якімі мы карыстаемся. Крэмній знаходзіць ужыванне ў металургіі ў якасці дабаўкі да сталі, у вытворчасці сплаваў, у сонечных батарэях.



Мал. 106. Выраб электроннай прамысловасці

Структура простага рэчыва крэмнію аналагічная структуры алмазу.

Пры ўзаемадзеянні з кіслародам крэмній праяўляе аднаўленчыя ўласцівасці.

Пытанні і заданні

1. У выглядзе якіх злучэнняў крэмній сустракаецца ў прыродзе?
2. На якой фізічнай уласцівасці крэмнію заснавана яго прымяненне ў паўправадніковай тэхніцы?

3. Ахарактарызуйце крэмній, апісаўшы яго становішча ў перыядычнай сістэме (парадкавы нумар, група, перыяд) і будову атама (зарад ядра, колькасць энергетычных узроўняў, колькасць электронаў на знешнім энергетычным узроўні). Характарыстыкі запішыце ў выглядзе табліцы.
4. Звышчысты крэмній для паўправадніковай тэхнікі атрымліваюць шляхам ператварэння чыстага крэмнію спачатку ў хларыд крэмнію(IV), які затым аднаўляюць вадародам. Напішыце ўраўненні адпаведных рэакцый.
5. Складзіце два ўраўненні рэакцый, якія характарызуюць аднаўленчыя ўласцівасці крэмнію. Расстаўце каэфіцыенты метадам электроннага балансу. У кожнай з рэакцый назавіце акісляльнік.
6. Запішыце ўраўненне рэакцыі атрымання хрому з аксиду хрому(III) пры аднаўленні яго крэмніем. Разлічыце масу крэмнію, неабходнага для аднаўлення хрому з Cr_2O_3 масай 18 г.
7. Чалавеку ў дзень з ежай неабходна атрымліваць крэмній масай да 1 г. Разлічыце масу порцыі грэцкіх круп, якая змяшчае такую колькасць крэмнію, калі ў грэццы масай 100 г утрымліваецца крэмній масай 120 мг.
8. Склад палявога шпату выражаецца формулай $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$. Вылічыце масавую долю крэмнію ў палявым шпаце.

Рыхтуемса да алімпіяд

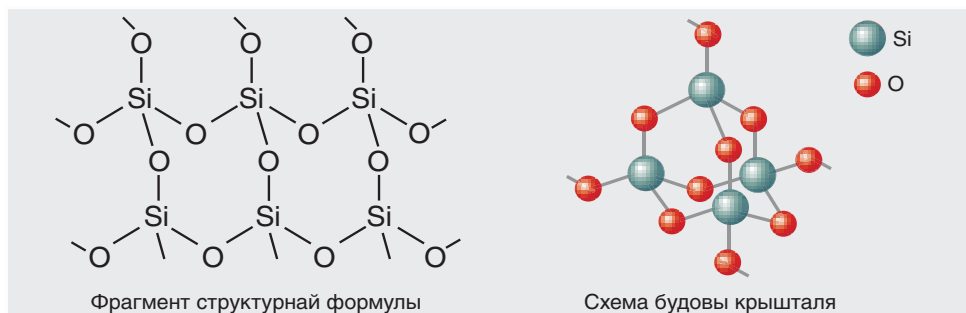
1. Крэмній масай 3,0 г, які змяшчае 5 % прымесей, змяшалі з парашком магнію масай 4,8 г і нагрэлі на паветры. Прадукт рэакцыі А апрацавалі халоднай вадой, пры гэтым утварыўся асадак Б і вылучыўся газ В. Асадак Б цалкам растварылі ў салянай кіслаце аб'ёмам 250 см³. Вызначыце малярную канцэнтрацыю рэчыва, якое ўтварылася ў атрыманым растворе, калі ўсе рэакцыі праходзілі колькасна.

§ 38. Акід крэмнію(IV). Крэмніевая кіслата і яе солі

Сярод кіслародзмяшчальных злучэнняў крэмнію найбольшае значэнне маюць акід крэмнію(IV), крэмніевая кіслата і яе солі — сілікаты.

Акід крэмнію(IV)

Акід крэмнію(IV) уяўляе сабой цвёрдае тугаплаўкае рэчыва, якое пераходзіць у вадкі стан пры тэмпературы 1713 °С. Высокая тэмпература плаўлення гэтага рэчыва сведчыць аб тым, што яно мае немалекулярную будову. У гэтым злучэнні атамы крэмнію і кіслароду звязаны паміж сабой кавалентнымі сувязямі: вакол кожнага атама крэмнію



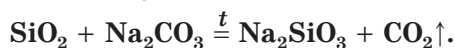
Мал. 107. Акід крэ́нню(IV)

размяшчаецца чатыры атамы кіслароду, кожны з якіх злучаецца з двума атамамі крэ́нню (мал. 107).

У крышталі акіду крэ́нню(IV) няма асобных малекул SiO_2 , але яго можна ўмоўна падзяліць на формульныя адзінкі — групы атамаў, у кожнай з якіх ёсць адзін атам **Si** і два атамы **O**.

У прыродзе акід крэ́нню(IV) утварае рачны пясок, горны хрусталь і распаўсюджаны на тэрыторыі Беларусі крэмень. Часта ў прыродзе мінералы на аснове SiO_2 утрымліваюць прымесь акідаў жалеза, алюмінію, хрому і іншых элементаў, якія надаюць ім пэўную афарбоўку. Яны выкарыстоўваюцца ў якасці вырабных і напайкашчотных камянёў (напрыклад, яшма, агат, цытрын, аметыст і інш.).

Акід крэ́нню(IV) — хімічна неактыўнае рэчыва. Ён не раствараецца ў вадзе і не ўзаемадзейнічае з ёй. Але як кіслотны акід SiO_2 рэагуе з асноўнымі акідамі, шчолачамі і некаторымі солямі, напрыклад карбонатамі, пры награванні ці плаўленні з утварэннем солей слабай крэ́нневай кіслаты — сілікатаў:



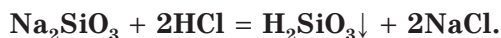
Празрыстыя і бясколernesныя крышталі чыстага акіду крэ́нню(IV) выкарыстоўваюцца для вырабу розных аптычных прыбораў. З расплаўленага SiO_2 вырабляюць так званае кварцавае шкло. Яно вытрымлівае награванне да 1200°C і ўстойлівае да рэзкага перападу тэмператур. Паколькі кварцавае шкло прапускае ўльтрафіялетавыя прамяні, яго выкарыстоўваюць у вытворчасці медыцынскай, навуковай і прамысловай апаратуры.

Крэмніевая кіслата

Акісід крэмнію(IV) адпавядае двухасноўная крэмніевая кіслата H_2SiO_3 , якая адносіцца да слабых кіслот, яна слабейшая за вугальную кіслату.

Крэмніевую кіслату атрымліваюць, дзейнічаючы больш моцнымі кіслотамі на растворы яе солей — сілікатаў. Пры гэтым утвараецца сцюдзёністы асадок, які змяшчае крэмніевую кіслату і ваду (мал. 108).

Крэмніевая кіслата мае складаны са-стаў, які ўмоўна можна выразіць прастай формулай H_2SiO_3 :



Крэмніевая кіслата мала раствараецца ў вадзе. Яна з'яўляецца нестабільным злучэннем: пры нагрavanні або працяглым захоўванні паступова раскладаецца на ваду і аксід крэмнію(IV):



Мал. 108. Утварэнне крэмніевай кіслаты

Пры абязводжванні асадку крэмніевай кіслаты ўтвараецца сітаваты аморфны аксід крэмнію(IV) — сілікагель. Ён мае развітую паверхню, таму выдатна паглынае вільгаць. Гранулы сілікагелю змяшчаюць у рознае абсталяванне, прыборы, вырабы са скуры, выкарыстоўваюць як напаўняльнік для кацінага туалета для паглынання вільгаці і пахаў. У хімічных лабараторыях сілікагель ужываюць для асушэння газаў.

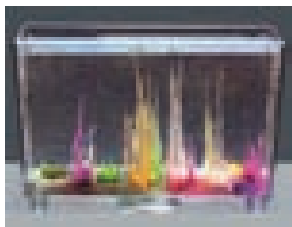
Крэмніевая кіслата не праяўляе большасці ўласцівасцей, характэрных для кіслот. Будучы нерастваральнай у вадзе, яна не дзейнічае на індыкатары, не рэагуе з металамі, многімі асноўнымі аксідамі, нерастваральнымі асновамі, солямі, але ўзаемадзейнічае са шчолачамі.

Солі крэмніевай кіслаты

Сярод солей крэмніевай кіслаты растваральныя толькі сілікаты шчолачных металаў. Сілікаты калію і натрыю называюць растваральным шклом, а іх канцэнтраваныя водныя растворы — вадкім шклом.



Мал. 109. Гарэнне паперы: 1 — чыстай, 2 — пакрытай сілікатным клеем



Мал. 110. «Сілікатны сад»

Раней вадкае шкло шырока выкарыстоўвалася ў якасці сілікатнага клею. Канцэнтраваны водны раствор сілікату натрыю ўжываецца для прамочвання драўляных вырабаў і тканін з мэтай надання ім вогнетрывалых уласцівасцей. Прыгатуем дзве аднолькавыя палоскі паперы. Адну з іх пакрыем тонкім слоем вадкага шкла і высушым на паветры. Затым адначасова ўнясём палоскі ў полымя спіртоўкі (мал. 109). Што пры гэтым назіраецца?

Калі ў разбаўлены раствор сілікату натрыю змясціць некалькі крышталёў афарбаваных солей, то праз некаторы час у растворы з'явіцца доўгія каляровыя ніткі ў выглядзе галінак. Атрымліваецца «сілікатны сад» (мал. 110). З асаблівасцямі праходжання гэтага працэсу вы можаце пазнаёміцца, калі прачытаеце дадатковую літаратуру.

Прыродныя крэменязёмы, сілікаты і гліна з'яўляюцца сыравінай для сілікатнай прамысловасці.

Аксід крэмнію(IV) SiO_2 з'яўляецца кіслотным аксідам. Пры нагрыванні або плаўленні SiO_2 рэагуе з асноўнымі аксідамі, шчолачамі і некаторымі солямі.

Крэмніевую кіслату H_2SiO_3 можна атрымаць, дзейнічаючы больш моцнымі кіслотамі на растворы яе солей.

Солі крэмніевай кіслаты называюцца сілікатамі.

Пытанні і заданні

1. Якое з прыродных злучэнняў уяўляе сабой чысты акід крэмнію(IV)?
2. Пералічыце фізічныя ўласцівасці акіду крэмнію(IV). У чым заключаецца іх адрозненне ад фізічных уласцівасцей акіду вугляроду(IV)?
3. Апішыце хімічныя ўласцівасці крэмніевай кіслаты. У чым заключаецца падабенства і адрозненне крэмніевай і вугальнай кіслот?
4. Запішыце два ўраўненні рэакцый, з дапамогай якіх можна ператварыць акід крэмнію(IV) у растваральныя ў вадзе хімічныя злучэнні.
5. Пры абязводжванні крэмніевай кіслаты атрымалі акід крэмнію(IV) хімічнай колькасцю 1,25 моль. Чаму роўна маса вады, якая вылучылася пры гэтым?
6. Вызначыце масу салянай кіслаты з масавай доляй HCl, роўнай 20 %, якая прараэагуе з сілікатам натрыю хімічнай колькасцю 0,05 моль.
7. Распазнайце растворы солей сілікату калію і карбанату калію, выкарыстаўшы адзін рэактыў. Запішыце ўраўненні рэакцый у малекулярнай, поўнай і скарачанай іонных формах.
8. Складзіце ўраўненні рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:



Рыхтуемса да алімпіяд

1. Сумесь крэмнію з акідам крэмнію(IV) апрацавалі лішкам раствору гідраксіду натрыю, у выніку чаго вылучыўся газ аб'ёмам 6,72 дм³ (н. у.). З утворанага раствору вылучылі сілікат натрыю масай 25 г. Вызначыце масавую долю крэмнію ў зыходнай сумесі.



Дамашні эксперымент

Пакецікі з сілікагелем часта ляжаць у скрынках з абуткам або бытавымі прыборамі. Калі ў вас ёсць такі пакецік, то можаце зрабіць некалькі доследаў.

1. Наліце ў пластыкавую шклянку вады і дадайце туды крыху афарбаванай вадкасці (напрыклад, воднага раствору чарнічнага соку). Насыпце ў раствор сілікагель, змяшайце і вытрымайце некаторы час. Вадкасць страціць колер. Як вы думаеце чаму?

2. Вазьміце два аднолькавыя слоікі са шчыльнымі накрыўкамі. У кожны з іх змясціце крыху здробленага часнаку. У адзін са слоікаў дадайце сілікагель і закрыйце слоікі накрыўкамі. Праз 4–5 г параўнайце пах у абодвух слоіках.

§ 39. Будаўнічыя матэрыялы на аснове прыродных аксідаў і солей

Сучасная будаўнічая індустрыя выкарыстоўвае неарганічныя злучэнні ў самым разнастайным выглядзе: матэрыялы з сілікатных расплаваў (шкло), керамічныя вырабы, вяжучыя рэчывы. Асноўнай крыніцай сыравіны для вытворчасці будаўнічых матэрыялаў з’яўляюцца прыродныя злучэнні: пясок, вапняк, сілікаты, алюмасілікаты, гліна.



Найбуйнейшае ў Еўропе радовішча будаўнічага каменю знаходзіцца непадалёк ад горада Мікашэвічы ў Лунінецкім раёне Брэсцкай вобласці. Яго распрацоўкай займаецца рэспубліканскае ўнітарнае вытворчае прадпрыемства «Граніт». Штогод яно выпускае да 26 млн тон нярудных будаўнічых матэрыялаў, без якіх не абыходзіцца ні адна будоўля.

Керамічныя матэрыялы

Вытворчасць цэглы, чарапіцы, вогнетрывалых і абліцовачных матэрыялаў, ганчарных вырабаў бытавога і мастацкага прызначэння аб’ядноўвае керамічная прамысловасць. На малюнку 111 паказаны некаторыя ўзоры прадукцыі керамічнай прамысловасці.

Асноўнай сыравінай для вытворчасці керамікі служыць гліна, якая здольна ўтвараць з вадой пластычную масу. Вільготнай гліне можна надаць любую форму. Пры высокай тэмпературы яна незваротна цвярдзее, што і выкарыстоўваецца ў вытворчасці керамічных вырабаў. Пасля



абпалу керамічныя вырабы атрымліваюцца сітаватымі і водапранікальнымі. Таму кераміку часта пакрываюць глазурай — легкаплаўкімі сумесямі, якія пасля спецыяльнай тэрмічнай апрацоўкі ўтвараюць на паверхні вырабаў склопадобную масу.

Адным з найбуйнейшых у Еўропе вытворцаў керамічнай пліткі, керамічнага граніту, санітарнай керамікі і керамічнай цэглы з’яўляецца ААТ «Керамін», больш за 80 % выпускаемай прадукцыі якога наўпрост пастаўляецца ў замежныя краіны. Керамічныя вырабы будаўнічага прызначэння вырабля-

Мал. 111. Керамічныя матэрыялы і вырабы

юць таксама на ААТ «Кераміка» (Віцебск), ААТ «Бярозабудматэрыялы» і іншых камбінатах будаўнічых матэрыялаў, размешчаных па ўсёй тэрыторыі рэспублікі. Бытавыя керамічныя вырабы выпускаюць на ААТ «Белмастацкераміка», ААТ «Мастацкая кераміка», ААТ «Івянецкі завод мастацкай керамікі», ЗАТ «Добрушскі фарфоровы завод».



Беларуская кафля займае значнае месца ў беларускай народнай творчасці і з'яўляецца асаблівым унёскам у сусветнае дэкаратыўна-прыкладное мастацтва. Росквіт беларускай керамікі прыпадае на XVI ст. У гэты час цэнтрамі развіцця керамікі былі Полацк, Гродна, Мір, Віцебск. Майстры ўпрыгожвалі вырабы выявамі людзей і жывёл, фантастычных персанажаў, выкарыстоўвалі геаметрычныя малюнкi, лацінскія надпісы і кветкавыя арнаменты. На малюнку прадстаўлена кафля абліцоўвання Мірскага замка.



Вяжучыя будаўнічыя матэрыялы

Вяжучыя будаўнічыя матэрыялы ўяўляюць сабой рэчывы або сумесі рэчываў, здольныя пры змешванні з вадой утвараць глейкую масу, якая паступова цвярдзее.

Адным з прыкладаў вяжучых будаўнічых матэрыялаў з'яўляецца цэмент. Асноўная сыравіна для вытворчасці цэменту — вапняк і гліна, а таксама дабаўкі — шлак, жалезная руда і інш. Гэтыя рэчывы здрабняюць і старанна змешваюць, сумесь абпальваюць у печах. Утвораныя пасля абпалу рэчывы спякаюцца ў выглядзе асобных кавалкаў, якія затым размольваюць да парашку. Калі яго змяшаць з вадой, то ўтвараецца цестападобная маса, якая праз некаторы час цвярдзее. Гэта ўласцівасць цэменту і выкарыстоўваецца ў будаўнічай справе для змацавання, напрыклад, цэглы пры будаванні сцен. У Беларусі яго вырабляюць на некалькіх прадпрыемствах, найбуйнейшымі з якіх з'яўляюцца ААТ «Краснасельскбудматэрыялы» і ААТ «Крычаў-цэментнашыфер».

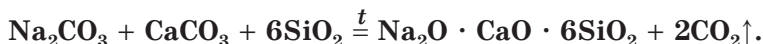
З сумесі цэменту, пяску і вады з дадаваннем дробнага друзу або жвіру атрымліваюць бетон. Калі ў бетон увесці каркас з жалезных стрыжняў, то атрымліваецца жалезабетон. Бетон і жалезабетон шырока ўжываюцца ў будаўніцтве. Увядзенне ў бетон хімічных рэчываў пэўнага складу дазваляе атрымліваць пенабетон, які адрозніваецца лёгкасцю, высокімі

цепла- і гукаізаляцыйнымі ўласцівасцямі. Найважнейшым адрозненнем бетону ад вапнавага раствору з'яўляецца тое, што пры яго зацвярдзенні адбываецца паглынне вады.

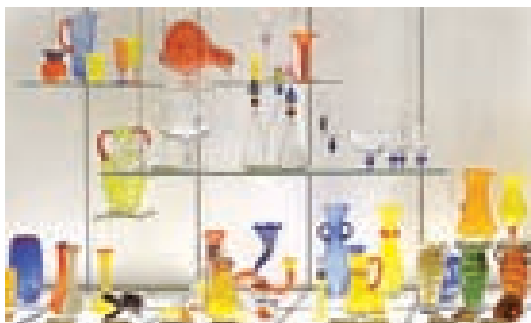
Шкло

Часцей за ўсё мы сутыкаемся са шклом, атрыманым на аснове розных сілікатаў, таму ў быце слова «шкло» ўжываецца для абазначэння менавіта сілікатнага шкла.

Шкло не з'яўляецца індывідуальным злучэннем, а ўяўляе сабой сплаў некалькіх рэчываў. Пры атрыманні шкла (як гавораць у прамысловасці, «пры варцы шкла») у якасці зыходных матэрыялаў выкарыстоўваюць пясок SiO_2 , кальцыніраваную соду Na_2CO_3 і мел (вапняк) CaCO_3 . Зыходную сумесь рэчываў нагрываюць да тэмпературы 800–1400 °C і атрымліваюць звычайнае аконнае шкло, склад якога можна ўмоўна апісаць формулай $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$:



Часта пры варцы шкла для надання яму спецыфічных уласцівасцей і афарбоўкі ў зыходную сумесь дадаюць розныя аксіды і солі. Так, напрыклад, дадаванне аксиду свінцу(II) PbO дазваляе атрымаць хрусталь — шкло, якое моцна праламляе прамяні святла і ўжываецца ў оптыцы для вырабу лінз, прызм, а таксама для вырабу хрустальнага посуду. Калі пры варцы шкла ў зыходную сумесь дадаць крыху аксиду кобальту(II) CoO , то шкло набывае сіні колер. Дадаванне аксиду марганцу(II) MnO забяспечвае фіялетавае колер шкла і г. д. (мал. 112).



Мал. 112. Прадукцыя з каляровага шкла ААТ «Шклозавод «Нёман»»

Акрамя прыгожага знешняга выгляду, шкло валодае нізкай цеплаправоднасцю, што дазваляе выкарыстоўваць яго ў вокнах будынкаў — інакш узімку ў дамах было б вельмі холадна. Высокая празрыстасць шкла забяспечвае праходжанне святла.

Шкло ўстойлівае да ўздзеяння вады і кіслот, у тым ліку вельмі агрэсіўных — канцэнтраваных селянай HCl , сернай H_2SO_4 і азотнай HNO_3 . Таму

шкло шырока выкарыстоўваюць для вырабу хімічнага посуду і розных прыбораў.

Расплаўленае шкло лёгка выцягваецца ў тонкія, доўгія ніткі, з якіх вырабляюць шклавату, шкловалакно і шклотканіны. Шклавата і шкловалакно выкарыстоўваюцца ў якасці гука- і цеплаізалятараў. Тканіны, вырабленыя са шкловалакна, валодаюць высокай хімічнай устойлівасцю, вогнеўстойлівасцю і электраізаляцыйнымі ўласцівасцямі. Найбуйнейшым вытворцам шкловалакна і прадукцыі на яго аснове на тэрыторыі Беларусі з'яўляецца ААТ «Полацк-Шкловалакно».

Шкло з'яўляецца экалагічна чыстым матэрыялам. Яно можа падвяргацца другаснай перапрацоўцы, не забруджваючы пры гэтым навакольнае асяроддзе.



Аскепкі шкла могуць стаць прычынай ранення чалавека і жывёл. Яны могуць таксама факсіраваць сонечныя прамяні, выклікаючы пажары. У прыродных умовах ад перападаў тэмператур шкло паступова разбураецца, аднак гэты працэс доўжыцца некалькі соцень гадоў. Таму бітае шкло нельга пакідаць на зямлі, яго трэба ўтылізаваць.

Сярод вытворцаў шкла і вырабаў з яго ў Рэспубліцы Беларусь найбольш вядомыя ААТ «Шклозавод “Нёман”», ВРУП «Барысаўскі хрустальны завод імя Ф. Э. Дзяржынскага», ААТ «Гомельшкло» і інш.

Асноўнай крыніцай сыравіны для вытворчасці будаўнічых матэрыялаў з'яўляюцца прыродныя злучэнні: пясок, гліна, вапняк, сілікаты і алюмасілікаты.

Да будаўнічых матэрыялаў адносяцца шкло, кераміка, вяжучыя матэрыялы.

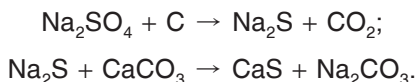
Пытанні і заданні

1. Якія прадпрыемствы керамічнай прамысловасці ў Беларусі вы ведаеце? Дзе яны размяшчаюцца?
2. Пералічыце вядомыя вам вяжучыя будаўнічыя матэрыялы. Выпішыце ў сшытак іх назвы.
3. Што такое цэмент, як яго атрымліваюць у прамысловасці і дзе ён выкарыстоўваецца?
4. Якія рэчывы служаць сыравінай для атрымання шкла? Паспрабуйце растлумачыць, чаму працэс атрымання шкла называюць «варкай».

5. Прывядзіце па адным прыкладзе вырабаў са шкла, у якіх выкарыстоўваюцца яго розныя ўласцівасці: хімічная стойкасць, празрыстасць, афарбоўка, лёгкасць вырабу складанай формы і інш.
6. Разлічыце хімічныя колькасці карбанату кальцыю і аксіду крэмнію(IV), неабходных для атрымання аконнага шкла складу $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$ масай 2 т.
7. Ведаючы склад аконнага шкла і яго шчыльнасць, роўную $2,5 \text{ г/см}^3$, разлічыце масу крэмнію, які змяшчаецца ў шкле памерам $200 \times 300 \times 0,8 \text{ см}$.
8. Разлічыце масу прыроднага вапняка, неабходнага для атрымання нягашанай вапны хімічнай колькасцю 5 моль, калі ўтрыманне карбанату кальцыю ў прыродным вапняку роўна 98 %.

Рыхтуемся да алімпіяд

1. У вытворчасці шкла кальцыніраваную соду часам замяняюць мірабілітам, які змяшчае дэкагідрат сульфату натрыю. Рэакцыя ідзе ў адпаведнасці са схемай:



Разлічыце масу мірабіліту, які змяшчае 89 % дэкагідрату сульфату натрыю, які спатрэбіцца для замены кальцыніраванай соды масай 42,4 кг. Які аб'ём (н. у.) вуглякіслага газу ўтвараецца ў гэтым працэсе?

Практычная работа 3

Рашэнне эксперыментальных задач па тэме «Неметалы»

Мэта работы: замацаваць веды аб хімічных уласцівасцях злучэнняў неметалаў, якасных рэакцыях на аніёны кіслот, спосабах атрымання неарганічных злучэнняў; развіваць уменне даследаваць уласцівасці рэчываў; аналізаваць вынікі хімічнага эксперыменту; рабіць высновы.

Абсталяванне і рэактывы: штатыў для прабірак, прабірка; пранумараваныя прабірка з растворамі рэчываў; спіртоўка; растворы індыкатараў, карбанату натрыю, сульфату натрыю, гідраксіду кальцыю, хларыду натрыю, хларыду барыю, нітрату серабра, сернай кіслаты, азотнай кіслаты; саляная кіслата.

Выконвайце правілы бяспечных паводзін!

Варыянт 1

Задача 1. Вызначыце пры дапамозе якасных рэакцый выдадзеныя вам у пранумараваных прабірках рэчывы: сульфат натрыю, карбанат на-

трыю. Складзіце ўраўненні адпаведных хімічных рэакцый у малекулярнай і іоннай формах.

Задача 2. Дакажыце, што ў хлоравадароднай кіслаце прысутнічаюць іоны вадароду і хларыд-іоны. Складзіце ўраўненні адпаведных хімічных рэакцый у малекулярнай і іоннай формах.

Задача 3. Ажыццявіце практычна хімічныя ператварэнні:



Складзіце ўраўненні адпаведных хімічных рэакцый у малекулярнай і іоннай формах.

Варыянт 2

Задача 1. Вызначыце пры дапамозе якасных рэакцый выдадзеныя вам у пранумараваных прабёрках рэчывы: карбанат натрыю, хларыд натрыю. Складзіце ўраўненні адпаведных хімічных рэакцый у малекулярнай і іоннай формах.

Задача 2. Дакажыце, што ў растворы сернай кіслаты змяшчаюцца іоны вадароду і сульфат-іоны. Складзіце ўраўненні адпаведных хімічных рэакцый у малекулярнай і іоннай формах.

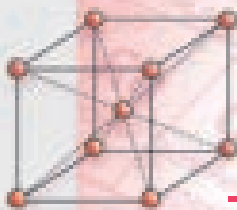
Задача 3. Ажыццявіце практычна хімічныя ператварэнні:



Складзіце ўраўненні адпаведных хімічных рэакцый у малекулярнай і іоннай формах.

4

Глава



МЕТАЛЫ

§ 40. Металы. Агульная характарыстыка элементаў

Нягледзячы на тое што металаў вядома шмат, у іх ёсць пэўнае падабенства. Яно праяўляецца ў становішчы элементаў металаў у перыядычнай сістэме, у будове іх атамаў, а таксама ва ўласцівасцях простых рэчываў. Пазнаёмімся з гэтымі агульнымі рысамі металаў бліжэй.

Становішча металаў у перыядычнай сістэме

Металы складаюць пераважную большасць вядомых хімічных элементаў — 95 са 118.

З элементаў А-груп перыядычнай сістэмы да металаў адносяцца ўсе элементы груп ІА (акрамя Н), груп ІІА, а таксама некаторыя элементы груп ІІІА–ІІА, размешчаныя злева ад ступеньчатай лініі, якая праходзіць ад бору В да аганесону Og (форзац 1). Агульная колькасць такіх элементаў металаў роўна 27. Яны прадстаўлены ў табліцы 19.

Табліца 19. Металы А-груп

Група	ІА	ІІА	ІІІА	ІІІІА	ІА	ІІА	ІІІА
Электронная канфігурацыя знешняга энергетычнага ўзроўню	ns^1	ns^2	ns^2np^1	ns^2np^2	ns^2np^3	ns^2np^4	ns^2np^5
Хімічныя элементы	Li, Na, K, Rb, Cs, Fr	Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra	Al, Ga, In, Tl, Nh	Ge, Sn, Pb, Fl	Sb, Bi, Mc	Po, Lv	Ts

Сямейству металаў належаць таксама ўсе элементы груп ІВ–ІІІВ перыядычнай сістэмы. Іх агульная колькасць роўна 68, і некаторыя з іх

вам добра знаёмы. Гэта, напрыклад, жалеза **Fe**, медзь **Cu**, ртуць **Hg**, цынк **Zn**, хром **Cr**, нікель **Ni**, золата **Au** і многія іншыя.

Няцяжка заўважыць, што металамі пачынаюцца ўсе перыяды перыядычнай сістэмы элементаў (акрамя першага).

Будова атамаў металаў

У атамах большасці металаў на знешніх энергетычных узроўнях змяшчаецца 1, 2 ці 3 электроны. Толькі ў некалькіх металаў гэты лік большы: у германію **Ge**, волава **Sn** і свінцу **Pb** — 4; у сурмы **Sb** і вісмуту **Bi** — 5; у палонію **Po** — 6 электронаў (табл. 19, с. 200).

З курса хіміі 8-га класа вы ўжо ведаеце, што ў перыядах элементаў у напрамку справа налева памеры атамаў павялічваюцца і сувязь валентных электронаў з ядрамі слабее. Паколькі ў перыядычнай сістэме металы знаходзяцца ў пачатку перыядаў, радыусы іх атамаў большыя, чым у неметалаў, якія завяршаюць гэтыя перыяды. Адпаведна, у атамах металаў электроны знешніх энергетычных узроўняў прыцягваюцца да ядзер слабей, чым у неметалаў. З прычыны гэтага атамы металаў Me^0 заўсёды аддаюць свае валентныя электроны іншым атамам і ператвараюцца ў дадатна зараджаныя іоны Me^{n+} :



Па гэтай прычыне для металаў у складаных рэчывах характэрны толькі дадатныя ступені акіслення.

Здольнасць атамаў (і простых рэчываў) металаў аддаваць электроны абумоўлівае іх металічныя ўласцівасці. Чым меншая колькасць электронаў на знешнім энергетычным узроўні і чым большы радыус атама металу, тым мацней выражаны яго металічныя ўласцівасці. Электраадмоўнасць атамаў металаў ніжэйшая, чым у неметалаў.

Металічная сувязь

У крышталі любога металу разам з яго катыёнамі Me^{n+} змяшчаюцца свабодныя электроны, якія аб'ядноўваюцца ў адно шматэлектроннае воблака. Яно ўмоўна называецца «электронным газам» і запаўняе сабой увесь крышталі. Сваім адмоўным зарадам свабодныя электроны кампенсуюць сілы электрастатычнага адштурхвання катыёнаў і ўтрымліваюць іх разам з атамамі, нібы цэментуючы метал. Так утвараецца асаблівая хімічная сувязь, якая называецца металічнай сувяззю. У адрозненне ад кавалентнай сувязі, якая ўзнікае паміж двума атамамі,

металічная сувязь утрымлівае разам адразу ўсе катыёны, што маюцца ў крышталі металу, г. зн. носіць асаблівы калектыўны характар.

Металічная сувязь — гэта сувязь паміж дадатна зараджанымі іонамі металаў з дапамогай абгульненых электронаў.

Металічная сувязь абумоўлівае найважнейшыя фізічныя ўласцівасці металаў — іх высокую электра- і цеплаправоднасць, металічны бляск, пластычнасць.

Знаходжанне металаў у прыродзе

У зямной кары прысутнічае каля 70 металаў з 95 вядомых. Іх агульная маса складае прыкладна 25 % ад масы цвёрдай абалонкі нашай планеты. Самым распаўсюджаным металам у ёй з'яўляецца алюміній.

Формы знаходжання металаў у прыродзе вызначаюцца хімічнай актыўнасцю іх простых рэчываў. Найбольш актыўныя металы, напрыклад **K, Na, Ca**, у прыродзе сустракаюцца толькі ў выглядзе складаных рэчываў, пераважна солей — хларыдаў, карбанатаў, сульфатаў, фасфатаў (**KCl, CaCO₃, Na₂SO₄ · 10H₂O, Ca₃(PO₄)₂**). Металы сярэдняй актыўнасці, напрыклад **Zn, Fe, Pb, Cu**, у прыродзе прадстаўлены таксама складанымі рэчывамі — пераважна аксідамі і сульфідамі (**ZnS, Fe₃O₄, PbS, Cr₂O₃**). Металы нізкай актыўнасці (**Cu, Ag, Au, Pt**) могуць сустракацца ў прыродзе ў свабодным стане, г. зн. у выглядзе простых рэчываў.

Практычна ўсе металы, якія сустракаюцца ў зямной кары, прысутнічаюць і ў арганізме чалавека. Яны ўдзельнічаюць у працэсах жыццядзейнасці і адыгрываюць вельмі важную ролю ў функцыянаванні розных сістэм арганізма.

Да металаў адносіцца большасць вядомых хімічных элементаў.

У табліцы перыядычнай сістэмы металы размешчаны злева ад ступеньчатай лініі, якая праходзіць ад бору В да аганесону Og.

У атамаў большасці металаў на знешнім энергетычным узроўні знаходзіцца ад аднаго да трох валентных электронаў.

Падчас хімічных рэакцый атамы металаў аддаюць валентныя электроны іншым атамам, ператвараючыся ў дадатна зараджаныя іоны — катыёны.

Хімічная сувязь у металах, якая ўзнікае за кошт абгульненых электронаў, называецца металічнай сувяззю.

Пытанні і заданні

1. Колькі з вядомых у цяперашні час хімічных элементаў адносіцца да металаў? Назавіце вядомыя вам металы і пералічыце галіны іх практычнага прымянення.
2. Дзе ў табліцы перыядычнай сістэмы элементаў размешчаны металы? З прыведзенага спіса выберыце хімічныя сімвалы элементаў металаў: Rb, Cl, Sr, As, Li, Ag, P, Si, Al, Pb, Mn, He, C, K.
3. Якія асаблівасці будовы маюць атамы металаў? У чым праяўляюцца металічныя ўласцівасці атамаў?
4. Запішыце электронныя канфігурацыі атамаў наступных элементаў: Be, Ar, F, S, Na. Якія з гэтых элементаў адносяцца да металаў? Чаму?
5. Чым адрозніваюцца атамы і катыёны металаў па электроннай будове? Пакажыце гэта на прыкладзе атамаў і катыёнаў: а) калію; б) алюмінію.
6. Паводле самых апошніх рэкамендацый Сусветнай арганізацыі аховы здароўя (САЗ), максімальная сутачная норма спажывання хларыду натрыю для дарослага чалавека складае 5 г. Разлічыце хімічную колькасць і масу іонаў натрыю, якія змяшчаюцца ў названай порцыі солі.
7. У выніку ўзаемадзеяння кальцыю з вадой вылучыўся вадарод аб'ёмам $3,36 \text{ дм}^3$ (н. у.). Разлічыце хімічную колькасць кальцыю, які прарэагаваў, і масу складанага рэчыва, што ўтварылася.
8. Ва ўзоры яловага попелу масавая доля карбанату калію роўна 24 %. Разлічыце масавую долю элемента калію ў гэтым попеле.

Рыхтуемся да алімпіяд

1. Узор невядомага металу масай 10,8 г спалілі ў кіслародзе і атрымалі аксід масай 20,4 г. Разлічыце хімічную колькасць згарэлага металу.

Тэма для праектнай дзейнасці

1. Сем металаў старажытнасці.

§ 41. Простыя рэчывы металы. Фізічныя ўласцівасці металаў. Сплавы металаў

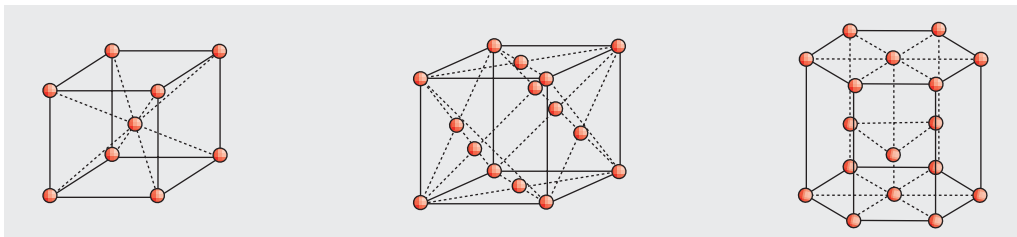
Атамы элементаў металаў злучаюцца адзін з адным, утвараючы простыя рэчывы металы. Яны называюцца гэтак жа, як і адпаведныя хімічныя элементы. Пры пакаёвай тэмпературы толькі адзін метал — ртуть Hg — з'яўляецца вадкасцю, а ўсе астатнія знаходзяцца ў цвёрдым аграгатным стане і маюць крышталічную будову.

Паколькі металы ўяўляюць сабой нелітучыя рэчывы, яны не маюць паху.



Вялікія крышталі металаў утвараюцца толькі пры вельмі павольным астуджэнні іх расплаваў. Часам для гэтага патрабуецца паступова паніжаць тэмпературу вадкага металу на працягу некалькіх месяцаў. Паколькі ў працэсе вытворчасці металаў іх расплавы даводзіцца астуджаць даволі хутка, замест вялікіх крышталёў утвараецца велізарная колькасць маленькіх крышталікаў, якія «зрастаюцца» адзін з адным, утвараючы кампактныя цвёрдыя целы. Па гэтай прычыне металы, якія мы сустракаем у быце, напрыклад жалеза і волава, з'яўляюцца полікрышталіамі (ад грэч. *poly* — шмат). Аб гэтым сведчыць, напрыклад, так званы «алавяны крык». Пры згінанні палачкі, вырабленай з волава, чуецца характэрны трэск, абумоўлены трэннем асобных крышталёў адзін аб адзін.

Мадэлямі будовы металічных крышталёў з'яўляюцца металічныя крышталічныя рашоткі (мал. 113). У іх вузлах знаходзяцца катыёны металаў, якія ўтрымліваюцца разам за кошт металічнай сувязі.



Мал. 113. Схемы крышталічных рашотак металаў

Паколькі металы падобныя паміж сабой па будове атамаў і па тыпе хімічнай сувязі, яны валодаюць шэрагам агульных фізічных уласцівасцей. Да іх адносяцца:

- высокая электра- і цеплаправоднасць;
- пластычнасць;
- металічны бляск.

Пазнаёмімся з фізічнымі ўласцівасцямі металаў бліжэй.

Электра- і цеплаправоднасць

Як вы ўжо ведаеце, металы добра праводзяць электрычны ток і цеплату. Гэтыя ўласцівасці, якія называюцца электра- і цеплаправоднасцю, абумоўлены наяўнасцю ў металах свабодных электронаў.

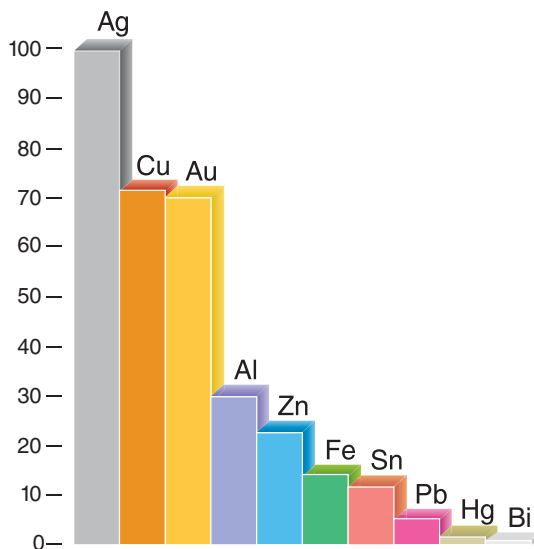
Самай высокай электраправоднасцю валодае серабро **Ag**, а самай нізкай — вісмут **Bi** (мал. 114). Калі электраправоднасць серабра ўмоўна прыняць роўнай 100, то ў вісмуту яна складае ўсяго толькі 0,3. Серабро як праваднік электрычнага току выкарыстоўваецца ў вытворчасці шэрага электратэхнічных вырабаў. З-за высокай цаны яго не ўжываюць для вырабу правадоў і кабеляў. Для гэтых мэт прыдатныя менш дарагія медзь, алюміній і жалеза.

Паміж электраправоднасцю і цеплаправоднасцю металаў існуе пэўная сувязь: чым вышэйшая электраправоднасць металу, тым вышэйшая і яго цеплаправоднасць. Трэба адзначыць, што пры павышэнні тэмпературы здольнасць металаў праводзіць электрычны ток і цеплату памяншаецца.

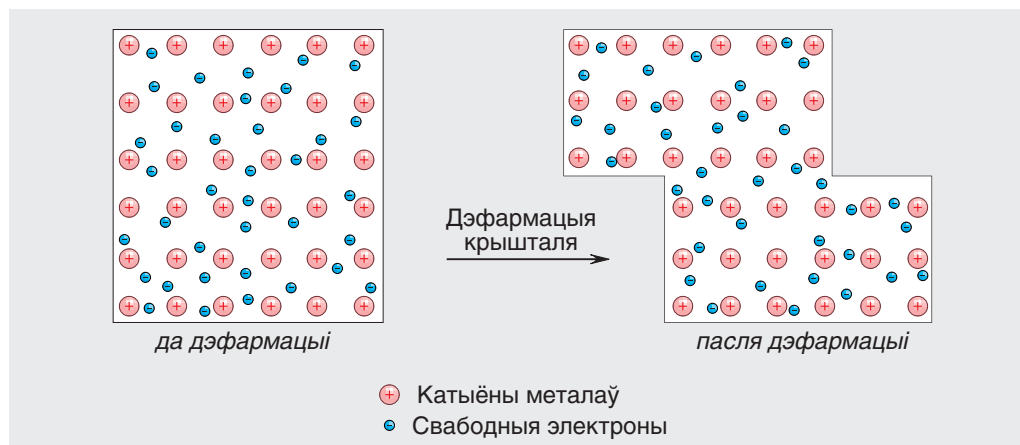
Пластычнасць

Пластычнасць — здольнасць змяняць форму пад уздзеяннем знешніх сіл і захоўваць атрыманую форму пасля спынення гэтага ўздзеяння. На практыцы пластычнасць металаў праяўляецца ў тым, што пры пэўным намаганні яны выгінаюцца або расцягваюцца, а пад ударамі молата не дробняцца на кавалкі, а расплюшчваюцца, г. зн. з'яўляюцца коўкімі.

Пластычнасць металаў абумоўлена тым, што пры механічным уздзеянні слаі катыёнаў, якія ўтрымліваюцца ў крышталі «электронным газам», лёгка ссоўваюцца, нібы слізгаючы адзін па адным. Зрушэнне



Мал. 114. Параўнальная электраправоднасць металаў



Мал. 115. «Электронны газ» у дэфармуемым метале

адбываецца не бязладна і такім чынам, што адна частка крышталю зрушваецца адносна іншай без яго разбурэння (мал. 115).

Першае месца па пластычнасці сярод металаў займае золата **Au**. Як гэта ні дзіўна, але з узору дадзенага металу масай 1 г можна вырабіць надзвычай тонкую, напаяўпразрыстую пласцінку таўшчынёй 0,0002 мм (мал. 116) і агульнай плошчай 28 м² або выцягнуць найтанчэйшы дрот дыяметрам 0,002 мм і даўжынёй 3420 м.

Метал з самай нізкай пластычнасцю, г. зн. самы крохкі — сурма **Sb**. Пры механічных уздзеяннях, напрыклад пры ўдары малатком, ён крышыцца.



Мал. 116. Тонкая пласцінка з золата



Каб розным вырабам з металу ці дрэва надаць прыгожы залацісты бляск, іх пакрываюць вельмі тонкім слоём золата. Для гэтага выкарыстоўваюць спецыяльныя залатыя плёнка, якія ў некалькі дзясяткаў разоў танчэйшыя за чалавечы волас. Такое золата называецца сусальным. Гэты тэрмін паходзіць ад стараславянскага слова «сусала», якое азначае твар ці прывы бок. Сусальным золатам з дэкаратыўнай мэтай пакрываюць купалы і ўнутранае ўбранне храмаў, прадметы інтэр'ера.

Металічны бляск і колер

Для кампактных металаў характэрны бляск. Ён абумоўлены тым, што светлавыя прамяні адбіваюцца ад паверхні металу з-за наяўнасці ў ім свабодных электронаў, якія запаўняюць міжатамную прастору. Найбольшай адбівальнай здольнасцю і, такім чынам, найбольш моцным бляскам валодаюць серабро **Ag**, родый **Rh**, індый **In**, алюміній **Al**. Дзякуючы гэтай уласцівасці названыя металы выкарыстоўваюць пры вырабе розных люстэракаў, у тым ліку для пражэктараў.

Колер большасці кампактных металаў серабрыста-белы ці серабрыста-шэры. Толькі тры металы маюць выразна выяўленую афарбоўку: медзь **Cu** — чырванаватую, а золата **Au** і цэзій **Cs** — жоўтую розных адценняў (мал. 117).



Мал. 117. Знешні выгляд кампактных металаў: 1 — медзь, 2 — золата, 3 — цэзій

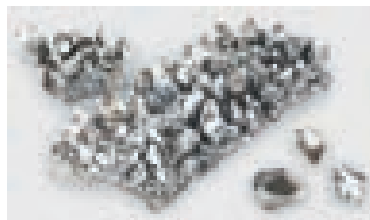
У здробненым стане металы (акрамя **Mg** і **Al**) афарбаваны ў чорны, цёмна-шэры або цёмна-буры колеры.



У металургічнай прамысловасці ўсе металы ўмоўна падзяляюць на чорныя і каляровыя. Да чорных металаў адносіцца жалеза і яго сплавы (чыгун, сталь), якія ў неапрацаваным выглядзе пакрыты чорнай плёнкай аксиду жалеза Fe_3O_4 . Да каляровых адносяцца ўсе астатнія металы і іх сплавы.

Цвёрдасць

Пры параўнанні цвёрдасці розных рэчываў цвярдзейшым лічыцца тое, якое пакідае след на іншым пры драпанні. Найбольшай цвёрдасцю з металаў валодае хром **Cr** (мал. 118), заостранай палачкай з якога можна пісаць па шкле. Найменш цвёрдым і, такім чынам, самым мяккім металам



Мал. 118. Хром

з'яўляецца цэзій **Cs**. Да мяккіх адносяцца таксама шчолачныя металы, волава **Sn**, свінец **Pb**, а таксама золата, якое ў чыстым выглядзе лёгка драпаецца нават пазногцем.

З-за мяккасці свінец пакідае цёмна-шэры след на паперы. Дзякуючы гэтай уласцівасці ён на працягу некалькіх стагоддзяў выкарыстоўваўся ў вытворчасці алоўкаў для пісьма і малявання.

Шчыльнасць

Важнай характарыстыкай металаў з'яўляецца іх шчыльнасць. Калі яна меншая за 5 г/см^3 , металы адносяцца да лёгкіх. Самы лёгкі з усіх металаў — літый **Li** са шчыльнасцю, роўнай $0,53 \text{ г/см}^3$. Ён лягчэйшы за ваду, шчыльнасць якой, як вядома, складае 1 г/см^3 . Металы са шчыльнасцю, большай за 5 г/см^3 , называюцца цяжкімі. Металам з самай вялікай шчыльнасцю, роўнай $22,59 \text{ г/см}^3$, г. зн. самым цяжкім, з'яўляецца осмій **Os**. Няцяжка падлічыць, што маса кубіка осмію аб'ёмам 1 дм^3 (г. зн. 1 літр) складае 22,59 кг.

Некаторыя лёгкія металы, напрыклад алюміній **Al** ($2,7 \text{ г/см}^3$), магній **Mg** ($1,74 \text{ г/см}^3$), тытан **Ti** ($4,5 \text{ г/см}^3$), шырока выкарыстоўваюцца ў авіябудаванні.

Тэмпература плаўлення

Тэмпературы плаўлення металаў змяняюцца ў вельмі шырокіх межах. Металы, якія плаваюцца пры тэмпературы менш за 1000°C , адносяцца да **легкаплаўкіх**. Самы легкоплаўкі метал — ртуць **Hg**, які плавіцца пры тэмпературы -39°C . Калі тэмпературы плаўлення металаў большыя за 1000°C , яны называюцца **тугаплаўкімі**. Самым тугаплаўкім металам з'яўляецца вальфрам **W**. Тэмпература яго плаўлення неверагодна высокая і складае 3410°C .



Адным з металаў з рэкордна нізкай тэмпературай плаўлення з'яўляецца галій **Ga**. Ён пераходзіць у вадкі стан пры тэмпературы $29,8^\circ\text{C}$ і лёгка плавіцца ад цеплаты далоні. Паколькі галій знаходзіцца ў вадкім стане аж да тэмпературы 2200°C , яго выкарыстоўваюць для вырабу высокатэмпературных тэрмометраў. Сплаў галію з індыем і волавам (галінстан) плавіцца пры тэмпературы -19°C . Ён добра змочвае шкло і выкарыстоўваецца для стварэння тонкіх токаправодных плёнак на шкляных паверхнях.

Магнітныя ўласцівасці

Лепш за іншыя металы да магніта прыцягваюцца і намагнічваюцца жалеза **Fe**, кобальт **Co** і нікель **Ni**. Алюміній **Al**, які шырока выкарыстоўваецца, вельмі слаба прыцягваецца да магніта, а медзь **Cu** наогул адштурхваецца ад яго.

Паняцце аб сплавах металаў

У расплаўленым стане большасць металаў змешваюцца паміж сабой, утвараючы аднародныя вадкія сумесі. Пры астуджэнні яны цвярдзеюць і ператвараюцца ў аднародныя цвёрдыя сумесі металаў — сплавы.

Сплавы — гэта аднародныя цвёрдыя сумесі металаў.

У сплавах металаў, гэтак жа як і ў індывідуальных металах, паміж атамамі рэалізуецца металічная сувязь. Уласцівасці металічных сплаваў адрозніваюцца ад уласцівасцей іх кампанентаў. Цвёрдасць сплаваў, як правіла, большая за цвёрдасць металаў, што ўваходзяць у іх склад. Напрыклад, сплаў, які складаецца з медзі **Cu** (99 %) і берылію **Be** (1 %), цвярдзейшы за чыстую медзь у сем разоў. Тэмпература плаўлення сплаву звычайна меншая за тэмпературу плаўлення найбольш легкаплаўкага яго кампанента. Напрыклад, тэмпературы плаўлення свінцу і волава роўны адпаведна 327 °C і 232 °C, а адзін з іх сплаваў плавіцца пры тэмпературы 181 °C. Электраправоднасць і цеплаправоднасць сплаваў таксама з'яўляюцца ніжэйшымі, чым у іх кампанентаў. Пры змешванні металаў часта адбываецца змяненне колеру. Так, напрыклад, пры сплаўленні чырвонай медзі з серабрыста-белым нікелем утвараецца сплаў белага колеру, які выкарыстоўваюць пры чаканцы манет.

Пры ўтварэнні сплаваў часта змяняецца і хімічная актыўнасць іх кампанентаў. Так, напрыклад, вядома, што цынк, медзь і алюміній пры звычайных умовах не ўзаемадзейнічаюць з вадой. Аднак іх сплаў (**Cu** — 50 %, **Al** — 45%, **Zn** — 5 %) пры пакаёвай тэмпературы рэагуе з вадой, выцясняючы з яе вадарод.

Колькасны састаў сплаваў часта выражаецца праз масавыя долі іх кампанентаў (%).



Мерай утрымання каштоўных металаў (золата, серабра, плаціны) у іх сплавах з'яўляецца так званая проба. Гэта лік, які паказвае, чаму роўна маса дадзенага металу ў сплаве масай 1000 г. Напрыклад, калі на залатым упрыгачэнні пазначана проба 585, гэта значыць, што ў 1000 г сплаву змяшчаецца толькі 585 г золата, а астатнія 415 г прыпадаюць на іншыя металы (серабро, медзь, нікель).



Мал. 119. Вырабы з розных сплаваў

Паколькі ў параўнанні з індывідуальнымі металамі сплавы валодаюць больш каштоўнымі якасцямі, напрыклад цвёрдасцю і ўстойлівасцю да знешніх уздзеянняў, яны шырока выкарыстоўваюцца ў розных сферах дзейнасці чалавека.

Назвы найбольш распаўсюджаных сплаваў, іх састаў і вобласці практычнага прымянення прыведзены ў табліцы 20, а прыклады вырабаў з некаторых сплаваў паказаны на малюнку 119.

Табліца 20. Сплавы металаў

Назва сплаву	Адзін з варыянтаў саставу	Каштоўная ўласцівасць	Практычнае прымяненне
Бронза	Cu — 90 %; Sn — 10 %	Цвёрдасць	Машына- і суднабудаванне (падшыпнікі, шасцярэнькі, утулкі), вытворчасць царкоўных званоў, сантэхнічных вырабаў, прадметаў мастацтва, помнікаў
Латунь	Cu — 60 %; Zn — 40 %	Каразійная ўстойлівасць	Машына- і суднабудаванне, вытворчасць апаратуры для хімічнай прамысловасці, сантэхнічных вырабаў (краны, крапавыя, трубы), музычных духавых інструментаў, дэталяў гадзіннікавых механізмаў
Дзюр-алюміній	Al — 93 %; Cu — 6 %; Mg — 0,5 %; Mn — 0,5 %	Высокая трываласць, лёгкасць	Авія- і машынабудаванне, выраб герметычных бакаў, радыятараў для аўтамабіляў, труб для бензаправодаў

Канец табліцы

Назва сплаву	Адзін з варыянтаў саставу	Каштоўная ўласцівасць	Практычнае прымяненне
Чыгун	Fe — 96,5 %; C — 3,5 %	Цвёрдасць	Вытворчасць сталі, машына- і станкабудаванне (карпусы каробак перадач, блокі аўтамабільных рухавікоў, станіны, перадачныя валы), выраб труб для нафтаправодаў, кухоннага абсталявання, дэкаратыўных рашотак агароджы, радыятараў ацяплення
Сталь	Fe — 98,5 %; C — 1,5 %	Механічная трываласць, каразійная ўстойлівасць, пластычнасць	Машына- і станкабудаванне, металяпракат, вытворчасць рээк, бляхі, бытавой тэхнікі, кухоннага посуду, прадметаў хатняга ўжытку, хірургічных інструментаў

Металы ўтвараюць сплавы не толькі з іншымі металамі, але і з некаторымі неметаламі — вугляродам, крэмніем, борам, фосфарам. Прыкладамі сплаваў жалеза з вугляродам з'яўляюцца чыгун і сталь (табл. 14). У чыгуне колькасць вугляроду складае 2–4 %, а ў сталі — менш за 2 %. У адрозненне ад досыць крохкага чыгуну, больш пластычную сталь можна каваць, штампаваць, пракатваць (мал. 120).



Мал. 120. Пракат сталі

Рэчы з металаў і іх сплаваў можна вырабляць не толькі адліўкай, штампоўкай і пракатам, але і спяканнем металічных парашкоў. Гэта галіна вытворчасці называецца парашковай металургіяй. У агульным выглядзе тэхналагічны працэс у гэтай галіне ўключае чатыры этапы: вытворчасць парашкоў чыстых металаў або сплаваў, іх змешванне, прасаванне і спяканне. У нашай краіне ёсць унікальнае прадпрыемства такога профілю — «Вытворчае рэспубліканскае ўнітарнае прадпрыемства “Маладзечанскі завод парашковай металургіі”» (ВРУП «МалЗПМ»). Яно займаецца вырабам металічных парашкоў і розных дэталей з іх для больш чым трыццаці прадпрыемстваў Беларусі і іншых краін СНД. Вялікі аб'ём прадукцыі экспартуецца ў іншыя краіны.

Для простых рэчываў металаў характэрны металічныя крышталічныя рашоткі і металічная сувязь.

Найбольш агульнымі фізічнымі ўласцівасцямі металаў, абумоўленымі наяўнасцю металічнай сувязі ў іх крышталях, з'яўляюцца высокая электра- і цеплаправоднасць, пластычнасць, характэрны металічны бляск.

Металы моцна адрозніваюцца паміж сабой па шчыльнасці, цвёрдасці, тэмпературах плаўлення і па магнітных уласцівасцях.

Сплавы — гэта аднародныя цвёрдыя сумесі металаў.

Пытанні і заданні

1. Які агрэгатны стан характэрны для большасці металаў пры звычайных умовах? Які метал пры пакаёвай тэмпературы знаходзіцца ў вадкім агрэгатным стане?
2. Чаму металы валодаюць падобнымі фізічнымі ўласцівасцямі? Пералічыце гэтыя ўласцівасці.
3. Якое з простых рэчываў — цынк ці сера — праводзіць электрычны ток? Як гэта можна растлумачыць? Дзе на практыцы выкарыстоўваецца электраправоднасць металаў?
4. У якога з металаў самая высокая: а) электраправоднасць; б) пластычнасць; в) цвёрдасць? Дзе знаходзяць прымяненне гэтыя металы?
5. Як можна падзяліць сумесь парашкоў жалеза і медзі, грунтуючыся на іх адрозненні ў адной з фізічных уласцівасцей?
6. Якія металы ў кампактным стане адрозніваюцца наймацнейшым бляскам? Дзе на практыцы выкарыстоўваецца гэта ўласцівасць?
7. У колькі разоў адрозніваюцца масы аднолькавых па аб'ёме кубікаў, вырабленых з плаціны і магнію, шчыльнасць якіх роўна адпаведна $21,45 \text{ г/см}^3$ і $1,74 \text{ г/см}^3$?
8. Для вырабу зубных імплантаў выкарыстоўваецца сплаў тытану, алюмінію і ванадыю. Разлічыце масы пералічаных металаў, неабходныя для прыгатавання дадзенага сплаву масай 1200 г, калі масавыя долі алюмінію і ванадыю ў ім роўны адпаведна 6 % і 4 %.

Рыхтуемся да алімпіяд

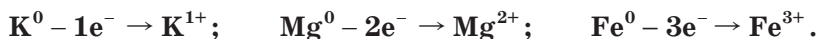
1. У вадкім пры пакаёвай тэмпературы сплаве натрыю з каліем хімічная колькасць натрыю ў 1,65 раза большая за хімічную колькасць калію. Разлічыце аб'ём (н. у.) вадароду, які вылучыцца пры ўзаемадзеянні гэтага сплаву масай 50 г з вадой.

Тэмы для праектнай дзейнасці

1. З чаго зроблены беларускія манеты?
2. Чаму ртуць вадкая?

§ 42. Агульныя хімічныя ўласцівасці металаў

Як вы ўжо ведаеце, у атамах большасці металаў на знешніх энергетычных узроўнях змяшчаецца невялікая колькасць электронаў. Паколькі яны слаба прыцягваюцца да атамных ядзер, атамы металаў «аддаюць» гэтыя электроны іншым атамам і ператвараюцца ў дадатна зараджаныя іоны (катыёны), напрыклад:



Як вядома, працэс аддачы электронаў называецца акісленнем, а атамы, якія аддаюць электроны, — адноўнікамі. Такім чынам, у ходзе хімічных рэакцый металы заўсёды акісляюцца, праяўляючы ўласцівасці адноўнікаў, а самі рэакцыі з удзелам металаў заўсёды з'яўляюцца акісляльна-аднаўленчымі.

Рад актыўнасці металаў

Паколькі атамы металаў адрозніваюцца паміж сабой колькасцю электронаў (1, 2 або 3) на знешніх энергетычных узроўнях і памерамі, простыя рэчывы металы валодаюць рознай хімічнай актыўнасцю. Але як можна, не праводзячы хімічны эксперымент, вызначыць, які метал больш, а які менш актыўны? Калі гаворка ідзе пра рэакцыі, якія праходзяць у водных растворах, то хімічная актыўнасць металаў абумоўліваецца іх становішчам у радзе актыўнасці металаў, з якім вы ўжо знаёмы з курса хіміі 8-га класа:



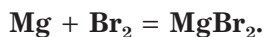
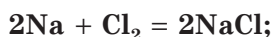
У гэтай паслядоўнасці металаў у напрамку злева направа іх аднаўленчыя ўласцівасці ў водных растворах слабеюць і хімічная актыўнасць памяншаецца. Самыя актыўныя металы размешчаны ў пачатку гэтага рада (злева), самыя малаактыўныя — у канцы (справа), а ў сярэдзіне рада размешчаны металы сярэдняй актыўнасці.

Зыходзячы са становішча металаў у радзе актыўнасці можна не толькі параўнаць іх хімічную актыўнасць, але і вызначыць магчымасць узаемадзеяння ў водных растворах з кіслотамі ці з солямі іншых металаў.

Для металаў характэрны акісляльна-аднаўленчыя рэакцыі двух тыпаў — злучэння і замяшчэння. Да рэакцый злучэння адносяцца рэакцыі металаў з некаторымі неметаламі.

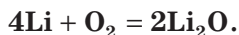
Узаемадзеянне з неметаламі

Практычна ўсе металы ў тых ці іншых умовах рэагуюць з галагенамі — фторам, хлорам, бромам і ёдам. Пры гэтым металы ператвараюцца ў адпаведныя галагеніды — фтарыды, хларыды, браміды і ёдыды металаў, якія адносяцца да класа солей:

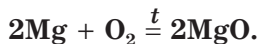


Усе гэтыя рэакцыі суправаджаюцца вылучэннем цеплаты.

Большасць металаў, акрамя золата **Au** і плаціны **Pt**, злучаюцца з кіслародам, утвараючы часцей за ўсё адпаведныя аксіды. Пры гэтым найбольш актыўныя — шчолачныя і шчолачназемельныя — металы рэагуюць з кіслародам нават пры пакаёвай тэмпературы:

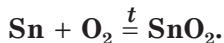


Менш актыўныя металы, напрыклад **Mg**, **Al**, **Fe**, пры кантакце з кіслародам імгненна пакрываюцца вельмі тонкімі і трывалымі аксіднымі плёнкамі, якія засцерагаюць іх ад далейшага акіслення. Пры награванні гэтыя плёнкі разбураюцца і названыя металы энергічна згараюць у кіслародзе з утварэннем аксідаў:

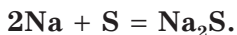


Менавіта з-за ўтварэння аксідных плёнак металы часткова ці цалкам губляюць бляск.

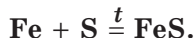
Малаактыўныя металы, такія як **Sn**, **Pb**, **Cu**, акісляюцца кіслародам толькі пры награванні:



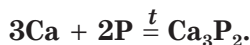
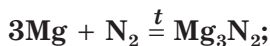
Многія металы рэагуюць таксама з неметалам серай, утвараючы сульфіды — солі серавадароднай кіслаты. Шчолачныя металы энергічна злучаюцца з серай нават пры пераціранні іх сумесей:



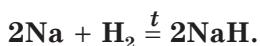
Менш актыўныя металы рэагуюць з серай пры награванні, напрыклад:



Шчолачныя, шчолачназямельныя металы, магній і алюміній пры награванні злучаюцца з азотам і фосфарам. Пры гэтым утвараюцца нітрыды і фасфіды металаў:



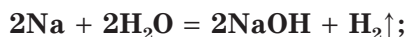
Шчолачныя і шчолачназямельныя металы пры высокіх тэмпературах рэагуюць з вадародам, ператвараючыся ў гідрыды металаў, напрыклад:



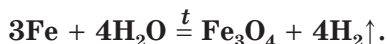
Узаемадзеянне з вадой

Адной з найважнейшых хімічных уласцівасцей металаў з'яўляецца іх узаемадзеянне з вадой. З ёй не рэагуюць толькі тыя нямногія металы, якія ў радзе актыўнасці размешчаны правей за вадарод, г. зн. **Cu, Hg, Ag, Pd, Pt і Au**. Іншыя ж металы ўступаюць з вадой у рэакцыі замяшчэння, у ходзе якіх атамы металаў замяшчаюць у малекулах вады атамы **H**. Пры гэтым адным з прадуктаў узаемадзеяння заўсёды з'яўляецца вадарод, а другім прадуктам можа быць гідраксід або аксід металу. Склад гэтага прадукту вызначаецца перш за ўсё актыўнасцю металу.

Актыўныя металы, размешчаныя ў радзе актыўнасці ад **Li** да **Al**, узаемадзейнічаюць з вадой з утварэннем асноў і вадароду. Шчолачныя і шчолачназямельныя металы ўступаюць у гэтыя рэакцыі нават пры пакаёвай тэмпературы, магній — пры награванні, а алюміній — пасля разбурэння аксіднай плёнкі, напрыклад:

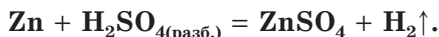
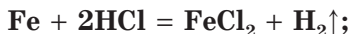


Металы сярэдняй актыўнасці ад **Zn** да **Pb** рэагуюць пры награванні з вадзяной парай з утварэннем аксідаў металаў і вадароду. Напрыклад, пры прапусканні вадзяной пары над распаленым жалезам адбываецца рэакцыя:



Узаемадзеянне з кіслотамі

З курса хіміі 8-га класа вы ўжо ведаеце, што металы, якія стаяць у радзе актыўнасці да вадароду, пры пакаёвай тэмпературы рэагуюць з саянай і з разбаўленай сернай кіслотамі. Прыклады такіх рэакцый замяшчэння:

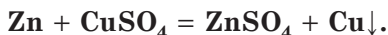
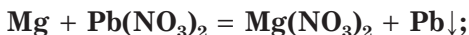


Падобныя рэакцыі з удзелам шчолачных і шчолачназямельных металаў праходзяць вельмі бурна, часам з узгараннем і выбухам.

Металы, размешчаныя ў радзе актыўнасці правей за вадарод, з саянай і разбаўленай сернай кіслотамі не рэагуюць.

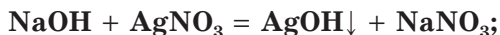
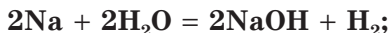
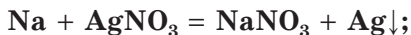
Узаемадзеянне з солямі

Як вам ужо вядома, у водных растворах металы рэагуюць з солямі іншых металаў. Пры гэтым больш актыўны метал, размешчаны ў радзе актыўнасці лявей, выпцясняе з солі менш актыўны метал, які стаіць правей. Прыклады рэакцый:



Як правіла, выпцеснены менш актыўны метал заўсёды асядае на паверхні больш актыўнага металу.

Падобныя рэакцыі з удзелам шчолачных і шчолачназямельных металаў ускладнены пабочнымі працэсамі — узаемадзеяннем металу з вадой з утварэннем шчолачы і вадароду, узаемадзеяннем утвараемай шчолачы з соллю ў растворы і інш. Напрыклад, пры ўнясенні натрыю ў водны раствор AgNO_3 адбываюцца рэакцыі:



Па гэтай прычыне шчолачныя і шчолачназямельныя металы ў такіх рэакцыях практычна не выкарыстоўваюцца, і ўраўненні рэакцый з удзелам гэтых металаў запісваць не трэба.

У хімічных рэакцыях простыя рэчывы металы заўсёды выступаюць у ролі адноўнікаў.

Хімічная актыўнасць металу ў водным асяроддзі адпавядае яго становішчу ў радзе актыўнасці. Чым лявей у ім размешчаны метал, тым мацней выражаны яго аднаўленчыя ўласцівасці і тым вышэй яго хімічная актыўнасць.

Металы рэагуюць з неметаламі з утварэннем бінарных злучэнняў — галагенідаў, аксідаў, сульфідаў, нітрыдаў, фасфідаў, гідрыдаў.

Большасць металаў рэагуе з вадой з утварэннем вадароду, гідраксідаў або аксідаў металаў.

Металы, якія стаяць у радзе актыўнасці лявей за H_2 , выцясняюць яго з салянай і разбаўленай сернай кіслот.

Метал, размешчаны ў радзе актыўнасці лявей, выцясняе з солі метал, які размешчаны ў гэтым радзе правей.

Пытанні і заданні

1. Чаму ў хімічных рэакцыях металы заўсёды праяўляюць аднаўленчыя ўласцівасці?
2. Як хімічная актыўнасць металу звязана з яго становішчам у радзе актыўнасці? Вызначыце, які метал з'яўляецца больш актыўным у кожнай з пар: Fe і Ba; Al і Au; Zn і Mg; Mn і Pb; Hg і Cu. Адказ растлумачце.
3. Як па становішчы металу ў радзе актыўнасці можна вызначыць яго здольнасць выцясняць вадарод з водных раствораў кіслот?
4. Дадзены тры сумесі металаў: 1) Fe, Al, Au; 2) Ni, Mg, Zn; 3) Cu, Ag, Pt. Выберыце сумесь, якая пры ўнясенні ў раствор з лішкам салянай кіслаты: а) растворяцца цалкам; б) растворяцца не цалкам; в) зусім не растворяцца. Складзіце ўраўненні адпаведных рэакцый, назавіце прадукты магчымых рэакцый.
5. Напішыце ўраўненні рэакцый: а) магнію з салянай кіслотой; б) цынку з сернай кіслотой; в) алюмінію з фосфарнай кіслотой. Для кожнай рэакцыі назавіце рэчыва-адноўнік і рэчыва-акісляльнік, пакажыце пераход электронаў паміж імі.
6. Уявіце, што ў вас ёсць сумесь парашкападобных алюмінію, магнію і золата, а таксама ўсе неабходныя рэактывы. Прапануйце спосаб выдзялення золата з гэтай сумесі.

7. Для поўнага растварэння алюмінію спатрэбілася саяная кіслата масай 200 г з масавай доляй HCl , роўнай 18 %. Разлічыце аб'ём (н. у.) вадароду, які вылучыўся.
8. У раствор сернай кіслаты аб'ёмам $0,1 \text{ дм}^3$ ($\rho = 1,12 \text{ г/см}^3$) унеслі магній, у выніку чаго вылучыўся газ аб'ёмам $4,48 \text{ дм}^3$ (н. у.). Разлічыце масавую долю солі ва ўтвораным раствору.

Рыхтуемся да алімпіяд

1. Жалезную пласцінку масай 50 г апусцілі ў раствор сульфату медзі(II). Праз некаторы час маса пласцінкі з асаджанай на ёй меддзю аказалася роўнай 54 г. Разлічыце хімічную колькасць жалеза, што прарэагавала, і масу медзі, якая вылучылася на пласцінцы.

Тэма для праектнай дзейнасці

1. Рад актыўнасці металаў: па-за старонкамі школьнага падручніка.

§ 43. Шчолачныя металы: будова атамаў, фізічныя і хімічныя ўласцівасці простых рэчываў

Вы ўжо ведаеце, што некаторыя хімічныя элементы з-за падабенства ў будове іх атамаў і блізкасці хімічных уласцівасцей простых рэчываў утвараюць натуральныя (прыродныя) сямействы. Адным з такіх сямействаў з'яўляюцца шчолачныя металы. Да іх адносяцца літый **Li**, натрый **Na**, калій **K**, рубідый **Rb**, цэзій **Cs** і францый **Fr**. Такую назву яны атрымалі з-за таго, што іх гідраксіды, напрыклад **NaOH** і **KOH**, з'яўляюцца шчолачамі.

Становішча ў перыядычнай сістэме і будова атамаў

Усе шчолачныя металы — элементы ІА-групы, у якой разам з імі знаходзіцца таксама элемент вадарод **H**, які не адносіцца да металаў.



Усе вядомыя ізатопы францыю **Fr** радыеактыўныя. У самага доўгажывучага з іх — ізатопа ^{223}Fr — перыяд паўраспаду вельмі малы і не перавышае 22 мін. Некаторыя з ізатопаў францыю сустракаюцца ў прыродзе, але іх колькасць у зямной кары вельмі малая. Разлікі паказваюць, што агульная маса ўсіх атамаў **Fr** на нашай планеце складае ўсяго толькі ад 20 да 500 г. Па гэтай прычыне простае рэчыва — метал францый — практычна немагчыма атрымаць і даследаваць. Вучоныя толькі прадказваюць некаторыя яго ўласцівасці.

Электронныя канфігурацыі знешніх энергетычных узроўняў і некаторыя характарыстыкі атамаў шчолачных металаў прадстаўлены ў табліцы 21.

Табліца 21. Электронныя канфігурацыі і некаторыя характарыстыкі атамаў шчолачных металаў

Элемент	Li	Na	K	Rb	Cs
Атамны нумар	3	11	19	37	55
Электронныя канфігурацыі знешніх энергетычных узроўняў	$2s^1$	$3s^1$	$4s^1$	$5s^1$	$6s^1$
Радыус атама, нм	0,159	0,171	0,216	0,229	0,252
Электраадмоўнасць	1,0	0,9	0,8	0,8	0,7

Як бачна з табліцы, у атамаў усіх шчолачных металаў на знешніх энергетычных узроўнях з аднолькавай электроннай канфігурацыяй ns^1 змяшчаецца па адным валентным электроне (n — нумар знешняга ўзроўню і, адпаведна, нумар перыяду ў перыядычнай сістэме). Электронна-графічная схема знешняга энергетычнага ўзроўню ў атамах шчолачных металаў мае выгляд:



Вы ўжо ведаеце, што ў кожным з перыядаў у напрамку злева направа радыусы атамаў памяншаюцца. Паколькі ў перыядычнай сістэме шчолачныя металы размешчаны ў пачатку перыядаў, радыусы іх атамаў маюць максімальную велічыню. З-за вялікіх памераў і невысокай электраадмоўнасці атамаў іх валентныя электроны слаба звязаны з атамнымі ядрамі і лёгка адрываюцца. Губляючы па адным валентным электроне, атомы шчолачных металаў ператвараюцца ў дадатна зараджаныя іоны:



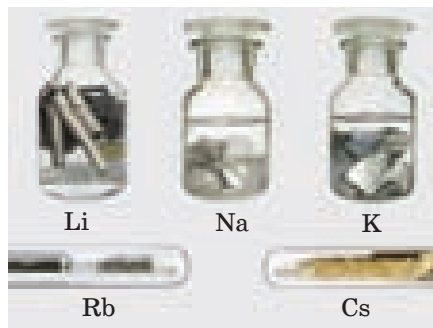
Са сказанага вынікае, што шчолачныя металы праяўляюць уласцівасці адноўнікаў і што для іх атамаў у злучэннях характэрна адзіная ступень акіслення, роўная +1.

Па меры ўзрастання атамных нумароў шчолачных металаў радыусы іх атамаў павялічваюцца, а электраадмоўнасць памяншаецца.

З прычыны гэтага пры пераходзе ад літыю да цэзію аднаўленчыя ўласцівасці простых рэчываў узмацняюцца і іх хімічная актыўнасць узрастае.

Фізічныя ўласцівасці простых рэчываў

Простыя рэчывы, утвораныя элементамі групы ІА, уяўляюць сабой металы. Літый, натрый, калій і рубідый — серабрыста-белага, а цэзій — залаціста-жоўтага колеру (мал. 121). Яны валодаюць тыповымі для металаў уласцівасцямі — высокай цепла- і электраправоднасцю, пластычнасцю і металічным бляскам, які можна назіраць толькі ў інертнай атмасферы. З-за невысокай цвёрдасці, якая ад літыю да цэзію памяншаецца, гэтыя металы лёгка рэжучца нажом (мал. 122).



Мал. 121. Шчолачныя металы

У радзе ад літыю да цэзію шчыльнасць металаў павялічваецца.

Шчолачныя металы адносяцца да легкаплаўкіх рэчываў. Тэмпературы іх плаўлення значна ніжэйшыя, чым у большасці іншых металаў, і пры пераходзе ад літыю да цэзію паступова памяншаюцца. Літый плавіцца пры тэмпературы 180 °С, а цэзій пераходзіць у вадкі стан пры +28,5 °С. Нядзіўна, што гэты метал плавіцца нават ад цяпла далоні (мал. 123).



Мал. 122. Разразанне натрыю нажом



Мал. 123. Плаўленне цэзію ад цяпла далоні



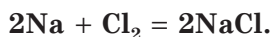
Сплавы натрыю і калію, у якіх масавая доля К складае ад 40 да 90 %, пры пакаёвай тэмпературы знаходзяцца ў вадкім аграгатным стане.

Хімічныя ўласцівасці шчолачных металаў

Металы, утвораныя элементамі ІА-групы, валодаюць высокай хімічнай актыўнасцю, якая ў радзе ад літыю да цэзію ўзрастае. Яны рэагуюць з іншымі рэчывамі нават пры нізкіх тэмпературах. Рэакцыі з удзелам шчолачных металаў праходзяць вельмі энергічна і часта суправаджаюцца ўзгараннем і выбухам.

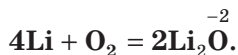
Шчолачныя металы рэагуюць з многімі простымі рэчывамі неметаламі — галагенамі, кіслародам, серай, азотам, фосфарам. Гэтыя працэсы адносяцца да рэакцый злучэння.

Рэакцыі шчолачных металаў з галагенамі пачынаюцца пры пакаёвай тэмпературы і суправаджаюцца вылучэннем энергіі ў выглядзе цеплаты і святла. Напрыклад, натрый пры ўнясенні ў пасудзіну з хлорам узгараецца (мал. 124) і ператвараецца ў адпаведны хларыд:



Шчолачныя металы энергічна рэагуюць і з кіслародам. З-за акіслення пры кантакце з паветрам серабрыстая паверхня літыю, натрыю і калію хутка цьмянее, а рубідый і цэзій на паветры імгненна самазагараюцца. Для прадукціўлення гэтых непажаданых і небяспечных працэсаў шчолачныя металы захоўваюць пад слоём газу (мінеральнага масла) або ў ампулах, якія перашкаджаюць доступу кіслароду да металаў (мал. 121, с. 220).

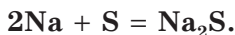
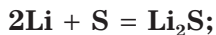
Склад прадуктаў гарэння шчолачных металаў у кіслародзе абумоўлены іх прыродай. У прыватнасці, найменш актыўны літый згарае з утварэннем аксіду Li_2O , у якім кісларод знаходзіцца ў ступені акіслення, роўнай -2 :



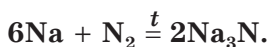
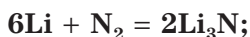
Мал. 124. Узгаранне натрыю ў хлоры

Натрый згарае ў кіслародзе з утварэннем пераксіду натрыю Na_2O_2 , які змяшчае атамы кіслароду ў ступені акіслення -1 . Прадуктамі гарэння больш актыўных калію, рубідыю і цэзію з'яўляюцца надпераксіды KO_2 , RbO_2 і CsO_2 , у якіх ступень акіслення кіслароду роўна $-1/2$.

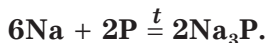
З менш актыўнай серай шчолачныя металы ўзаемадзейнічаюць пры невялікім награванні. У выніку энергічных рэакцый, якія суправаджаюцца выбухам, утвараюцца сульфіды — солі серавадароднай кіслаты:



Шчолачныя металы злучаюцца таксама з азотам. Літый рэагуе з ім нават пры пакаёвай тэмпературы, а іншыя металы — толькі пры награванні. Прадуктамі рэакцый з'яўляюцца нітрыды металаў, у якіх азот знаходзіцца ў ступені акіслення -3 :

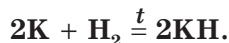


Пры награванні шчолачныя металы рэагуюць і з фосфарам. Ва ўтвараемых фасфідах металаў фосфар праяўляе ступень акіслення, роўную -3 . Напрыклад:

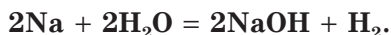


Мал. 125. Рэакцыі натрыю (1) і калію (2) з вадой

Для шчолачных металаў характэрны таксама рэакцыі злучэння з вадародам. Пры гэтым утвараюцца гідрыды металаў, якія змяшчаюць атамы вадароду ў ступені акіслення, роўнай -1 , напрыклад:



Шчолачныя металы нават пры пакаёвай тэмпературы бурна рэагуюць з вадой. Яны выцясняюць з яе вадарод і ператвараюцца ў адпаведныя асновы (шчолачы), напрыклад:



Такія рэакцыі суправаджаюцца вылучэннем вялікай колькасці цеплаты, з-за чаго **Na**, **K**, **Rb**, **Cs** адразу ж пасля пачатку ўзаемадзеяння расплаўляюцца. Пры гэтым **K**, **Rb** і **Cs** незалежна ад іх колькасці імгненна ўзгараюцца. **Na** ў рэакцыі з вадой можа загарэцца толькі тады, калі яго маса перавышае 0,5 г (мал. 125).

Яшчэ больш энергічна, з узгараннем і выбухам шчолачныя металы ўзаемадзейнічаюць з кіслотамі.

Шчолачныя металы — натуральнае сямейства элементаў з падобнай будовай атамаў і падобнымі ўласцівасцямі простых рэчываў.

У атамах усіх шчолачных металаў на знешніх энергетычных узроўнях змяшчаецца па адным валентным электроне.

Шчолачныя металы — хімічна вельмі актыўныя рэчывы. У рэакцыях яны праяўляюць уласцівасці моцных адноўнікаў.

Шчолачныя металы злучаюцца з неметаламі — галагенамі, кіслародам, серай, азотам, фосфарам.

Шчолачныя металы бурна рэагуюць з вадой і кіслотамі.

Пытанні і заданні:

1. Растлумачце, чаму металы ІА-групы называюцца шчолачнымі.
2. Пералічыце шчолачныя металы. Па якіх прыметах яны адносяцца да аднаго натуральнага сямейства элементаў?
3. Што агульнае маюць у будове атамы шчолачных металаў?
4. Ахарактарызуйце найважнейшыя фізічныя ўласцівасці шчолачных металаў. Як яны змяняюцца па меры павелічэння атамных нумароў элементаў?
5. Які са шчолачных металаў самы лёгка, самы легкаплаўкі?
6. Чым тлумачыцца высокая хімічная актыўнасць шчолачных металаў? Які са шчолачных металаў самы актыўны? З якімі рэчывамі рэагуюць шчолачныя металы? Прывядзіце прыклады ўраўненняў адпаведных рэакцый.
7. Чаму шчолачныя металы трэба захоўваць пад слоём газу або мінеральнага масла?
8. Кавалачак літыю спалілі ў кіслародзе і атрымалі прадукт рэакцыі масай 15 г. Разлічыце масу літыю, што згарэў, і аб'ём (н. у.) кіслароду, які з ім прарэагаваў.

Рыхтуемся да алімпіяд

1. Кавалачак невядомага шчолачнага металу масай 5,6 г унеслі ў вадку. У выніку рэакцыі ўтварыўся раствор масай 192 г, у якім масавая доля растваранага рэчыва роўна 10 %. Вызначыце метал.

Тэмы для праектнай дзейнасці

1. Літыевыя батарэйкі, іх будова і прынцып дзеяння.
2. Прымяненне натрыю і калію.

§ 44. Найважнейшыя злучэнні натрыю і калію, іх прымяненне і біялагічная роля

Да найважнейшых злучэнняў натрыю і калію адносяцца іх аксіды, гідраксіды, солі. Некаторыя з гэтых рэчываў сустракаюцца ў прыродзе, а іншыя атрымліваюць штучна на хімічных прадпрыемствах. Пазнаёмімся са злучэннямі натрыю і калію бліжэй.

Прыродныя злучэнні натрыю і калію

Сярод шчолачных металаў самымі распаўсюджанымі ў прыродзе з'яўляюцца натрый і калій, масавыя долі якіх у зямной кары роўны прыкладна па 2,5 %. Яны, як і іншыя шчолачныя металы, сустракаюцца ў прыродзе толькі ў выглядзе злучэнняў з іншымі элементамі. Напрыклад, атамы натрыю і калію разам з атамамі алюмінію, крэмнію і кіслароду ўваходзяць у склад горных парод — палявых шпатаў. У выглядзе злучэнняў з хлорам натрый і калій утвараюць іншыя горныя пароды — галіт, або каменную соль NaCl , сільвін, або калійную соль KCl , сільвініт — сумесь KCl і NaCl .



Рэспубліка Беларусь мае вялікія запасы калійных солей. Яны з'яўляюцца асноўным мінеральным багаццем нашай краіны і найважнейшым экспартным таварам. Асноўныя радовішчы калійных солей у нашай краіне — Старобінскае (запасы — 2,7 млрд т), Петрыкаўскае (1,3 млрд т) і Кастрычніцкае (637,2 млн т). У 2022 г. па агульных запасах калійных солей Рэспубліка Беларусь займала другое месца ў свеце, а па аб'ёмах здабычы — чацвёртае месца пасля Канады, Расіі і Кітая.

Да прыродных злучэнняў натрыю адносяцца яго нітрат NaNO_3 , гідракарбанат NaHCO_3 , а таксама крышталегідраты некаторых солей, напрыклад $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ і $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

Аксіды натрыю і калію

Аксіды натрыю і калію — Na_2O і K_2O — цвёрдыя рэчывы белага колеру з іонным тыпам хімічнай сувязі (мал. 126). З'яўляючыся тыповымі асноўнымі аксідамі, яны энергічна рэагуюць з вадой, кіслотамі і кіслотнымі аксідамі.

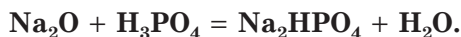
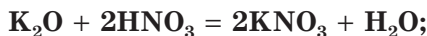


Мал. 126. Аксіды:
1 — натрыю, 2 — калію

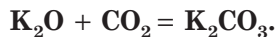
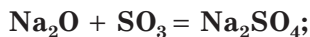
Пры ўнясенні ў ваду аксіды натрыю і калію імгненна злучаюцца з ёй з утварэннем растваральных асноў — шчолачаў, напрыклад:



Разгледжаныя аксіды ўступаюць ва ўзаемадзеянне з кіслотамі, утвараючы сярэднія ці кіслыя солі і ваду, напрыклад:



Аксіды натрыю і калію рэагуюць таксама з кіслотнымі аксідамі, напрыклад:



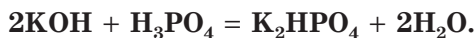
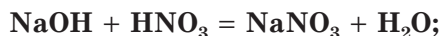
Гідрааксіды натрыю і калію

Гідрааксіды натрыю і калію — асновы саставу **NaOH** і **KOH**. Яны ўяўляюць сабой цвёрдыя рэчывы белага колеру (мал. 127), добра растваральныя ў вадзе.

У водных растворах гідрааксіды натрыю і калію цалкам дысацыпіруюць на іоны, напрыклад:



Гэтыя рэчывы праяўляюць усе ўласцівасці растваральных асноў. Яны рэагуюць практычна з усімі кіслотамі, утвараючы сярэднія ці кіслыя солі, напрыклад:

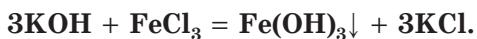
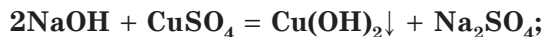


Гідрааксіды натрыю і калію ўзаемадзейнічаюць таксама з растваральнымі солямі. Прадуктамі

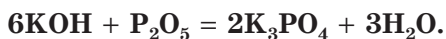
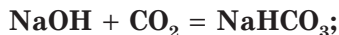


Мал. 127. Гідрааксіды:
1 — натрыю, 2 — калію

гэтых рэакцый з'яўляюцца новыя асновы, якія выпадаюць у асадак, і новыя солі. Прыклады такіх ператварэнняў:



Разгледжаныя гідраксіды, як і іншыя шчолачы, рэагуюць з кіслотнымі аксідамі з утварэннем сярэдніх і кіслых солей:



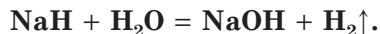
Цвёрдыя гідраксіды натрыю і калію, як і іх водныя растворы, вельмі едкія. Паколькі пры пападанні на скуру або ў вочы яны выклікаюць моцныя апёкі, з імі трэба абыходзіцца вельмі асцярожна.

Гідраксіды натрыю і калію выкарыстоўваюцца ў вытворчасці мыйных і чысцячых сродкаў, штучных валокнаў, паперы і кардону, лекавых прэпаратаў, солей натрыю і калію, як рэагенты ў хімічных лабараторыях.

Гідраксід калію выкарыстоўваецца таксама для вырабу крыніц току — шчолачных (алкалінавых) батарэек і нікель-кадміевых акумулятараў.

Гідрыды натрыю і калію

Гідрыд натрыю **NaH** і гідрыд калію **KH** — белыя цвёрдыя рэчывы з іонным тыпам хімічнай сувязі. У іх склад уваходзяць катыёны металаў і гідрыд-аніёны **H⁻**. Гэтыя злучэнні — вельмі актыўныя рэчывы, моцныя адноўнікі. Нават пры пакаёвай тэмпературы яны бурна рэагуюць з вадой, аднаўляючы з яе вадарод:

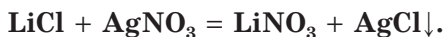
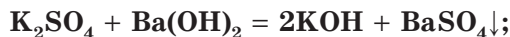


Солі натрыю і калію

Солі натрыю і калію — цвёрдыя крышталічныя рэчывы з іонным тыпам хімічнай сувязі, якія плаваюць пры высокіх тэмпературах. Амаль усе яны добра растваральныя ў вадзе.

Солі натрыю і калію праяўляюць агульныя хімічныя ўласцівасці солей. Яны ўступаюць у рэакцыі абмену з кіслотамі, асновамі (шчолачамі) і з іншымі солямі. Як вы ўжо ведаеце, хаця б адзін з прадуктаў гэтых

рэакцый павінен вылучацца з раствору ў выглядзе асадку або газу або быць слабым электралітам. Прыклады рэакцый:



Солі натрыю і калію знаходзяць шырокае практычнае прымяненне. Хларыд натрыю выкарыстоўваецца ў хімічнай прамысловасці як зыходнае рэчыва для атрымання натрыю і гідраксиду натрыю, у харчовай прамысловасці як смакавая дабаўка і кансервант, у медыцыне як кампанент фізіялагічнага раствору. Яго ўжываюць таксама пры вырабе антыгалалёдных пясчана-саляных сумесей.

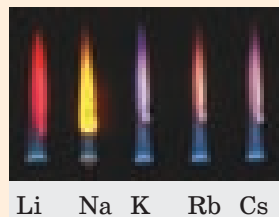
Хларыд калію выкарыстоўваецца ў хімічнай прамысловасці для атрымання калію і гідраксиду калію; у сельскай гаспадарцы як калійнае ўгнаенне; у харчовай прамысловасці як кампанент лячэбна-прафілактычнай солі; у ветэрынарыі як кампанент супрацьдыярэйных прэпаратаў.

Нітраты натрыю і калію прымяняюцца ў сельскай гаспадарцы ў якасці мінеральных ўгнаенняў.

Гідракарбанат натрыю знаходзіць прымяненне пры вырабе прадуктаў харчавання ў якасці разрыхляльніка цеста, у побыце выкарыстоўваецца як чысцячы сродак.

Карбанат натрыю ўжываецца ў вытворчасці шкла і мыла, пральных і чысцячых парашкоў, пры вырабе эмалей.

Шчолачныя металы і іх злучэнні надаюць полымю газавай гарэлкі або спіртоўкі характэрныя колеры: літый — пунсовы, натрый — жоўты, калій — фіялетава, рубідый — блакітна-ружовы, цэзій — ружова-фіялетава. Гэта іх уласцівасць выкарыстоўваецца ў хімічным аналізе і знаходзіць ужыванне ў піратэхніцы пры вырабе феерверкаў.



Біялагічная роля натрыю і калію

Іоны натрыю і калію адыгрываюць важную ролю ў працэсах, якія адбываюцца ў арганізмах чалавека, жывёл і раслін. У арганізме дарослага чалавека ўтрыманне натрыю складае каля 150 г, а калію — каля 250 г.



Кухонная соль NaCl здаўна выкарыстоўваецца як харчовая дабаўка для ўзмацнення смаку прадуктаў і як харчовы кансервант, які прыгнятае рост бактэрый і прадухіляе псаванне прадуктаў харчавання. Хоць рэкамендаваная сутачная норма спажывання солі для дарослых складае 5 г, многія людзі ўжываюць яе з ежай у большых колькасцях. Паколькі гэта небяспечна і з'яўляецца прычынай некаторых захворванняў, неабходна памяншаць колькасць хларыду натрыю ў прадуктах харчавання. З гэтай мэтай вучонымі Беларускага дзяржаўнага ўніверсітэта распрацавана серыя фітасолей «Універсум», у якіх утрыманне хларыду натрыю зменшана за кошт увядзення хларыду калію і розных дабавак з ароматычнай расліннай сыравіны, амінакіслот і вітамінаў. Фітасолі рэкамендаваны Міністэрствам аховы здароўя Рэспублікі Беларусь у якасці дыетычнага прафілактычнага прадукту і прызначаны для замены кухоннай солі пры прыгатаванні прадуктаў здаровага харчавання з паніжаным утрыманнем хларыду натрыю.

Натрый і калій сустракаюцца ў прыродзе толькі ў выглядзе злучэнняў.

Да найважнейшых злучэнняў натрыю і калію адносяцца іх аксіды, гідраксіды, солі.

Многія злучэнні натрыю і калію знайшлі шырокае прымяненне ў самых разнастайных сферах дзейнасці чалавека.

Іоны натрыю і калію адыгрываюць важную ролю ў працэсах жыццядзейнасці чалавека, жывёл і раслін.

Пытанні і заданні

1. Чаму ў прыродзе шчолачныя металы сустракаюцца толькі ў выглядзе злучэнняў?
2. Пералічыце найважнейшыя прыродныя злучэнні натрыю і калію. Дзе яны знаходзяць практычнае прымяненне?
3. Якія злучэнні натрыю і калію сустракаюцца ў паўсядзённым жыцці?
4. Пералічыце найважнейшыя хімічныя ўласцівасці аксідаў натрыю і калію, прывядзіце прыклады адпаведных ураўненняў рэакцый.
5. Ахарактарызуйце найважнейшыя хімічныя ўласцівасці гідраксідаў натрыю і калію, складзіце адпаведныя ўраўненні рэакцый.
6. Фізіялагічны раствор, які шырока выкарыстоўваецца ў медыцыне, уяўляе сабой водны раствор хларыду натрыю, масавая доля якога роўна 0,9 %. Разлічыце масу хларыду натрыю, неабходнага для прыгатавання гэтага раствору аб'ёмам 10 дм^3 , калі яго шчыльнасць складае 1 г/см^3 .

7. Для ўгнаення глебы на кожны яе квадратны метр патрабуецца ўнесці калій масай 15,6 г. Разлічыце масу хларыду калію, які трэба выкарыстаць у якасці калійнага ўгнаення на ўчастку плошчай 50 м².
8. У водны раствор масай 250 г з масавай доляй КОН, роўнай 12,5 %, унеслі порцыю аксіду калію масай 37,8 г. Разлічыце масавую долю раствора нага рэчыва ў атрыманым растворе.

Тэма для практнай дзейнасці

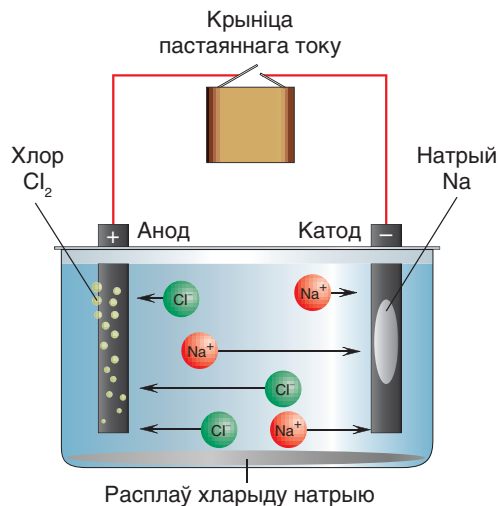
1. Метал з драўнянага попелу.

§ 45. Электрoлiз расплаваў солей

Адным з важных прамысловых спосабаў атрымання шчолачных металаў з'яўляецца раскладанне іх солей электрычным токам. Такі працэс мае спецыяльную назву — **электрoлiз** (ад бел. *электрычны* і грэч. *lysis* — *раскладанне*). Ён ажыццяўляецца пры прапусканні пастаяннага электрычнага току праз расплавы электралітаў — солей або шчолачаў. Пазнаёмімся бліжэй з гэтым метадам на прыкладзе электрoлiзу расплаву хларыду натрыю.

Электрoлiз расплаву хларыду натрыю

Пры награванні некаторыя солі плаваюцца, г. зн. пераходзяць у вадкі стан. Пры гэтым яны як моцныя электраліты цалкам дысацыіруюць на іоны. Напрыклад, добра знаёмы нам хларыд натрыю (кухонная соль) NaCl пры тэмпературы 801 °С ператвараецца ў расплаў — бясколерную вадкасць. Як і ў водным растворе, у расплаве гэта соль знаходзіцца ў выглядзе іонаў — катыёнаў Na^+ і аніёнаў Cl^- . У расплаве яны ажыццяўляюць бесперапынны хаатычны рух. Апусцім у гэты расплаў вугальныя электроды (графітавыя стрыжні), адзін з якіх злучым з дадатным, а другі — з адмоўным полюсамі крыніцы пастаяннага току (мал. 128). Пры гэтым іоны, якія знаходзяцца ў растворе, адразу ж прымуць



Мал. 128. Схема электрoлiзу расплаву хларыду натрыю

накіраваны рух. Дадатна зараджаныя іоны (катыёны) Na^+ пачнуць рухацца да адмоўна зараджанага электрода — **катода**, а адмоўна зараджаныя іоны (аніёны) Cl^- — да дадатна зараджанага электрода — **анода**.

На катодзе, які мае лішак электронаў, катыёны натрыю, што падышлі да яго, аднаўляюцца (прымаюць ад яго электроны) і ўтвараюць простае рэчыва натрый у выглядзе серабрыстага металу:



Адмоўна зараджаны электрод, на якім адбываецца працэс аднаўлення, называюць катодам. Ён выконвае ролю адноўніка.

У той жа час на анодзе, які мае недахоп электронаў, аніёны Cl^- акісляюцца (аддаюць яму электроны) і ператвараюцца ў атамы хлору:

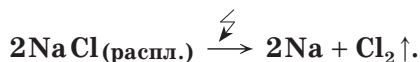


Атамы хлору адразу ж злучаюцца, утвараючы малекулы простага рэчыва хлору Cl_2 . Ён вылучаецца на анодзе ў выглядзе бурбалак газу зелявата-жоўтага колеру, якія ўзнікаюцца ўверх:



Дадатна зараджаны электрод, на якім адбываецца працэс акіслення, называюць анодам. Ён выконвае ролю акісляльніка.

Улічыўшы, што ў выніку электролізу расплаву хларыду натрыю ўтвараюцца простыя рэчывы натрый і хлор, сумарнае ўраўненне гэтага працэсу можна запісаць наступным чынам:



Па гэтым жа прынцыпе адбываецца электроліз расплаваў і іншых галагенідаў металаў, напрыклад CaF_2 , KBr , LiI . Як і хларыд натрыю, яны раскладаюцца на адпаведныя простыя рэчывы. Акрамя солей у расплавах электролізу падвяргаюцца і шчолачы.

Электроліз адбываецца і ў водных растворах, пры гэтым у працэсах на электродах могуць удзельнічаць малекулы вады. Паколькі пры прапусканні электрычнага току праз расплавы або растворы электралітаў (солей, асноў, кіслот) на электродах адначасова ажыццяўляюцца два працэсы — акісленне і аднаўленне, электролізу можна даць такое азначэнне:

Электrolіз — акісляльна-аднаўленчы працэс, які адбываецца на электrolдах пры прапусканні пастаяннага электrolычнага току праз расплавы або растворы электrolітаў.

Прымяненне электrolізу

Электrolіз шырока ўжываецца для атрымання некаторых металаў (калію, натрыю, кальцыю, магнію, алюмінію, цынку), а таксама неметалаў (фтору, хлору, вадароду, кіслароду) і шэрага складаных рэчываў, напрыклад шчолачаў.



У Рэспубліцы Беларусь на базе ААТ «Беларуськалій» паспяхова функцыюе электrolізны цэх, аснашчаны сучасным абсталяваннем. Прадукцыяй цэха з'яўляюцца: цвёрды гідраксід калію і яго водныя растворы, саляная кіслата і гіпахларыт натрыю NaClO.

З дапамогай электrolізу ажыццяўляюць ачыстку большасці каляровых металаў. Электrolіз таксама знаходзіць прымяненне пры паліроўцы паверхні металаў, электrolхімічным заострыванні лёзаў рэжучых інструментаў (брытваў, хірургічных скальпеляў).

Электrolіз шырока выкарыстоўваюць у прамысловасці для нанясення слоя аднаго металу на паверхню другога з мэтай аховы яго ад карозіі (нікеліраванне, храміраванне, залачэнне, серабрэнне). Працэс электrolізу ўжываецца таксама для стварэння на паверхні розных вырабаў токаправодных пакрыццяў, дэкаратыўных малюнкаў і да т. п. Напрыклад, электrolітычным шляхам наносаць тонкія слаі металу на электронныя платы і іншыя дэталі, якія выкарыстоўваюцца ў вытворчасці сучасных тэлевізараў, камп'ютараў, тэлефонаў і г. д. Галіна прамысловасці, якая займаецца асаджэннем металаў на паверхні металічных і неметалічных вырабаў, называецца гальванатэхнікай. Асаджэнне металу на паверхні вырабаў з дапамогай электrolізу дазваляе атрымліваць трывала звязаныя з ёй металічныя пакрыцці (гальвана-стэгія) або лёгка аддзяляемыя дакладныя злёпкі і копіі паверхні гэтых вырабаў (гальвананапластыка).

Акрамя пералічаных вышэй абласцей прымянення электrolізу, у апошнія гады гэты метаd даволі шырока выкарыстоўваецца для ачысткі вады і выдалення раствараных у ёй солей, ачысткі бялкоў, фруктовых сокаў і інш.

Адмоўна зараджаны электрод, на якім адбываецца працэс аднаўлення, называюць катодам. Ён выконвае ролю адноўніка.

Дадатна зараджаны электрод, на якім адбываецца працэс акіслення, называюць анодам. Ён выконвае ролю акісляльніка.

Электrolіз — сукупнасць працэсаў акіслення і аднаўлення, якія адбываюцца на электродах пры прапусканні электрычнага току праз расплавы або растворы электралітаў.

Электrolіз шырока прымяняецца пры атрыманні хімічна актыўных металаў, неметалаў і шэрага складаных рэчываў, для ачысткі металаў, нанясення металічных пакрыццяў на розныя вырабы.

Пытанні і заданні

1. Чым прынцыпова адрозніваецца электрахімічны спосаб атрымання металаў ад вядомых вам хімічных спосабаў?
2. Які электрод называецца катодам? Складзіце схемы аднаўлення на катодзе катыёнаў Ag^+ ; Hg^{2+} ; Au^{3+} .
3. Які электрод называецца анодам? Складзіце схемы акіслення на анодзе аніёнаў F^- ; S^{2-} .
4. На якім з электродаў — катодзе ці анодзе — можа адбывацца кожны з працэсаў:
 - а) $2\text{I}^- - 2\text{e}^- \rightarrow \text{I}_2$;
 - б) $\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}$;
 - в) $2\text{O}^{2-} - 4\text{e}^- \rightarrow \text{O}_2$;
 - г) $\text{Ag}^+ + 1\text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$?
5. Да шкодных прымесей, якія трапляюць у яблычны і цытрусавыя сокі пры іх прамысловай вытворчасці, адносяцца злучэнні медзі(II). Для іх выдалення ў сок змяшчаюць электроды і прапускаюць электрычны ток. Запішыце схему працэсу, які адбываецца на катодзе пры ачыстцы соку ад прымесі іонаў медзі(II).
6. Разлічыце масу натрыю і аб'ём (н. у.) хлору, якія ўтвараюцца пры поўным электrolізе расплаву хларыду натрыю масай 1500 г.
7. Запішыце схемы працэсаў, якія адбываюцца на катодзе і анодзе пры электrolізе расплаву браміду цынку. Складзіце сумарнае ўраўненне электrolізу гэтай солі. Разлічыце масу браміду цынку, пры электrolізе якога ўтвараецца цынк хімічнай колькасцю 6,5 моль.

8. Праз водны раствор масай 400 г, які змяшчаў некаторую колькасць хларыду медзі(II), прапусцілі пастаянны электрычны ток. Калі маса катода перастала змяняцца, прапусканне току спынілі. Аказалася, што маса катода ў выніку электrolізу павялічылася на 25,6 г. Разлічыце масавую долю хларыду медзі(II) у зыходным раствору.

Рыхтуемся да алімпіяд

1. У выніку прапускання пастаяннага электрычнага току праз раствор нітрату серабра на анодзе вылучыўся газ аб'ёмам 2800 см^3 (н. у.). Разлічыце масу металу, які вылучыўся на катодзе.

§ 46. Магній і шчолачназямельныя металы: будова атамаў, фізічныя і хімічныя ўласцівасці простых рэчываў

На папярэдніх уроках вы пазнаёміліся з асаблівым сямействам хімічных элементаў і асобай групай простых рэчываў — шчолачнымі металамі. Вядома ж, яны запамніліся вам «незвычайнасцю» некаторых сваіх фізічных уласцівасцей і высокай хімічнай актыўнасцю. Вы ўжо разумееце, што гэтыя ўласцівасці шчолачных металаў абумоўлены будовай іх атамаў, і ведаеце некаторыя заканамернасці ў змяненні гэтых уласцівасцей па меры павелічэння атамных нумароў элементаў. Усе гэтыя веды вам спатрэбяцца цяпер пры вывучэнні іншай, не менш цікавай групы металаў — магнію **Mg**, кальцыю **Ca**, стронцыю **Sr**, барыю **Ba** і радыю **Ra**. Усе пералічаныя элементы, акрамя **Mg**, адносяцца да прыроднага сямейства шчолачназямельных металаў.



У даўнія часы аксіды металаў называлі землямі. Аксіды CaO , SrO і BaO , якія рэагуюць з вадой з утварэннем шчолачаў, атрымалі назву «шчолачныя землі», а металы, з якіх яны ўтварыліся, былі названы шчолачназямельнымі. Пасля да іх з-за падабенства ўласцівасцей быў далучаны і элемент радыю **Ra**, адкрыты ў канцы XIX ст. Назва «радый» паходзіць ад лацінскага слова *radius*, што ў перакладзе на беларускую мову азначае *прамень*. Справа ў тым, што ядры атамаў гэтага элемента няўстойлівыя і пастаянна выпускаюць прамяні высокай энергіі. Гэту ўласцівасць атамных ядзер Марыя Складоўская-Кюры назвала радыеактыўнасцю. З-за высокай радыеактыўнасці радыю і яго злучэнні ўвесь час вылучаюць цеплату. Радый — вельмі рэдкі хімічны элемент. За час, які прайшоў з моманту яго адкрыцця, вучоныя змаглі атрымаць у чыстым выглядзе толькі каля 1,5 кг гэтага металу.

Становішча ў перыядычнай сістэме і будова атамаў

Магній, кальцый, стронцый, барый і радый — элементы ІІА-групы, у якой разам з імі знаходзіцца таксама элемент берылій **Be**.

Электронныя канфігурацыі знешніх энергетычных узроўняў і некаторыя характарыстыкі атамаў магнію і шчолачназемельных металаў прадстаўлены ў табліцы 22.

Табліца 22. Электронныя канфігурацыі і некаторыя характарыстыкі атамаў магнію і шчолачназемельных металаў

Элемент	Mg	Ca	Sr	Ba	Ra
Атамны нумар	12	20	38	56	88
Электронныя канфігурацыі знешніх энергетычных узроўняў	$3s^2$	$4s^2$	$5s^2$	$6s^2$	$7s^2$
Радыйус атама, нм	0,16	0,197	0,215	0,222	0,235
Электраадмоўнасць	1,23	1,04	0,99	0,97	0,97

Як бачна з табліцы, у атамаў магнію і шчолачназемельных металаў на знешніх энергетычных узроўнях з аднолькавай электроннай канфігурацыяй ns^2 змяшчаецца па два валентныя электроны (n — нумар знешняга ўзроўню і, адпаведна, нумар перыяду ў перыядычнай сістэме). Электронна-графічная схема знешняга энергетычнага ўзроўню ў атамах магнію і шчолачназемельных металаў мае выгляд:



Паколькі пры пераходзе ад элементаў групы ІА да элементаў групы ІІА радыусы атамаў памяншаюцца, у атамах **Mg**, **Ca**, **Sr**, **Ba** і **Ra** валентныя электроны прыцягваюцца да атамных ядзер мацней, чым у шчолачных металаў, што стаяць побач. У параўнанні з імі аднаўленчыя ўласцівасці атамаў і хімічная актыўнасць простых рэчываў **Mg**, **Ca**, **Sr**, **Ba** і **Ra** выяўлены крыху слабей. Тым не менш магній, кальцый, стронцый, барый і радый адносяцца да актыўных металаў. Страчваючы па два валентныя электроны, іх атамы ператвараюцца ў дадатна зараджаныя іоны:



Адпаведна, для разглядаемых металаў у іх злучэннях характэрна адзіная ступень акіслення, роўная +2.

Як і ў групе шчолачных металаў, у радзе ад магнію да радыю аднаўленчыя ўласцівасці простых рэчываў узмацняюцца і іх хімічная актыўнасць узрастае.

Знаходжанне магнію і кальцыю ў прыродзе

Магній і кальцый адносяцца да адных з найбольш распаўсюджаных металаў на нашай планеце. У зямной кары масавыя долі магнію і кальцыю роўны адпаведна 2,4 % і 3,4 %. З-за сваёй высокай актыўнасці гэтыя металы сустракаюцца ў прыродзе толькі ў выглядзе складаных рэчываў, якія ўтвараюць розныя мінералы і горныя пароды. Гэта, напрыклад, даламіт $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$, кальцыт CaCO_3 (аснова мелу і мармуру), гіпс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, фасфарыт $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

Акрамя зямной кары прыроднай крыніцай магнію і кальцыю з'яўляюцца воды мораў і акіянаў. Утрыманне магнію ў марской вадзе складае ў сярэднім 1300 мг/дм^3 , а кальцыю — каля 400 мг/дм^3 . Присутнасцю гэтых солей у прыроднай вадзе абумоўлена яе жорсткасць.

Масавыя долі **Sr** і **Ba** ў зямной кары не перавышаюць 0,01 %, а радыеактыўны радый з'яўляецца прадуктам распаду ўрану і змяшчаецца ў зямной кары ў вельмі малых колькасцях (каля $10^{-12} \%$ па масе).

Фізічныя ўласцівасці простых рэчываў

Простыя рэчывы **Mg**, **Ca**, **Sr**, **Ba** і **Ra** ўяўляюць сабой металы серабрыста-белага колеру (мал. 129). Яны валодаюць высокай цепла- і электраправоднасцю, пластычнасцю і металічным бляскам. Іх цвёрдасць вышэйшая, чым у шчолачных металаў.

У радзе ад магнію да радыю шчыльнасць металаў паступова павялічваецца, а тэмпературы плаўлення памяншаюцца.

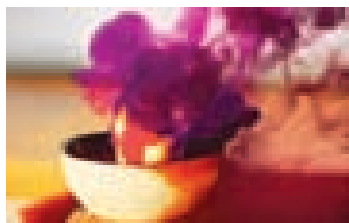


Мал. 129. Простыя рэчывы:
1 — магній, 2 — кальцый,
3 — стронцый, 4 — барый

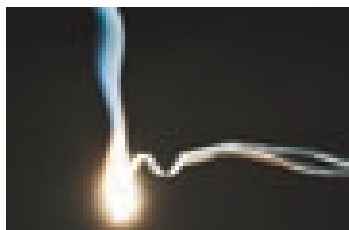
Хімічныя ўласцівасці магнію і шчолачназемельных металаў

Магній і шчолачназемельныя металы валодаюць высокай хімічнай актыўнасцю, якая ўзрастае па меры павелічэння атамных нумароў элементаў.

Разглядаемыя металы рэагуюць з многімі простымі рэчывамі неметаламі — галагенамі, кіслародам, серай, азотам, фосфарам. Гэтыя працэсы адносяцца да рэакцый злучэння.

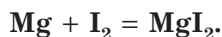


Мал. 130. Рэакцыя магнію з ёдам

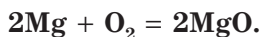


Мал. 131. Гарэнне магнію ў паветры

Узаемадзеянне з галагенамі пачынаецца пры пакаёвай тэмпературы і суправаджаецца вылучэннем энергіі ў выглядзе цеплаты і святла. У фарфоровым кубку змяшам парашкападобныя магній і ёд. Да прыгатаванай сумесі дададзім кроплю вады, якая выконвае ролю каталізатара. Праз 5–10 с пачнецца бурная рэакцыя, якая суправаджаецца ўтварэннем полымя і вылучэннем фіялетавай пары ёду (мал. 130). У выніку гэтай рэакцыі ўтвараецца соль — ёдыд магнію:

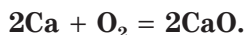


Разглядаемыя металы рэагуюць і з кіслародам, ператвараючыся ў адпаведныя аксіды. Гэтыя рэакцыі злучэння пачынаюцца ўжо пры пакаёвай тэмпературы. Серабрысты магній у прысутнасці кіслароду ці паветра імгненна губляе бляск, пакрываючыся тонкай, але вельмі трывалай аксіднай плёнкай, якая ахоўвае метал ад далейшага акіслення. Пры награванні гэта плёнка разбураецца і магній энергічна згарэе ў паветры асяляльна-яскравым полымем, ператвараючыся ў белы парашок аксиду (мал. 131):



Рэакцыю магнію з кіслародам, якая суправаджаецца яркім выбліскам, раней выкарыстоўвалі для асвятлення пры фотаздымцы.

Аксідная плёнка, якая ўтвараецца на паверхні шчолачназемельных металаў, з'яўляецца вельмі нетрывалай і не ахоўвае іх ад далейшага акіслення. Калі, напрыклад, кавалачак кальцыю пакінуць пры пакаёвай тэмпературы ляжаць на паветры, то метал дастаткова хутка ператворыцца ў горку белага парашку аксиду кальцыю. Пры награванні гэта рэакцыя праходзіць энергічна з утварэннем полымя і вылучэннем цеплаты:

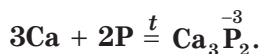
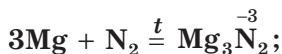


Для прадухілення непажаданых працэсаў акіслення шчолачназемельныя металы, гэтак жа як і шчолачныя, захоўваюць пад слоем газу або мінеральнага масла.

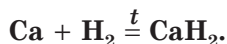
Узаемадзеянне магнію і шчолачназемельных металаў з серай пачынаецца пры награванні. Прадуктамі гэтых рэакцый з'яўляюцца сульфіды — солі серавадароднай кіслаты, напрыклад:



Разглядаемыя металы пры награванні злучаюцца таксама з азотам і з фосфарам. Пры гэтым утвараюцца адпаведныя нітрыды і фасфіды металаў, у якіх атамы N і P знаходзяцца ў ступені акіслення -3 :



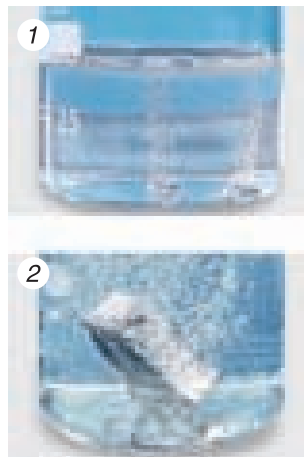
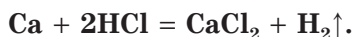
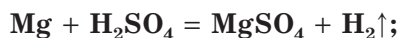
Гэтак жа як і шчолачныя, шчолачназемельныя металы пры награванні рэагуюць з вадародам, ператвараючыся ў гідрыды металаў, напрыклад:



Падобна да шчолачных металаў, магній, кальцый, стронцый і барый узаемадзейнічаюць з вадой. Магній рэагуе з ёй толькі пры награванні, а шчолачназемельныя металы — пры пакаёвай тэмпературы (мал. 132):



Яшчэ больш энергічна магній і шчолачназемельныя металы ўзаемадзейнічаюць з кіслотамі.



Мал. 132. Рэакцыі металаў з вадой: 1 — магнію, 2 — кальцыю

Біялагічная роля магнію і кальцыю

Магній уваходзіць у склад хларафілу — зялёнага пігмента раслін, які адыгрывае ключавую ролю ў працэсе фотасінтэзу вугляводаў. У арганізме дарослага чалавека змяшчаецца каля 70 г магнію, які засяроджаны ў касцявой і мышачнай тканках, у эмали зубоў. Маса кальцыю значна большая — прыкладна 1700 г, з якіх каля 1680 г знаходзіцца ў касцях і зубах, а астатняя колькасць — у крыві і ў клетках мышцаў. Іоны кальцыю ўдзельнічаюць у скарачэнні мышцаў і ў згортанні крыві.

Шчолачназемельныя металы — натуральнае сямейства элементаў з падобнай будовай атамаў і падобнымі ўласцівасцямі простых рэчываў.

У атамах магнію і шчолачназемельных металаў на знешніх энергетычных узроўнях змяшчаецца па два валентныя электроны.

Магній і шчолачназемельныя металы — хімічна актыўныя рэчывы. У рэакцыях яны праяўляюць уласцівасці моцных адноўнікаў.

У радзе ад магнію да радыю хімічная актыўнасць металаў павялічваецца.

Магній і шчолачназемельныя металы злучаюцца з неметаламі — галагенамі, кіслародам, серай, азотам, фосфарам.

Магній і шчолачназемельныя металы рэагуюць з вадой і кіслотамі.

Магній і кальцый удзельнічаюць у жыццёва важных працэсах, якія адбываюцца ў жывых арганізмах.

Пытанні і заданні

1. Якія металы групы ІІА называюцца шчолачназемельнымі? Чаму яны атрымалі такую назву?
2. Чым па будове атамаў адрозніваюцца шчолачныя і шчолачназемельныя металы? Як гэта адрозненне адбіваецца на хімічнай актыўнасці простых рэчываў?
3. У прапанаваных парах выберыце больш актыўны метал:
 - а) Na і Mg;
 - б) Sr і Ba;
 - в) Cs і Ca.Адказ патлумачце.

4. Ахарактарызуйце найважнейшыя фізічныя ўласцівасці магнію і шчолачназемельных металаў. Як яны змяняюцца па меры павелічэння атамных нумароў элементаў?
5. Які са шчолачназемельных металаў самы цяжкі, самы легкаплаўкі?
6. З якімі рэчывамі рэагуюць шчолачназемельныя металы? Прывядзіце прыклады ўраўненняў адпаведных рэакцый.
7. Як трэба правільна захоўваць шчолачназемельныя металы?
8. У выніку рэакцыі невядомага шчолачназемельнага металу з вадой вылучыўся вадарод аб'ёмам $3,36 \text{ дм}^3$ (н. у.) і ўтварылася аснова масай $25,65 \text{ г}$. Вызначыце метал.

Рыхтуемся да алімпіяд

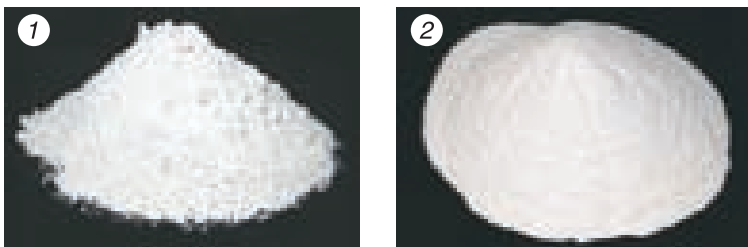
1. Порцыю меднага купарвасу $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ масай $37,5 \text{ г}$ растварылі ў вадзе аб'ёмам 165 см^3 і ў прыгатаваны раствор дадалі парашок магнію. Пасля заканчэння рэакцыі ўтвораную сумесь цвёрдых рэчываў адфільтравалі і ўнеслі ў саляную кіслату (лішак). Гэта прывяло да вылучэння газу аб'ёмам $7,84 \text{ дм}^3$ (н. у.). Разлічыце масу магнію, дабаўленага ў раствор солі медзі.

§ 47. Найважнейшыя злучэнні магнію і кальцыю

Да найважнейшых злучэнняў магнію і кальцыю адносяцца іх аксіды, гідраксіды, солі. Усе яны з'яўляюцца рэчывамі немалекулярнай будовы з іонным тыпам хімічнай сувязі. Пазнаёмімся са злучэннямі магнію і кальцыю бліжэй.

Аксіды магнію і кальцыю

Аксіды магнію MgO і кальцыю CaO — цвёрдыя тугаплаўкія рэчывы белага колеру (мал. 133) з іоннымі крышталічнымі рашоткамі.



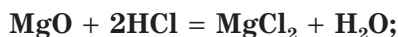
Мал. 133. Аксіды: 1 — магнію, 2 — кальцыю



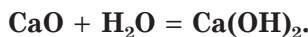
Аксід магнію ў выглядзе магнезій — лёгкага, друзлага парашку белага колеру — добра знаёмы тым, хто займаецца гімнастыкай. Нанесены на далоні, гэты парашок паглынае вільгаць і тым самым засцерагае спартсмена ад небяспекі сарвацца з гімнастычнага снарада (напрыклад, з перакладзіны).

Аксіды магнію і кальцыю — тыповыя асноўныя аксіды, якія праяўляюць характэрныя для іх хімічныя ўласцівасці.

Аксід магнію рэагуе з кіслотамі і кіслотнымі аксідамі з утварэннем адпаведных солей, напрыклад:



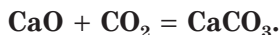
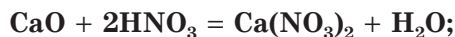
Аксід кальцыю ў параўнанні з аксідам магнію хімічна больш актыўны. Ён энергічна рэагуе з вадой з вылучэннем вялікай колькасці цеплаты:



Пры гэтым частка вады, дабаўленай да аксіду, закіпае, утвараючы воблака пары, як пры гашэнні вогнішча вадой (мал. 134). Таму дадзеную рэакцыю называюць гашэннем вапны, а яе прадукт — маларастваральны ў вадзе Ca(OH)_2 — гашанай вапнай.



Аксід кальцыю, гэтак жа як і аксід магнію, рэагуе з кіслотамі і кіслотнымі аксідамі, утвараючы адпаведныя солі:



Аксід магнію выкарыстоўваецца як кампанент вогнетрывалых матэрыялаў і спецыяльных цэментаў, напаўняльнік у вытворчасці гумы, харчовая дабаўка Е530.

Аксід кальцыю прымяняецца для вырабу сілікатнай цэглы, сухіх будаўнічых сумесей, гашанай вапны, карбіду кальцыю, у вытворчасці сталі, а таксама як харчовая дабаўка Е529.

Мал. 134. Рэакцыя аксіду кальцыю з вадой

Гідраксіды магнію і кальцыю

Гідраксіды магнію $\text{Mg}(\text{OH})_2$ і кальцыю $\text{Ca}(\text{OH})_2$ — цвёрдыя рэчывы белага колеру з іоннымі крышталічнымі рашоткамі.

Абодва гідраксіды характарызуюцца нязначнай растваральнасцю ў вадзе. Пры $20\text{ }^\circ\text{C}$ растваральнасці $\text{Mg}(\text{OH})_2$ і $\text{Ca}(\text{OH})_2$ роўны адпаведна 0,0012 г і 0,185 г на 100 г вады. У адпаведнасці з гэтым гідраксід магнію адносіцца да нерастваральных, а гідраксід кальцыю — да мала-растваральных асноў.

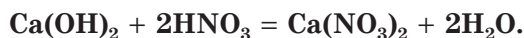
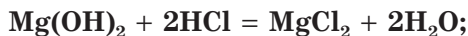
Калі даволі вялікую порцыю гашанай вапны ўнесці ў вадку і прыгатаваную сумесь старанна змяшаць, то некаторая частка асновы растворяецца, а нераствораны гідраксід утвораецца белую непразрыстую завісь цвёрдых часцінак у вадкасці. Паколькі гэтая завісь знешне нагадвае малако, яе называюць вапнавым малаком. Праз некаторы час цвёрдыя часцінкі нерастворанага $\text{Ca}(\text{OH})_2$ асядуць у выглядзе асадку, над якім утвораецца празрыстая вадкасць — насычаны раствор гідраксиду кальцыю. Паколькі па знешнім выглядзе ён нагадвае вадку, яго называюць вапнавай вадой.

У адпаведнасці з тым, што растваральнасць гідраксиду магнію ў вадзе вельмі нізкая, яго не адносяць да шчолачаў. У той жа час гідраксід кальцыю, які валодае больш высокай растваральнасцю і з'яўляецца моцным электралітам, адносіцца да групы шчолачаў. У водных растворах ён дысацыіруе на іоны неабарачальна і цалкам:

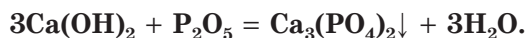
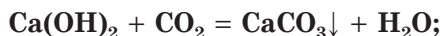


Гэта ж адносіцца і да растваральных гідраксиду стронцыю $\text{Sr}(\text{OH})_2$ і барыю $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

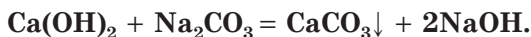
У хімічных рэакцыях гідраксіды магнію і кальцыю праяўляюць усе агульныя ўласцівасці асноў. Яны рэагуюць з кіслотамі з утварэннем солей і вады, напрыклад:



Гідраксід кальцыю як шчолач у водных растворах узаемадзейнічае з кіслотнымі аксідамі. Прадуктамі гэтых рэакцый, як і ў папярэднім выпадку, з'яўляюцца солі і вада:



Гідраксід кальцыю рэагуе таксама з растваральнымі солямі, напрыклад:



Як гідраксід магнію, так і гідраксід кальцыю пры награванні складаюцца на аксід металу і ваду, напрыклад:



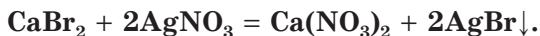
Гідраксід магнію выкарыстоўваецца ў хімічнай прамысловасці як палынальнік выкідаў сярністага газу і вогнеахоўны сродак для некаторых пластмас; у харчовай прамысловасці для рафінавання цукру і ў якасці харчовай дабаўкі E528; у медыцыне для вырабу лекавых прэпаратаў, у вытворчасці зубной пасты.

Гідраксід кальцыю знаходзіць прымяненне ў хімічнай прамысловасці для атрымання хлорнай вапны; у будаўнічай галіне для вырабу спецыяльных гатункаў бетону і цэглы, будаўнічых раствораў; для пабелкі сцен, столяў, платоў, ствалоў дрэў; у харчовай прамысловасці для ачысткі цукру і ў якасці харчовай дабаўкі E526; у гарбарнай галіне для дублення скур; у сельскай гаспадарцы як кампанент сродкаў для барацьбы з захворваннямі раслін.

Солі магнію і кальцыю

Солі магнію і кальцыю — цвёрдыя рэчывы з іоннымі крышталічнымі рашоткамі. Яны адрозніваюцца па сваёй растваральнасці ў вадзе. Да растваральных солей магнію і кальцыю адносяцца, напрыклад, іх хларыды і нітраты. Маларастваральнымі з'яўляюцца сульфід магнію MgSO_3 і сульфат кальцыю CaSO_4 , а нерастваральнымі — карбанаты і фасфаты названых металаў, напрыклад MgCO_3 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

Солі магнію і кальцыю ўступаюць у рэакцыі з кіслотамі, шчолачамі і солямі. Як вы ўжо ведаеце, гэтыя працэсы магчымы, калі адзін або абодва прадукты ўзаемадзеяння «сыходзяць» з раствору ў выглядзе газу або асадку, напрыклад:



Найбольш важнымі солямі магнію з'яўляюцца хларыд MgCl_2 і сульфат MgSO_4 .

Пазнаёмімся з найважнейшымі солямі кальцыю. Гэта першым чынам нерастваральныя ў вадзе карбанат CaCO_3 , фасфат $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, сульфат CaSO_4 , а таксама растваральныя гідракарбанат $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, хларыд CaCl_2 і нітрат $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.

Карбанат кальцыю ўяўляе сабой белы аморфны парашок або бясколерныя празрыстыя крышталі, нерастваральныя ў вадзе. Сустракаецца ў прыродзе ў выглядзе мінералу кальцыту і горных парод — мелу, мармуру, вапняку. Ён уваходзіць у склад жэмчугу, ракавін малюскаў, яечнай шкарлупіны.

Гідракарбанат кальцыю існуе толькі ў растворах. Утвараецца ў выніку рэакцыі нерастваральнага карбанату кальцыю з вадой і вуглякіслым газам:

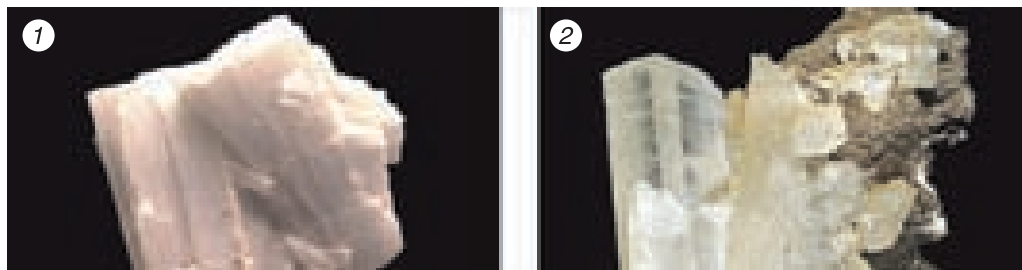


Паколькі гэта рэакцыя пастаянна адбываецца ў навакольным асяроддзі, прыродная вада заўсёды змяшчае прымесь гідракарбанату кальцыю.

Фасфат кальцыю — цвёрдае белае парашкападобнае рэчыва, нерастваральнае ў вадзе. У прыродных умовах уваходзіць у склад шэрага мінералаў (апатыты) і горных парод (фасфарыты). Фасфат кальцыю з'яўляецца найважнейшым кампанентам касцявой тканкі і зубнай эмали пазваночных.

Сульфат кальцыю — белы аморфны парашок або бясколерныя празрыстыя крышталі, нерастваральныя ў вадзе. У прыродзе сустракаецца ў выглядзе мінералаў — ангідрыту CaSO_4 і гіпсу $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (мал. 135).

Вядомы яшчэ адзін крышталегідрат сульфату кальцыю — так званы «палены» гіпс, або алебастр $(\text{CaSO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Ён утвараецца пры награванні прыроднага гіпсу:



Мал. 135. Прыродныя крышталі: 1 — ангідрыту, 2 — гіпсу

Пры змешванні парашку алебастру з вадой утвараецца цестападобная маса, якая злёгка разаграваецца і хутка цвярдзее. Гэта адбываецца за кошт рэакцыі, супрацьлеглай вышэй апісанай. Алебастр злучаецца з вадой і ператвараецца ў гіпс:



Солі магнію і кальцыю знаходзяць шырокае практычнае прымяненне.

Хларыд магнію выкарыстоўваецца як зыходнае рэчыва для атрымання магнію і для вырабу магнезіяльных цэментаў, як кампанент антыгалалёдных сумесей і лекавых прэпаратаў, як харчовая дабаўка E511.

Сульфат магнію знаходзіць прымяненне як мікраўгнаенне для раслін, як кампанент заспакойлівых, супрацьсутаргавых, спазмалітычных лекавых прэпаратаў і сродкаў для паніжэння ціску, у вытворчасці паперы і тэкстылю, пры апрацоўцы скур, як харчовая дабаўка E518.

Карбанат кальцыю ўжываецца для атрымання сілікатнага шкла, для вырабу будаўнічых сумесей, шпаклёвак, герметыкаў. Ён таксама выкарыстоўваецца ў вытворчасці некаторых пластыкаў і сінтэтычных валокнаў, паперы, кардону, зубной пасты, у якасці харчовай дабаўкі E170.

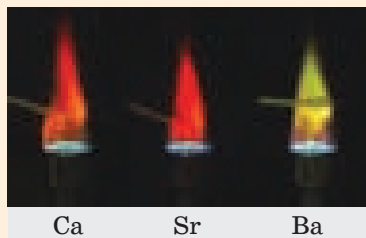
Фасфат кальцыю знаходзіць ужыванне ў вытворчасці мінеральных угнаенняў, керамікі, фосфарнай кіслаты. Выкарыстоўваецца як крыніца кальцыю і фосфару для падкормкі жывёлы і птушак, як харчовая дабаўка E341.

Сульфат кальцыю ў выглядзе алебастру ўжываецца для вырабу сухой тынкоўкі і гіпсакардону, ляпніны, барэльефаў, карнізаў і скульптурных вырабаў, для накладання гіпсавых павязак і гарсэтаў, як харчовая дабаўка E516.

Хларыд кальцыю выкарыстоўваецца як вільгацэпаглынальнік для асушэння газаў, як кампанент супрацьгалалёдных сумесей, як сродак для абяспыльвання грунтавых дарог і як кампанент лекавых прэпаратаў. Ён знаходзіць прымяненне таксама пры вырабе тварагу і сыроў, для змякчэння ялавічыны і бараніны, для павелічэння тэрмінаў захоўвання яблыкаў, выкарыстоўваецца ў якасці харчовай дабаўкі E509.



Шчолачназемельныя металы і іх злучэнні надаюць полымю газавай гарэлкі або спіртоўкі характэрныя колеры: кальцый — цагляна-чырвоны, стронцый — кармінава-чырвоны, барый — жаўтавата-зялёны. Гэта іх уласцівасць выкарыстоўваецца ў хімічным аналізе і знаходзіць ужыванне ў піратэхніцы пры вырабе феерверкаў.



Да найважнейшых злучэнняў магнію і кальцыю адносяцца іх аксіды, гідраксіды, солі.

Аксіды магнію і кальцыю — тыповыя асноўныя аксіды. Яны рэагуюць з кіслотамі і кіслотнымі аксідамі. Аксід кальцыю рэагуе з вадой.

Гідраксід магнію — нерастваральная, а гідраксід кальцыю — маларастваральная аснова.

Многія злучэнні магнію і кальцыю знаходзяць шырокае практычнае прымяненне.

Для выяўлення ў растворах іонаў барыю Ba^{2+} можна выкарыстоўваць растворы сульфатаў і карбанатаў, а для выяўлення іонаў кальцыю Ca^{2+} — растворы карбанатаў.

Пытанні і заданні

1. Якія найважнейшыя злучэнні магнію вам вядомы? Дзе яны знаходзяць практычнае прымяненне?
2. Пералічыце найважнейшыя злучэнні кальцыю. Якое з іх уваходзіць у склад касцей і зубоў, а якое складае аснову мелу і мармуру?
3. Як можна растлумачыць памутненне вапнавай вады пры захоўванні яе ў адкрытай колбе? Складзіце ўраўненні адпаведнай рэакцыі ў малекулярнай, поўнай і скарачонай іонных формах.
4. Запішыце ўраўненні рэакцый, за кошт якіх у вапняковых масівах зямной кары ўтвараюцца пячоры, а ў іх — сталактыты і сталагміты.
5. У адным з відаў плаўленых сыркоў масавая доля харчовай дабаўкі E341 складае 1,8 %, а яе максімальная сутачная доза для дарослага чалавека роўна 40 мг на 1 кг масы цела. Вызначыце, ці не перавысіце вы гэту дозу, з'еўшы адзін сырок масай 80 г. Разлічыце масу (мг) фосфару, які змяшчаецца ў ім.
6. Разлічыце масу алебастру, неабходнага для атрымання гіпсу масай 4,3 кг.

7. Складзіце ўраўненні рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:
- а) $\text{Ca} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca(NO}_3)_2 \rightarrow \text{CaSO}_4$;
 б) $\text{Mg} \rightarrow \text{MgSO}_4 \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg(OH)}_2 \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{MgCO}_3$.
8. Адзін з крышталегідратаў сульфату магнію масай 36,9 г нагрэлі да поўнага выдалення вады і атрымалі цвёрды астатак масай 18 г. Вызначыце хімічную формулу крышталегідрату.

Рыхтуемся да алімпіяд

1. Да раствору масай 200 г, які змяшчае хларыд аднаго са шчолачназемельных металаў, дадалі раствор карбанату калію (лішак). У выніку рэакцыі ўтварыліся асадак масай 19,7 г і растваральная соль масай 14,9 г. Разлічыце масавую долю солі ў зыходным раствору.

Тэма для практнай дзейнасці

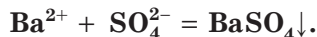
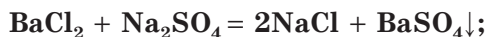
1. Магній і кальцый — металы жыцця.

§ 48. Якаснае выяўленне іонаў кальцыю і барыю ў растворах. Жорсткасць прыроднай вады

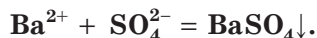
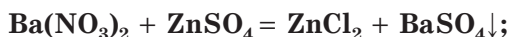
Вы ўжо ведаеце, што для выяўлення якога-небудзь рэчыва ў раствору трэба правесці рэакцыю з удзелам гэтага рэчыва, якая суправаджаецца ўтварэннем асадку, вылучэннем газу або змяненнем колеру раствору. У выпадку электралітаў (кіслот, асноў, солей) у якасныя рэакцыі ўступаюць іоны, якія змяшчаюцца ў растворах названых рэчываў.

Якасныя рэакцыі на іоны кальцыю і барыю

Для доказу наяўнасці іонаў металаў у растворах солей праводзяць якасныя рэакцыі, у ходзе якіх утвараюцца асадкі. Напрыклад, калі да бясколернага раствору хларыду барыю BaCl_2 дадаць такі ж бясколерны раствор сульфату натрыю Na_2SO_4 , то адразу ж утворацца белы асадак прадукту рэакцыі — сульфату барыю:

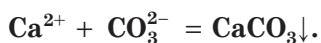


Асадак такога ж саставу і колеру ўтворацца, калі да раствору любой іншай солі барыю, напрыклад $\text{Ba(NO}_3)_2$, дадаць раствор сульфату любога іншага металу, напрыклад ZnSO_4 :



Нягледзячы на тое што ў разгледжаных выпадках рэагуюць розныя рэчывы, рэакцыі паміж імі зводзяцца да злучэння адных і тых жа іонаў — Ba^{2+} і SO_4^{2-} . Таму раствор, які змяшчае сульфат-іоны, можна выкарыстоўваць для якаснага выяўлення іонаў барыю (і наадварот: раствор, які змяшчае іоны барыю, можна выкарыстоўваць для якаснага выяўлення сульфат-іонаў).

Дакладна гэтак жа пры змешванні раствораў любых солей кальцыю з растворамі любых карбанатаў утвараецца асадак аднаго і таго ж са-ставу, паколькі гэтыя рэакцыі зводзяцца да злучэння адных і тых жа іонаў:



Такім чынам, раствор, які змяшчае карбанат-іоны, можна выкарыс-тоўваць для доказу наяўнасці іонаў кальцыю (і наадварот: раствор, які змяшчае іоны кальцыю, можна выкарыстоўваць для доказу наяўнасці карбанат-іонаў).

Лабараторны дослед 5

Якасныя рэакцыі на іоны кальцыю і барыю

Якасныя рэакцыі на іоны кальцыю знаходзяць шырокае прымя-ненне пры аналізе лекавых прэпаратаў, даследаванні прыроднай вады, некаторых прадуктаў харчавання. Выяўленне іонаў барыю адыгрывае важную ролю ў вызначэнні саставу эмалей і керамічнай пліткі, у крими-налістыцы.

У адну з дзвюх прабірак наліце раствор хларыду кальцыю, а ў другую — раствор хларыду барыю (аб'ёмы раствораў роўны прыклад-на 1 см^3). Да раствору солі кальцыю дадайце такі ж аб'ём раствору карба-нату натрыю, а да раствору солі барыю — такі ж аб'ём раствору сульфату натрыю. Адзначце афарбоўку асадкаў, якія выпалі ў абедзвюх прабірках.

Складзіце ўраўненні хімічных рэакцый у малекулярнай, поўнай і скарачанай іонных формах.

Жорсткасць прыроднай вады і спосабы яе памяншэння

Вада акіянаў і мораў, азёр і рэк, як і вада з калодзежа ці водаправода, заўсёды ўтрымлівае розныя раствораныя прымесі. Часцей за ўсё гэта солі — гідракарбанаты, сульфаты, хларыды кальцыю, магнію, жалеза, натрыю і калію. З іх асаблівы ўплыў на спажывецкія якасці вады аказваюць солі



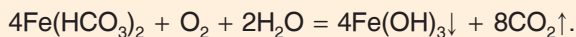
Мал. 136. Накіп на награвальным элеменце пральнай машыны

на цеплаэлектранагравальніках (ЦЭНах) пральных машын утвараецца шчыльны слой шэрага колеру — накіп (мал. 136). Ён дрэнна праводзіць цеплату, з прычыны чаго павялічваецца расход паліва (электраэнергіі), паскараецца зношванне паравых катлоў, кацельных устаноў.

У залежнасці ад прыроды аніёнаў, якія разам з катыёнамі кальцыю і магнію ўтрымліваюцца ў прыроднай вадзе, адрозніваюць яе карбанатную (часовую) і некарбанатную (пастаянную) жорсткасць. Карбанатная жорсткасць абумоўлена наяўнасцю ў вадзе гідракарбонатаў $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ і $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$. Пры наяўнасці ў вадзе іншых солей кальцыю і магнію (сульфатаў, хларыдаў) яе жорсткасць называюць некарбанатнай. Паколькі практычна заўсёды ў прыроднай вадзе ўтрымліваюцца солі ўсіх пералічаных відаў, гавораць аб яе агульнай жорсткасці.



Калі ў водаправоднай вадзе змяшчаецца вялікая колькасць гідракарбонату жалеза (II), пры кантакце з паветрам ён раскладаецца з вылучэннем бурага гідраксиду жалеза(III):

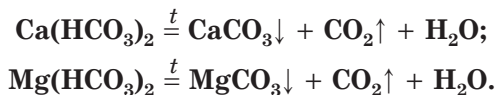


З прычыны гэтага на паверхні ваннаў, ракавін, унітазаў часта ўтвараюцца бурныя падцёкі, якія цяжка выдаліць.



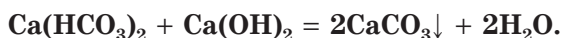
Вада, у якой утрыманне солей кальцыю і магнію невялікае, называецца мяккай. У ёй добра разварваецца гародніна, а мыйныя сродкі даюць багатую пену. Для атрымання такой вады прыродную ваду падвяргаюць спецыяльнай апрацоўцы (змякчэнню), у выніку якой яе жорсткасць памяншаецца.

Для памяншэння карбанатнай жорсткасці ваду кіпяцяць або дадаюць да яе гашаную вапну Ca(OH)_2 . Пры кіпячэнні гідракарбанаты, якія змяшчаюцца ў вадзе, раскладаюцца:

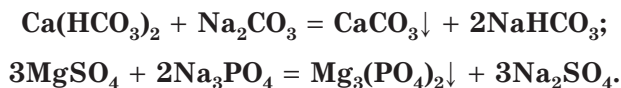


Нерастваральныя CaCO_3 і MgCO_3 , якія вылучаюцца пры гэтым, асядаюць на цвёрдых паверхнях, утвараючы на іх слой накіпу.

Пры дадаванні вапны гідракарбанаты магнію і кальцыю таксама ператвараюцца ў нерастваральныя карбанаты, напрыклад:



Для памяншэння агульнай жорсткасці да прыроднай вады дадаюць карбанат натрыю Na_2CO_3 (соду) або фасфат натрыю Na_3PO_4 . Гэтыя рэчывы рэагуюць з усімі солямі кальцыю і магнію з утварэннем іх нерастваральных карбанатаў і фасфатаў, напрыклад:



У абодвух выпадках з прычыны ўтварэння нерастваральных солей кальцыю і магнію ўтрыманне іх катыёнаў у прыроднай вадзе памяншаецца і яна становіцца больш «мяккай».



Жорсткасць прыроднай вады можна паменшыць яе вымарожваннем. Для гэтага ваду паступова замарожваюць, пакідаючы ў вадкім стане прыкладна 10 % ад яе агульнага аб'ёму. Пры ўтварэнні лёду вада, якая цвярдзее, «выштурхвае» з сябе раствораныя солі. Яны назапашваюцца ў яшчэ не замёрзлай вадкай вадзе, якую затым зліваюць. Лёд, што застаецца, расплаўляюць і атрымліваюць мяккую ваду, у якой утрыманне солей на шмат меншае, чым да вымарожвання.

Для атрымання вады, цалкам вычышчанай ад раствораных солей, прыродную ваду падвяргаюць перагонцы, або дыстыляцыі. Пры кіпячэнні вады нелетучыя солі, якія змяшчаюцца ў ёй, застаюцца ў вадкасці, а летучая вада выпараецца, пераходзіць у парападобны стан. Вадзяная пара, якая ўтвараецца, адводзіцца ў спецыяльны «халадзільнік», у якім яна астуджаецца і ператвараецца ў вадкую ваду. У ёй ужо няма раствораных солей. Такая вада называецца дыстыляванай.

Для якаснага выяўлення ў растворах іонаў барыю Ba^{2+} можна выкарыстоўваць растворы сульфатаў, а для выяўлення іонаў кальцыю Ca^{2+} — растворы карбанатаў.

Прыродная вада з дастаткова высокім утрыманнем солей кальцыю і магнію называецца жорсткай.

Для памяншэння жорсткасці вады яе падвяргаюць кіпячэнню ці ўздзеянню гашанай вапны, карбанату ці фасфату натрыю.

Пытанні і заданні

1. У адной з дзвюх прабірак знаходзіцца раствор нітрату барыю, у другой — раствор нітрату калію. Як можна адрозніць гэтыя зусім аднолькавыя па знешнім выглядзе растворы?
2. Якія натуральныя прымесі заўсёды змяшчаюцца ў прыроднай вадзе? Якая вада называецца жорсткай? Якімі ўласцівасцямі яна адрозніваецца ад мяккай вады?
3. Якая, на ваш погляд, вада з'яўляецца самай «мягкай»: артэзіянская, рачная ці дажджавая? Адказ растлумачце.
4. Чым карбанатная жорсткасць вады адрозніваецца ад некарбанатнай?
5. Што ўяўляе сабой накіп на ўнутраных сценах чайніка? Уявіце, што ў вас ёсць разбаўленыя растворы трох рэчываў — гідраксиду калію, карбанату натрыю і хлоравадароду. Які з гэтых раствораў вы б выкарысталі для выдалення накіпу? Складзіце ўраўненне адпаведнай хімічнай рэакцыі.
6. Да раствору масай 120 г з невядомай масавай доляй хларыду барыю дадалі раствор масай 80 г з невядомай масавай доляй сульфату натрыю, пры гэтым абедзве солі прарэагавалі цалкам, і ўтварыўся асадок масай 23,3 г. Разлічыце масавую долю хларыду натрыю ў раствору над асадкам.
7. Дапоўніце схему формуламі рэчываў і складзіце ўраўненні рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць ператварэнні:



Рыхтуемся да алімпіяд

1. У адным з узораў прыроднай вады ўтрыманне іонаў кальцыю складае $0,3 \text{ г/дм}^3$. Разлічыце масу карбанату натрыю, які неабходна дадаць да такой вады аб'ёмам 10 м^3 для зніжэння ўтрымання ў ёй іонаў кальцыю да $0,03 \text{ г/дм}^3$. (Змяненне аб'ёму вадкасці ў выніку дадання соды можна не прымаць у разлік.)

Тэмы для праектнай дзейнасці

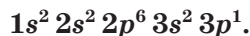
1. Жорсткая вада: карысць ці шкода?
2. Ці карысная дыстыляваная вада для чалавека?

§ 49. Алюміній. Агульная характарыстыка элемента. Фізічныя і хімічныя ўласцівасці алюмінію, яго атрыманне і прымяненне

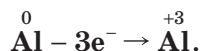
Алюміній — метал, які знаходзіць шырокае практычнае прымяненне ў прамысловасці, будаўніцтве і быце. Паколькі гэты факт заслугоўвае асаблівай увагі, пазнаёмімся з алюмініем і яго найважнейшымі злучэннямі бліжэй.

Агульная характарыстыка хімічнага элемента

Алюміній **Al** — элемент з атамным нумарам 13 і адноснай атамнай масай, роўнай прыкладна 27, які адносіцца да металаў. Ён знаходзіцца ў 3-м перыядзе, у IIIA-групе. У ядры атама $^{27}_{13}\text{Al}$ ёсць 13 пратонаў, а ў яго электроннай абалонцы 13 электронаў, якія размеркаваны на трох энергетычных узроўнях:



З-за свайой невысокай электраадмоўнасці ён аддае гэтыя электроны іншым атамам і пераходзіць у стан са ступенню акіслення, роўнай +3:



Алюміній — самы распаўсюджаны метал на нашай планеце. У зямной кары яго масавая доля складае прыкладна 7,5 %. У прыродзе гэты метал знаходзіцца толькі ў выглядзе складаных рэчываў, якія ўваходзяць у састаў розных мінералаў, горных парод і прадуктаў іх разбурэння — глін. Гэта, напрыклад, карунд Al_2O_3 , баксіты $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, крыяліт Na_3AlF_6 , каалін $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

Фізічныя ўласцівасці алюмінію

Простае рэчыва алюміній уяўляе сабой серабрыста-белы лёгкі метал (мал. 137). Яго тэмпература плаўлення адносна невысокая і складае +660 °С. Алюміній вельмі пластычны, лёгка пракатваецца ў фольгу і працягваецца ў дрот, добра праводзіць цеплату і электрычны ток.

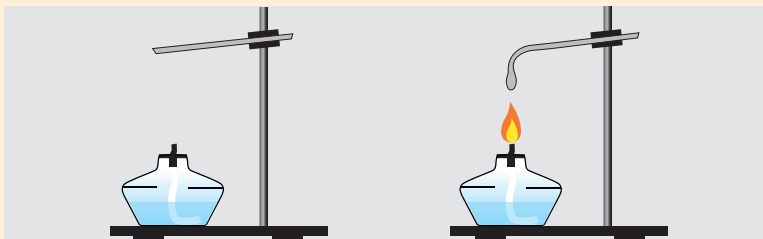


Мал. 137. Алюміній

Паверхня алюмінію, які кантактуе з паветрам, заўсёды пакрыта найтанчэйшай плёнкай аксиду Al_2O_3 , якая ахоўвае метал ад далейшага акіслення.



Калі алюмініевы дрот патрымаць над полымем, праз некаторы час на яго канцы ўтвараецца патаўшчэнне ў выглядзе «кропелькі». Пры награванні алюміній плавіцца, сцякае ўніз і збіраецца ў «мяшчочку» з тонкай і трывалай аксіднай плёнкі.



З іншымі металамі (Mg, Mn, Zn, Cu, Fe, Ni, Cr) і неметаламі (Si, B) алюміній утварае сплавы, найважнейшымі з якіх з'яўляюцца:

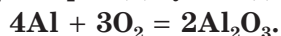
1) сілумыны — сплавы Al з Si (4,5–13 %) і невялікімі дабаўкамі Cu, Mn, Mg;

2) дзюралюміній (дзюраль) — сплаў Al з Cu (4 %), Mg (0,5 %) і Mn (0,5 %).

Хімічныя ўласцівасці алюмінію

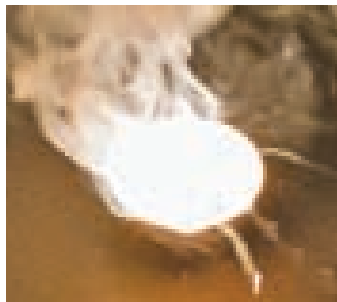
Становішча алюмінію ў радзе актыўнасці металаў сведчыць аб яго высокай аднаўленчай здольнасці і дазваляе аднесці яго да хімічна актыўных металаў.

Пры награванні алюміній злучаецца з кіслародам і ператвараецца ў аксід алюмінію:



Гэту рэакцыю можна назіраць пры ўнясенні дробнадысперснага парашку алюмінію («алюмініевай пудры») у полымя спіртоўкі. Аксід алюмінію ўтвараецца ў выглядзе белага дыму, які складаецца з драбнюткіх крышталікаў аксиду.

Рэакцыя алюмінію з серай (мал. 138) пачынаецца пры награванні і адбываецца



Мал. 138. Рэакцыя алюмінію з серай

ў выглядзе асяляльна-яркай успышкі, у выніку якой утвараецца шэры парашок солі — сульфід у алюмінію:



Алюміній рэагуе і з галагенамі. Напрыклад, пры ўнясенні кавалачка алюмініевай фольгі ў прабірку з бромам метал успыхвае і згарае з утварэннем брамід у алюмінію (мал. 139):

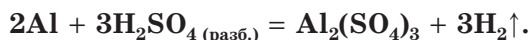
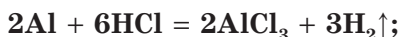


Сваю высокую хімічную актыўнасць алюміній праяўляе ў рэакцыях і са складанымі рэчывамі — вадой, растворамі кіслот, шчолачаў і солей.

З вадой алюміній рэагуе толькі пасля разбурэння на яго паверхні аксіднай плёнкі. Прыбраць яе шляхам драпання нажом або з дапамогай напільніка немагчыма, паколькі на вычышчанай паверхні пад дзеяннем кіслароду маментальна ўтвараецца новая плёнка, якая ахоўвае метал ад далейшага акіслення. Ахоўнае дзеянне аксіднай плёнкі можна аслабіць, калі выкарыстаць алюміній у выглядзе сплаву з ртуццю. На яго паверхні аксідная плёнка ўтрымліваецца вельмі слаба і практычна не ахоўвае метал ад акіслення. Алюміній, сплаўлены з ртуццю, рэагуе з вадой нават пры пакаёвай тэмпературы (мал. 140). У ходзе гэтай рэакцыі ён выцясняе з вады вадарод і ператвараецца ў гідраксід:



Алюміній лёгка раствараецца ў разбаўленых кіслотах з утварэннем адпаведных солей, напрыклад:



Канцэнтраваныя азотная і серная кіслоты пры пакаёвай тэмпературы не рэагуюць з алюмініем, «пасівіруючы» яго паверхню з-за ўтварэння шчыльнай плёнкі аксиду алюмінію.

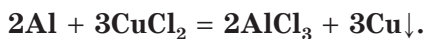


Мал. 139. Рэакцыя алюмінію з бромам

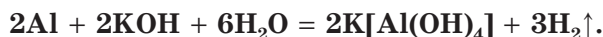


Мал. 140. Рэакцыя алюмінію з вадой

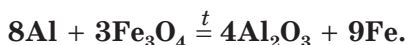
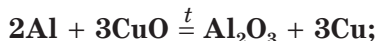
Алюміній выцясняе менш актыўныя металы (напрыклад, **Cu**, **Sn**, **Hg**) з водных раствораў іх солей. Так, пры ўнясенні алюмініевага дроту ў раствор хларыду медзі(II) ён пакрываецца друзлым чырванавата-карычневым слоем дробнадысперснай медзі, якая ўтвараецца ў выніку рэакцыі:



Характэрнай асаблівасцю алюмінію з'яўляецца яго здольнасць рэагаваць у водных растворах са шчолачамі. У выніку гэтых рэакцый утвараюцца комплексныя солі і вылучаецца вадарод, напрыклад:



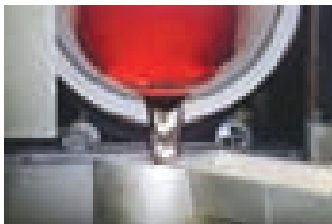
Пры высокай тэмпературы алюміній выцясняе іншыя металы з іх аксідаў, напрыклад:



Гэты метады атрымання металаў называюцца алюматэрміяй.

Атрыманне алюмінію

Сыравінай для прамысловага атрымання алюмінію з'яўляюцца яго руды — баксіты, з якіх спачатку вылучаюць аксід алюмінію. Аднавіць алюміній з гэтага аксіду можна толькі з дапамогай электролізу, прапускаючы праз расплаў Al_2O_3 электрычны ток. Паколькі гэты аксід плавіцца толькі пры 2070 °С, праводзіць працэс пры такой высокай тэмпературы тэхнічна вельмі складана і эканамічна нявыгадна. Для спрашчэння тэхналогіі і зніжэння энергазатрат аксід Al_2O_3 не расплаўляюць, а раствараюць у расплаве крыяліту Na_3AlF_6 , які плавіцца пры значна ніжэйшай тэмпературы. Пры прапусканні праз прыгатаваны раствор электрычнага току на катодзе вылучаецца алюміній, а на анодзе — кісларод:



Ва ўмовах працэсу (каля 1000 °С) алюміній, які ўтвараецца, знаходзіцца ў расплаўленым стане і яго перыядычна выліваюць з электролізнай ванны (мал. 141).

Мал. 141. Разліванне вадкага алюмінію



У 1952 г. у Кітаі была знойдзена грабніца палкаводца Чжоў-Чжу, які памёр у пачатку III ст. У ёй захаваўся скураны пояс з фрагментамі, вырабленымі з невядомага металу. Каб высветліць, які ж гэта метал, яго ўзоры былі падвергнуты спектральнаму аналізу. Аказалася, што яны былі выраблены са сплаву, які змяшчае 85 % алюмінію. Гэты вынік быў настолькі нечаканым, што аналіз прыйшлося шматразова паўтарыць. Аднак усе эксперыменты бясспрэчна сведчылі аб наяўнасці ў сплаве алюмінію. Але якім жа чынам яго ўдалося атрымаць у III ст., г. зн. амаль за паўтары тысячы гадоў да адкрыцця электrolізу? Застаецца выказаць здагадку, што ў тыя далёкія часы існаваў нейкі іншы спосаб атрымання алюмінію, на жаль, згублены ў стагоддзях.

Прымяненне алюмінію і яго сплаваў

Дзякуючы сваім каштоўным уласцівасцям — лёгкасці, каразійнай устойлівасці, пластычнасці — алюміній і яго сплавы знаходзяць шырокае практычнае прымяненне як канструкцыйныя матэрыялы ў авіяцыйнай і авіякасмічнай прамысловасці, у машына- і прыборабудаванні, у прамысловым і грамадзянскім будаўніцтве.

З-за адсутнасці таксічнасці алюміній і сплавы на яго аснове прымяняюць таксама ў вытворчасці харчовых пасудзін (бідоны, пляшкі), сталевага і кухоннага посуду (каструлі, патэльні), упаковачных матэрыялаў (фольга, алюмініевыя бляшанкі).

Дзякуючы сваёй электра- і цеплаправоднасці алюміній выкарыстоўваецца ў электратэхнічнай прамысловасці для вытворчасці правадоў. Як метал з высокай адбіваючай здольнасцю алюміній замяняе дарагое серабро пры вырабе люстэркаў.

Ярка выяўленыя аднаўленчыя ўласцівасці алюмінію з'яўляюцца асновай яго прымянення для атрымання іншых металаў з іх злучэнняў, у вытворчасці сталі, у якасці кампанентаў ракетнага паліва.

Алюміній — р-элемент IIIA-групы, які адносіцца да металаў.

У злучэннях алюміній праяўляе ступень акіслення, роўную +3.

Простае рэчыва алюміній — лёгка, пластычны метал з высокай электра- і цеплаправоднасцю.

Алюміній — моцны адноўнік, метал з высокай хімічнай актыўнасцю. Ён рэагуе з простымі рэчывамі, вадой, кіслотамі, шчолачамі, аксідамі іншых металаў.

Алюміній і яго сплавы знаходзяць шырокае практычнае прымяненне.

Пытанні і заданні

1. Якое месца па распаўсюджанасці ў зямной кары займае алюміній? Чаму яго называюць: а) «крылатым металам»; б) «серабром з гліны»?
2. Ахарактарызуйце будову атама алюмінію. Да якога электроннага сямейства хімічных элементаў ён адносіцца?
3. Разлічыце колькасць атамаў у кубіку алюмінію з даўжынёй канта, роўнай 15 мм.
4. Ахарактарызуйце фізічныя ўласцівасці простага рэчыва алюмінію.
5. Ахарактарызуйце хімічную актыўнасць алюмінію. Які ўплыў на яе аказвае аксідная плёнка на паверхні металу? Як можна аслабіць гэты яе ўплыў на рэакцыйную здольнасць алюмінію?
6. Складзіце ўраўненні хімічных рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:



7. У выніку растварэння алюмінію ў растворы гідраксиду калію вылучыўся вадарод аб'ёмам 5600 см³ (н. у.). Разлічыце масу алюмінію, які прарэагаваў.
8. Сумесь алюмінію і яго аксиду агульнай масай 21 г растварылі ў разбаўленай сернай кіслаце, у выніку чаго вылучыўся газ аб'ёмам 13,44 дм³ (н. у.). Разлічыце масу солі, якая змяшчаецца ў растворы, што ўтварыўся.

Рыхтуемца да алімпіяд

1. Узор сплаву алюмінію з магніем падзялілі на дзве роўныя часткі. Першую з іх спалілі ў кіслародзе (лішак), а другую ўвялі ў рэакцыю з ёдам (лішак). Маса ўтворанай сумесі ёдыдаў аказалася ў 7,5 раза большая за масу атрыманай сумесі аксідаў. Разлічыце масавую долю алюмінію ў зыходным сплаве.

Тэма для праектнай дзейнасці

1. Алюміній — «крылаты» метал.

**Дамашні эксперымент**

Многія рэакцыі з удзелам алюмінію суправаджаюцца вылучэннем вялікай колькасці цеплаты. Адно з такіх рэакцый можна выкарыстоўваць у якасці крыніцы цеплаты ў самаробнай аднаразовай «хімічнай грэўцы». Для яе вырабу вам спатрэбяцца алюмініевы дрот, медны купарвас $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, кухонная соль NaCl , вада і паўлітровы шклянны слоік. Алюмініевы дрот даўжынёй 30–40 см складзіце ў пучок і змясціце яго ў слоік. Зверху насыпце тры сталовыя лыжкі меднага купарвасу і столькі ж кухоннай солі. Да прыгатаванай сумесі дадайце паўшклянкі вады і змесціва слоіка змяшайце кругавымі рухамі.

Прыкладна праз тры мінуцы тэмпература сценак слоіка паднімецца да 50–60 градусаў.

Паспрабуйце растлумачыць, якія хімічныя рэакцыі адбываюцца ў сумесі пералічаных вышэй рэчываў і прапануйце варыянт практычнага выкарыстання такой «грэлкі».

§ 50. Акід і гідракід алюмінію. Солі алюмінію

Да найважнейшых злучэнняў алюмінію адносяцца яго акід, гідракід і некаторыя солі. Пазнаёмімся з гэтымі злучэннямі бліжэй.

Фізічныя ўласцівасці акіду алюмінію

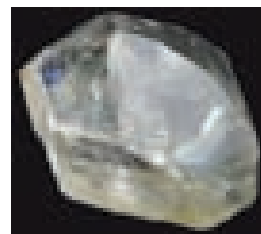
Акід алюмінію Al_2O_3 — цвёрдае рэчыва з атамнай крышталічнай рашоткай. Ён уяўляе сабой белы, тугаплаўкі парашок (мал. 142). У прыродзе сустракаецца ў выглядзе мінералу карунду — бясколernes празрыстых крышталёў (мал. 143).



Мал. 142. Парашок акіду алюмінію



Прыродны карунд, які змяшчае мізэрныя прымесі іонаў хрому, афарбаваны ў чырвоны колер і вядомы як каштоўны камень рубін. Пры наяўнасці прымесей іонаў жалеза і тытану карунд прымае сінюю афарбоўку і з'яўляецца каштоўным каменем сафірам.

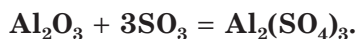
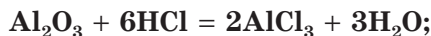


Мал. 143. Крышталі акіду алюмінію

Хімічныя ўласцівасці акіду алюмінію

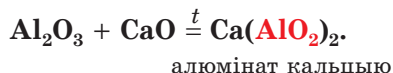
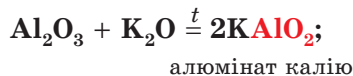
Акід алюмінію адносіцца да амфатэрных аксідаў, г. зн. праяўляе дваістасць хімічных уласцівасцей. У адных рэакцыях ён паводзіць сябе як асноўны, а ў іншых — як кіслотны акід.

Асноўныя ўласцівасці Al_2O_3 праяўляе ў рэакцыях з кіслотамі і з кіслотнымі акідамі, у выніку якіх утвараюцца адпаведныя солі, напрыклад:

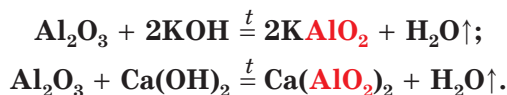


Кіслотныя ўласцівасці Al_2O_3 праяўляе ў рэакцыях з асноўнымі аксідамі і асновамі (шчолачамі).

З асноўнымі аксідамі (K_2O , CaO) Al_2O_3 рэагуе пры награванні з утварэннем солей неіснуючай кіслаты « HAlO_2 », называемых алюмінатамі. У іх змяшчаюцца алюмінат-аніёны (AlO_2)⁻:

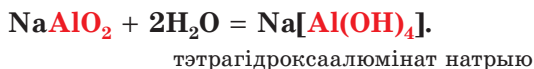


Гэтыя ж солі ўтвараюцца пры награванні сумесей аксіду алюмінію з бязводнымі шчолачамі. У гэтым выпадку яшчэ адным прадуктам рэакцый з'яўляецца вада, напрыклад:

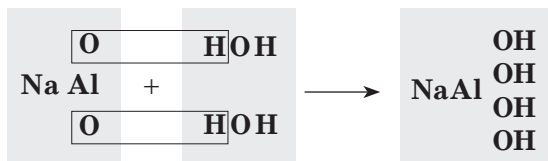


Калі замест бязводных шчолачаў выкарыстоўваюцца іх водныя растворы, то ў выніку рэакцый утвараюцца солі іншага саставу — з аніёнамі $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$, напрыклад $\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$. Яны адносяцца да комплексных солей. Такія злучэнні называюцца тэтрагідроксаалюмінатамі.

Іх утварэнне можна ўмоўна прадставіць як вынік праходжання дзвюх рэакцый. У ходзе першай з іх аксід алюмінію рэагуе са шчолаччу і ператвараецца ва ўжо знаёмы нам алюмінат NaAlO_2 , які адразу ж далучае ваду, якая змяшчаецца ў растворы. Пры гэтым кожная часціца NaAlO_2 далучае 2 малекулы вады:



Калі формулу вады запісаць як HOH , то схематычна гэты працэс можна прадставіць так (мал. 144):



Мал. 144. Схема ўтварэння тэтрагідроксаалюмінату натрыю

Хоць акід алюмінію, як і іншыя амфатэрныя акіды, з вадой не рэагуе, яму адпавядае аснова $\text{Al}(\text{OH})_3$, якая з'яўляецца амфатэрным гідракідам.

Фізічныя ўласцівасці гідракіду алюмінію

Гідракід алюмінію $\text{Al}(\text{OH})_3$ — парашок белага колеру (мал. 145), нерастваральны ў вадзе.

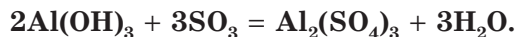
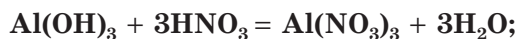


Мал. 145. Парашок гідракіду алюмінію

Хімічныя ўласцівасці гідракіду алюмінію

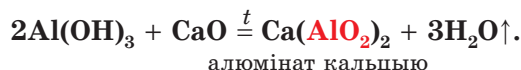
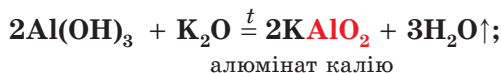
Гідракід алюмінію, гэтак жа як і яго акід, адносіцца да амфатэрных злучэнняў. У хімічных рэакцыях ён праяўляе як асноўныя, так і кіслотныя ўласцівасці. Адзначым адразу, што алюмінійзмяшчальныя прадукты гэтых рэакцый такія ж, як у працэсах з удзелам акіду алюмінію.

Асноўныя ўласцівасці $\text{Al}(\text{OH})_3$ праяўляе ў рэакцыях з кіслотамі і з кіслотнымі акідамі, у выніку якіх утвараюцца адпаведныя солі, напрыклад:

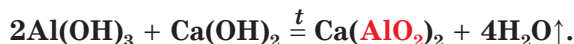
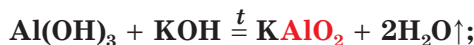


Кіслотныя ўласцівасці $\text{Al}(\text{OH})_3$ праяўляе ў рэакцыях з асноўнымі акідамі і асновамі (шчолачамі).

З асноўнымі акідамі $\text{Al}(\text{OH})_3$ рэагуе пры награванні з утварэннем алюмінатаў, якія змяшчаюць аніёны $(\text{AlO}_2)^-$, і вады, напрыклад:



Гэтыя ж солі ўтвараюцца пры награванні сумесей гідракіду алюмінію з бязводнымі шчолачамі. Пры гэтым, як і ў выпадку з акідамі алюмінію, другім прадуктам з'яўляецца вада. Прыклады рэакцый:



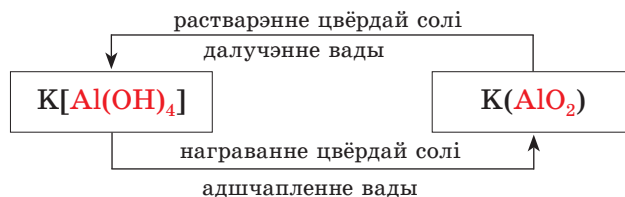
Калі замест бязводных шчолачаў выкарыстоўваюцца іх водныя растворы, то, як і ў выпадку з аксідам алюмінію, у выніку рэакцый утвараюцца комплексныя солі з аніёнамі $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$, напрыклад:



Цяпер, пасля знаёмства з умовамі ўтварэння і складам алюмінатаў і комплексных солей, звернем вашу ўвагу на ўзаемаператваральнасць гэтых злучэнняў. Аказваецца, што цвёрдыя комплексныя солі, якія змяшчаюць аніёны $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$, пры награванні лёгка адшчапляюць ваду і ператвараюцца ў алюмінаты з аніёнамі $(\text{AlO}_2)^-$, напрыклад:



Пры растварэнні атрыманых алюмінатаў у вадзе зноў утвараюцца комплексныя солі. Схематычна гэтыя ўзаемаператварэнні можна адлюстравіць наступным чынам:



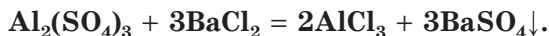
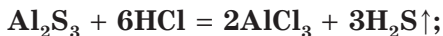
Будучы нерастваральнай асновай, гідраксід алюмінію пры награванні адшчапляе ваду і неабарачальна ператвараецца ў аксід алюмінію:



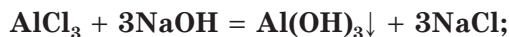
Солі алюмінію

Да найважнейшых солей алюмінію адносяцца яго сульфат $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, хларыд AlCl_3 і нітрат $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$.

Солі алюмінію праяўляюць агульныя ўласцівасці солей. Яны ўступаюць у рэакцыі абмену з кіслотамі і солямі іншых металаў, напрыклад:



У выніку ўзаемадзеяння солей алюмінію ў водных растворах са шчо-
лачамі ўтвараюцца або гідраксід алюмінію, або комплексныя солі (пры
лішку шчолачы). Прыклады рэакцый:



Прымяненне злучэнняў алюмінію

З усіх злучэнняў алюмінію найбольш шырока выкарыстоўваецца яго
аксід. Прыродны мінерал карунд, які ўяўляе сабой чысты крышталічны
аксід алюмінію, з-за высокай цвёрдасці выкарыстоўваецца для вытвор-
часці надзвычай трывалага карундавага шкла для гадзіннікаў і ў якасці
абразіўнага матэрыялу. Афарбаваныя прыродныя монакрышталі аксиду
алюмінію — рубін і сапфір — з’яўляюцца каштоўнымі камянямі і выкарыс-
тоўваюцца для вырабу ювелірных упрыгажэнняў. Крышталічны Al_2O_3 ,
атрыманы штучна, ужываюць у вытворчасці алюмінію і керамікі, устой-
лівай да ўздзеяння вельмі высокіх тэмператур, у лазернай тэхніцы, для
вырабу сонечных батарэй і апорных камянёў для механічных гадзіннікаў.
Аморфны аксід алюмінію выкарыстоўваецца як ізалятар у вытворчасці
электратэхнічнай керамікі, адсарбент для ачысткі газаў і вадкасцей, каталі-
затар у хімічнай і нафтахімічнай прамысловасці.

Гідраксід алюмінію выкарыстоўваецца ў водаачыстцы, як экалагічны
антыпірэн (гасільнік полымя) для палімераў, сіліконаў, каўчукоў, лакафар-
бавых матэрыялаў. У медыцыне ён ужываецца як абвалакальны сродак
і антацыд працяглага дзеяння для лячэння хвароб страўнікава-кішэчна-
га тракта. Гэта, напрыклад, айчыныя прэпараты «Альмокс А» вытвор-
часці ТАА «Фармтэхналогія» (г. Мінск) і «Алюгель», які выпускаецца
СП ТАА «Фармлэнд» (г. Нясвіж). Гідраксід алюмінію ўваходзіць у склад
розных вакцын для ўзмацнення зваротнай імуннай рэакцыі арганізма,
з’яўляецца кампанентам зубных паст.

Сульфат алюмінію выкарыстоўваецца як каагулянт для асвятлення
вады і яе ачысткі ад розных прымесей. Ён ужываецца таксама ў папяровай,
тэкстыльнай і гарбарнай галінах прамысловасці. Хларыд алюмінію знахо-
дзіць прымяненне як каталізатар у хімічнай і нафтахімічнай прамысловасці.
Нітрат алюмінію выкарыстоўваецца ў вытворчасці керамічных і шкляных
вырабаў, а таксама ў якасці кансерванту для драўніны і антысептыку.

Амфатэрны аксід алюмінію свае асноўныя ўласцівасці праяўляе ў рэакцыях з кіслотамі і кіслотнымі аксідамі. Ён паводзіць сябе як кіслотны аксід у рэакцыях з асноўнымі аксідамі і шчолачамі.

Амфатэрны гідраксід праяўляе ўласцівасці асноў і кіслот. Як аснова ён рэагуе з кіслотамі і кіслотнымі аксідамі, а як кіслата — са шчолачамі і асноўнымі аксідамі.

Аксід, гідраксід і солі алюмінію знаходзяць шырокае практычнае прымяненне. Алюміній і яго сплавы таксама знаходзяць шырокае практычнае прымяненне.

Пытанні і заданні

1. Які хімічны склад мае мінерал карунд? Чаму роўна масавая доля алюмінію ў ім?
2. Чым па хімічным складзе рубін і сапфір адрозніваюцца ад карунду?
3. У чым заключаецца амфатэрнасць аксиду алюмінію? Складзіце ўраўненні яго рэакцый з аксідам літыю; з аксідам фосфару(V); з азотнай кіслотой; з расплаўленым гідраксідам цэзію; з водным растворам гідраксиду рубідыю.
4. Якія ўласцівасці гідраксиду алюмінію сведчаць аб яго амфатэрнасці? Складзіце ўраўненні рэакцый гэтага рэчыва з аксідам барыю; з аксідам азоту(V); з сернай кіслотой; з цвёрдым гідраксідам стронцыю; з водным растворам гідраксиду літыю.
5. Ахарактарызуйце практычнае прымяненне аксиду алюмінію. Дзякуючы якім уласцівасцям крышталічны Al_2O_3 выкарыстоўваецца як абразіўны матэрыял?
6. Складзіце ўраўненні хімічных рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:



7. Сумесь аксиду і гідраксиду алюмінію агульнай масай 41,4 г нагрэлі да заканчэння рэакцыі і атрымалі цвёрды астатак масай 30,6 г. Разлічыце масавую долю гідраксиду ў зыходнай сумесі рэчываў.
8. Невядомы крышталегідрат браміду алюмінію масай 37,5 г растварылі ў вадзе аб'ёмам $112,5 \text{ см}^3$. У растворы, які ўтварыўся, масавая доля солі аказалася роўнай 17,8 %. Вызначыце хімічную формулу крышталегідрату.

Рыхтуемся да алімпіяд

1. У выніку астуджэння раствора, які змяшчаў сульфат алюмінію і сульфат аднаго са шчолачных металаў Me, выпаў асадак крышталегідрату $\text{Me}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$. Порцыю гэтага рэчыва масай 4,74 г растварылі ў ва-

дзе, да ўтворанага раствору дадалі раствор хларыду барыю (лішак). У выніку рэакцыі вылучыўся асадак масай 4,66 г. Вызначыце формулу сульфату Me_2SO_4 , які знаходзіўся ў зыходным раствору.



Дамашні эксперымент

На наступным уроку мы пазнаёмімся з адным з відаў карозіі жалеза — іржаўленнем. Для таго каб даведацца, як на гэты працэс уплываюць умовы навакольнага асяроддзя, правядзіце невялікі эксперымент. Тры аднолькавыя невялікія жалезныя цвікі старанна ачысціце губкай з мыльным сродкам, добра апаласніце вадой і вытрыце дасуха. Вазьміце тры чыстыя пластыкавыя шклянчкі і ў кожную з іх змясціце падрыхтаваны раней цвік. Першую шклянчачку пакіньце для параўнання, у другую да паловы яе вышыні наліце халодную ваду, а ў трэцюю — раствор кухоннай солі (дробка на паўкубкі вады). Усе тры шклянчкі накрыйце лісткамі паперы і пакіньце ў спакоі. Праз 2–3 дні праверце, якія змяненні адбыліся з цвікамі. На ўроку раскажыце пра вынікі даследавання, прадэманструйце іх.

§ 51. Жалеза, яго фізічныя і хімічныя ўласцівасці. Паняцце аб карозіі жалеза

З усіх вядомых металаў жалеза з'яўляецца для нас самым прывычным. Гэты метал, як ніякі іншы, знаходзіць прымяненне практычна ва ўсіх сферах вытворчай дзейнасці, у паўсядзённым жыцці, у быцце.

У жыцці кожнага з нас жалеза адыгрывае яшчэ адну ключавую ролю. Атамы гэтага металу ўваходзяць у склад самага важнага рэчыва нашай крыві — гемаглабіну, і іх недахоп у арганізме часта не сумяшчальны з жыццём.

Улічваючы такую важную ролю жалеза ў жыцці, кожнаму чалавеку неабходна папаўняць запас ведаў аб гэтым метале. Таму прапануем вам пазнаёміцца з жалезам і яго злучэннямі бліжэй.

Агульная характарыстыка элемента

Жалеза **Fe** — хімічны элемент з атамным нумарам 26, размешчаны ў VIII-групе, у 4-м перыядзе перыядычнай сістэмы. Яго адносная атамная маса роўна прыкладна 56.

У ядры атама **Fe** змяшчаецца 26 пратонаў, а ў электроннай абалонцы — 26 электронаў. Для жалеза ў злучэннях характэрны ступені акіслення +2 і +3.

Знаходжанне жалеза ў прыродзе

Па распаўсюджанасці ў зямной кары жалеза займае чацвёртае месца сярод усіх элементаў (пасля **O**, **Si**, **Al**) і другое месца сярод металаў (пасля **Al**). Яго масавая доля ў зямной кары складае 4,7 %.

Распаўсюджанымі мінераламі жалеза з'яўляюцца чырвоны жалезняк Fe_2O_3 , буры жалезняк $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, магнітны жалезняк Fe_3O_4 , пірыт FeS_2 . Яны ўваходзяць у склад розных горных парод. Калі ў гэтых пародах масавая доля жалеза перавышае 16 %, яны выкарыстоўваюцца ў якасці руды для атрымання жалеза.



У сярэднія вякі на тэрыторыі Беларусі ў якасці жалезнай руды выкарыстоўваўся буры жалезняк. Ён уваходзіць у склад канкрэцый — цвёрдых адкладаў у выглядзе гронак, клубняў або аладак, якія густа ўсейваюць дно балот і азёр. Нашы продкі знаходзілі гэтыя паклады па бурым колеры травы і выплаўлялі з іх жалеза ў печах-домніцах.

У цяперашні час у Рэспубліцы Беларусь адкрыта два радовішчы магнетытавых жалезных руд — Аколаўскае (Стаўбцоўскі раён Мінскай вобласці) і Навасёлкаўскае (Карэліцкі раён Гродзенскай вобласці). У першым з іх запасы магнетыту складаюць каля 166,8 млн т, а ў другім — прыкладна 133,6 млн т. Указаныя радовішчы разглядаюцца ў якасці магчымай сыравіннай базы для металургічнай прамысловасці нашай краіны.

Фізічныя ўласцівасці

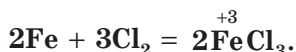
Простае рэчыва жалеза ўяўляе сабой бліскучы серабрыста-белы метал, які добра праводзіць электрычны ток і цеплату. Шчыльнасць жалеза роўна $7,87 \text{ г/см}^3$, а тэмпература плаўлення складае 1535°C . Жалеза — адносна мяккі і даволі пластычны метал. Пры павышаных тэмпературах і механічным уздзеянні паддаецца пракату, штампоўцы, каванню, выцяжцы. Жалеза прыцягваецца да магніта.

Хімічныя ўласцівасці

Жалеза — метал з умеранай хімічнай актыўнасцю. Для пачатку многіх рэакцый з яго ўдзелам патрабуецца награванне. Праяўляючы аднаўленчыя ўласцівасці, жалеза акісляецца простымі рэчывамі — галагенамі, кіслародам, серай, рэагуе з вадой, кіслотамі і солямі іншых металаў. Разгледзім гэтыя рэакцыі падрабязней.

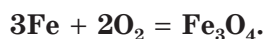
Калі ў колбу з хлорам унесці папярэдне нагрэты жалезны дрот, ён паступова распаляецца, і колба напаўняецца цяжкім бурым дымам

(мал. 146). Ён складаецца з драбнюткіх крышталікаў прадукту рэакцыі — хларыду жалеза(III):

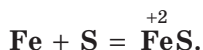


Пры астуджэнні колбы гэты дым асядае, утвараючы на яе ўнутраных сценах налёт бліскучых жоўта-карычневых крышталёў солі.

Для пачатку рэакцыі жалеза з кіслародам таксама патрабуецца папярэдняе награванне. Для правядзення рэакцыі пучок стальной ваты нагрэем у полымі спіртоўкі і хутка ўнясём у колбу з кіслародам (мал. 147). Метал імгненна ўспыхне і хутка згарыць яркім іскрыстым полымем. Колба напоўніцца карычнева-бурым дымам, які складаецца з драбнюткіх часцінак — аксиду Fe_3O_4 , які называецца жалезнай акалінай:

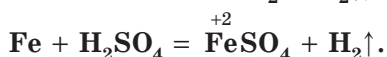
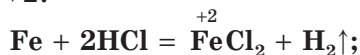


Досыць энергічна жалеза рэагуе і з серай. Змяшам парашкі жалеза і серы і прыгатаваную сумесь нагрэем у полымі спіртоўкі да пачатку рэакцыі. З-за выдзялення вялікай колькасці цеплаты сумесь у прабірцы распяляецца да чырвана (мал. 148). Пасля астывання прабіркі ў ёй змяшчаецца цвёрдае рэчыва чорнага колеру. Гэта прадукт рэакцыі — сульфід жалеза(II):



Цяпер разгледзім рэакцыі жалеза з некаторымі складанымі рэчывамі.

Паколькі ў радзе актыўнасці жалеза размешчана лявей за вадарод H_2 , яно выцясняе гэты газ з разбаўленых раствораў кіслот (акрамя HNO_3). Напрыклад, жалеза пры пакаёвай тэмпературы дастаткова актыўна раствараецца ў салянай і разбаўленай сернай кіслотах. Ва ўтвораных солях ступень акіслення атамаў Fe роўна +2:



Мал. 146. Гарэнне жалеза ў хлоры

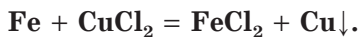


Мал. 147. Гарэнне жалеза ў кіслародзе



Мал. 148. Рэакцыя жалеза з серай

Жалеза выпцясняе менш актыўныя металы з водных раствораў іх солей. У параўнанні з жалезам менш актыўнымі з'яўляюцца металы, размешчаныя ў радзе актыўнасці правей за Fe. Да іх адносяцца, напрыклад, Cu, Ag, Hg і інш. Для правядзення рэакцыі апусцім жалезны цвік у раствор хларыду медзі(II). Праз некаторы час паверхня цвіка стане чырванавата-карычневай з-за асядання вылучанай медзі:

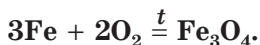


Паняцце аб карозіі жалеза

Пад уздзеяннем кіслароду і вады, а таксама іншых рэчываў, якія змяшчаюцца ў навакольным асяроддзі, вырабы з жалеза і яго сплаваў паступова разбураюцца або, як гавораць, падвяргаюцца карозіі (ад лац. *corrosio* — раз'яданне).

Карозія — гэта разбурэнне металаў і сплаваў пад уздзеяннем рэчываў з навакольнага асяроддзя.

У аснове карозіі ляжаць акісляльна-аднаўленчыя рэакцыі, у якіх металы выконваюць ролю адноўнікаў, а кампаненты навакольнага асяроддзя (кісларод, вада і інш.) — ролю акісляльнікаў. У выніку гэтых рэакцый металы ператвараюцца ў розныя складаныя рэчывы — аксіды, гідраксіды, солі. Напрыклад, вырабленыя з жалеза каласнікі, арматура печаў пры высокіх тэмпературах паступова разбураюцца з-за акіслення:



Друзлая плёнка жалезнай акаліны Fe_3O_4 , якая ўтвараецца на іх паверхні, вылузваецца і не ахоўвае метал ад далейшага акіслення.

Калі жалезныя вырабы працяглы час кантактуюць з вільготным паветрам (або з вадой у прысутнасці паветра), яны паступова разбураюцца, пакрываючыся бурай іржой (мал. 149). Яе склад можна ўмоўна выразіць формулай $\text{Fe}(\text{OH})_3$:



Мал. 149. Іржа

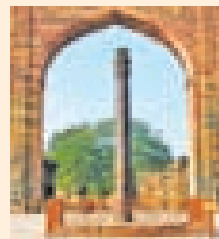
Іржа, гэтак жа як і жалезная акаліна, не ахоўвае метал ад далейшага акіслення. Гэты від карозіі жалеза, які называецца іржаўленнем, добра знаёмы нам з паўсядзённага жыцця. Аўтамабілі і сельскагаспадарчая тэхніка, ліццё з чыгуну і сталёны дрот, жалезныя замкі і цвікі, сякеры, малаткі

і іншыя прадметы побыту ад уздзеяння вільгаці і паветра іржавеюць і прыходзяць у непридатнасць. Вырабы з жалеза разбураюцца таксама пад уздзеяннем кіслотных дажджоў.

Хуткасць карозіі жалеза, як і іншых металаў, залежыць перш за ўсё ад тэмпературы і вільготнасці паветра. Чым вышэйшыя іх значэнні, тым хутчэй карадзіруе метал. На хуткасць карозіі ўплывае таксама наяўнасць у метале прымесей. Чым меншае іх утрыманне, тым павольней карадзіруе метал.



У Індыі каля горада Дэлі знаходзіцца знакамітая Кутубская калона вышынёй 7,3 м і масай 6,5 т, вырабленая з жалеза. Нягледзячы на тое што калоне амаль 1700 гадоў, яна захавалася ў добрым стане, на ёй амаль няма іржы. Паводле адной з гіпотэз, даўгавечнасць і каразійная ўстойлівасць калоны тлумачацца нізкай вільготнасцю паветра і вельмі малой колькасцю розных прымесей у жалезе.



У водным асяроддзі карозія жалеза ўзмацняецца пры яго судакрананні з менш актыўнымі (**Pb**, **Cu**) і запавольваецца пры кантакце з больш актыўнымі (**Mg**, **Zn**) металамі.

Для аховы ад карозіі вырабаў з жалеза, як і з іншых металаў, ужываюць наступныя метады:

- нанясенне на паверхню металаў лакаў і фарбаў;
- апрацоўка паверхні металаў спецыяльнымі рэагентамі;
- прымацаванне да жалезных вырабаў пласцін з больш актыўных металаў;
- сплаўленне з невялікімі колькасцямі іншых металаў, якія запавольваюць карозію.

У злучэннях жалеза праяўляе ступені акіслення +2 і +3.

Жалеза — метал з умеранай хімічнай актыўнасцю.

У вільготным паветры жалеза падвяргаецца іржаўленню.

Пры награванні жалеза рэагуе з простымі рэчывамі — галагенамі, кіслародам, серай.

Жалеза ўступае ў рэакцыі з вадой, кіслотамі і солямі.

Карозія — гэта разбурэнне металаў і іх сплаваў пад уздзеяннем навакольнага асяроддзя.

Пытанні і заданні

1. Ахарактарызуйце распаўсюджанасць жалеза ў прыродзе. Пералічыце яго найважнейшыя прыродныя злучэнні.
2. Якія буйныя радовішчы жалеза ёсць у нашай краіне? Дзе яны знаходзяцца? Які мінерал жалеза з'яўляецца галоўным кампанентам беларускіх руд?
3. Ахарактарызуйце хімічныя ўласцівасці жалеза. З якімі простымі рэчывамі і пры якіх умовах яно рэагуе?
4. У выніку растварэння жалеза ў салянай кіслаце ўтварылася соль масай 50,8 г. Разлічыце масу жалеза, што прарэагавала, і аб'ём вадароду, які вылучыўся ў выніку рэакцыі.
5. Што ўяўляе сабой карозія металаў? Якія рэчывы навакольнага асяроддзя прымаюць удзел у карозіі?
6. Ахарактарызуйце найважнейшыя спосабы аховы металаў ад карозіі.
7. Пры кантакце жалеза з якім з металаў — серабром ці магніем — жалеза карадзіруе павольней? Прывядзіце прыклады іншых металаў, у кантакце з якімі карозія жалеза будзе запавольвацца.
8. Складзіце ўраўненні рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:

**Рыхтуемца да алімпіяд**

1. У складаным рэчыве, у састаў якога ўваходзяць атамы калію, жалеза і кіслароду, масавыя долі K і Fe роўны адпаведна 39,39 % і 28,28 %. Вызначыце ступень акіслення атамаў жалеза ў гэтым рэчыве. Ці з'яўляецца яно хімічна ўстойлівым? Якія ўласцівасці — аднаўленчыя або акісляльныя — найбольш характэрны для гэтага рэчыва?

Тэмы для праектнай дзейнасці

1. Прыродныя інгібітары карозіі жалеза.
2. Уплыў розных фактараў на хуткасць карозіі жалеза.

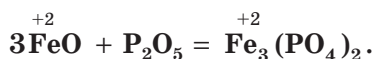
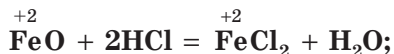
§ 52. Найважнейшыя злучэнні жалеза: аксіды, гідраксіды, солі. Якасныя рэакцыі на іоны жалеза

Да найважнейшых злучэнняў жалеза адносяцца яго аксіды, гідраксіды і солі. Пазнаёмімся з гэтымі рэчывамі бліжэй.

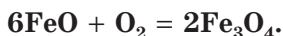
Аксіды жалеза

Склад аксідаў жалеза выражаецца формуламі FeO , Fe_2O_3 і Fe_3O_4 .

Аксід жалеза(II) FeO — цвёрдае крышталічнае рэчыва чорнага колеру (мал. 150). У хімічных рэакцыях ён праяўляе ўласцівасці асноўнага аксіду і моцнага адноўніка. Як асноўны аксід FeO рэагуе з кіслотамі і кіслотнымі аксідамі з утварэннем солей жалеза(II), напрыклад:



Як моцны адноўнік FeO ўзаемадзейнічае з акісляльнікамі, напрыклад з кіслародам:



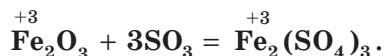
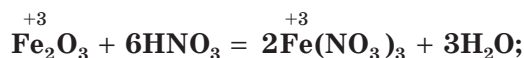
Парашок свежаатрыманага здробненага FeO пры кантакце з кіслародам або паветрам самазагараецца.

З вадой аксід жалеза(II) не рэагуе.

Аксід жалеза(II) прымяняецца ў вытворчасці керамічных вырабаў і мінеральных фарбаў.

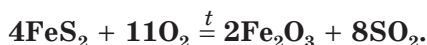
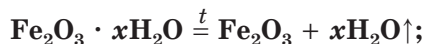
Аксід жалеза(III) Fe_2O_3 — цвёрдае крышталічнае рэчыва карычнева-чырвонага колеру (мал. 151).

Ён рэагуе з кіслотамі і кіслотнымі аксідамі з утварэннем солей жалеза(III), напрыклад:



З вадой Fe_2O_3 не ўзаемадзейнічае.

У прамысловасці аксід жалеза(III) у велізарных колькасцях атрымліваюць перапрацоўкай жалезазмяшчальных руд. Напрыклад, яго можна атрымаць абязводжваннем бурага жалызняку або абпалам пірыту ў кіслародзе:



Мал. 150. Аксід жалеза(II)

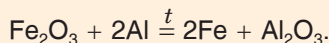


Мал. 151. Аксід жалеза(III)

Аксід жалеза(III) выкарыстоўваецца для выплаўлення чыгуну, для вырабу керамікі і шкла, магнітных матэрыялаў, фарбаў. Ён прымяняецца як паліруючы сродак для сталі і шкла, уваходзіць у склад розных каталізатараў і зарэгістраваны як харчовая дабаўка E172.

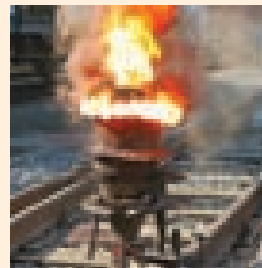


Важнае практычнае прымяненне знаходзіць рэакцыя аксіду жалеза(III) з алюмініем:



Яна пачынаецца пры падпальванні сумесі Fe_2O_3 з Al (так званай тэрмітнай сумесі) і суправаджаецца вылучэннем вялікай колькасці цеплаты. Унутры рэакцыйнай сумесі тэмпература настолькі высокая, што жалеза ўтвараецца ў расплаўленым выглядзе.

Гэту рэакцыю, якая выкарыстоўваецца для зваркі сталёвых рээк, праводзяць у спецыяльным апаратае, з якога расплаўленае жалеза выцякае прама ў месца стыку рээк і зварвае іх. Пасля астывання месца зваркі выраўноўваецца і шліфуецца.

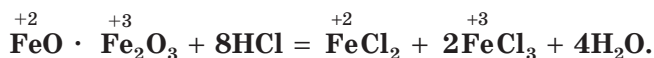


Аксід жалеза(II, III) Fe_3O_4 — цвёрдае рэчыва чорнага колеру, нерастваральнае ў вадзе. У прыродзе сустракаецца ў выглядзе мінерала магнетыту (мал. 152), які валодае магнітнымі ўласцівасцямі.

Няцяжка заўважыць, што формулу аксіду Fe_3O_4 можна вывесці, мысленна склаўшы формулы аксідаў FeO і Fe_2O_3 . Зыходзячы з гэтага, аксід Fe_3O_4 можна ўмоўна лічыць злучэннем названых аксідаў і запісваць яго формулу як $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$. Аднак, можна сцвярджаць, што ў аксідзе Fe_3O_4 з кожных трох атамаў жалеза адзін знаходзіцца ў ступені акіслення +2, а два іншыя — у ступені акіслення, роўнай +3. Гэта адлюстроўваецца ў назве рэчыва: Fe_3O_4 — аксід жалеза(II, III).



Аксід Fe_3O_4 рэагуе з кіслотамі, адначасова ўтвараючы солі жалеза(II) і жалеза(III), напрыклад:

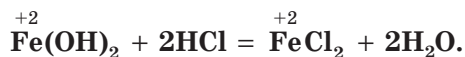


Мал. 152. Магнетыт

Гідраксіды жалеза

Аксід жалеза(II) адпавядае гідраксід жалеза(II) Fe(OH)_2 , а аксід жалеза(III) — гідраксід жалеза(III) Fe(OH)_3 .

Гідраксід жалеза(II) Fe(OH)_2 у чыстым выглядзе ўяўляе сабой парашкападобнае рэчыва белага колеру, нерастваральнае ў вадзе (мал. 153). З'яўляючыся асновай, ён рэагуе з кіслотамі і кіслотнымі аксідамі з утварэннем солей жалеза(II), напрыклад:

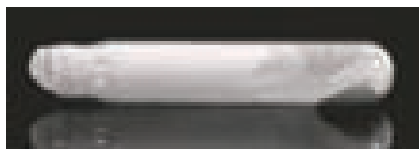
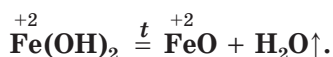


Як моцны адноўнік Fe(OH)_2 пры пакаёвай тэмпературы ўзаемадзейнічае з вільготным кіслародам, акісляючыся да бурога Fe(OH)_3 :

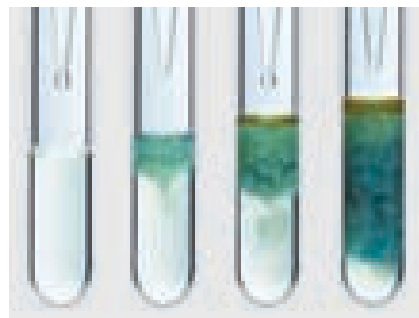


Ярка выяўленую схільнасць гідраксід жалеза(II) да акіслення тлумачыць наступны факт. Калі да раствору солі жалеза(II) дадаць раствор шчолачы, то ў выніку рэакцыі абмену адразу ж вылучаецца асадок Fe(OH)_2 , колер якога адрозніваецца ад белага. Справа ў тым, што гідраксід жалеза(II), які выпадае, акісляецца раствораным у вадзе кіслародам так хутка, што мы проста не паспяваем убачыць яго белую афарбоўку, якая адразу ж змяняецца на шэра-зялёную і хутка пераходзіць у бурую (мал. 154).

Як нерастваральная ў вадзе аснова Fe(OH)_2 пры награванні раскладаецца на адпаведны асноўны аксід і вадзі:



Мал. 153. Гідраксід жалеза(II) у ампуле з інертным газам аргонам



Мал. 154. Утварэнне асадку гідраксід жалеза(II) і яго акісленне



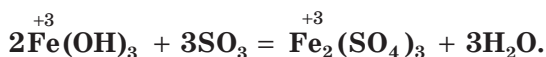
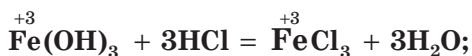
Мал. 155. Гідраксід жалеза(III)



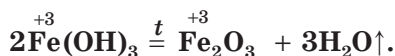
Мал. 156. Ліманіт

Гідраксід жалеза(III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ — цвёрдае рэчыва чырванавата-карычневага колеру, не-растваральнае ў вадзе (мал. 155). Сустрэкаецца ў прыродзе ў выглядзе мінерала ліманіту (мал. 156).

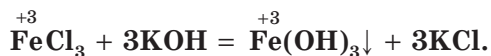
Гідраксід $\text{Fe}(\text{OH})_3$ рэагуе з кіслотамі і кіслотнымі аксідамі з утварэннем солей жалеза(III), напрыклад:



Як нерастваральная ў вадзе аснова $\text{Fe}(\text{OH})_3$ пры награванні раскладаецца на адпаведны аксід і ваду:



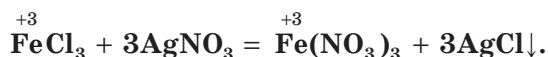
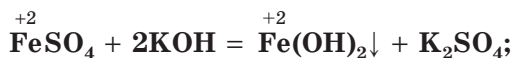
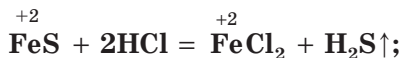
У лабараторных умовах гідраксід жалеза(III) атрымліваюць узаемадзеяннем растваральных солей жалеза са шчолачамі:



Солі жалеза

Да найважнейшых солей жалеза адносяць сульфат жалеза(II) і хларыд жалеза(III). Яны ўтвараюць крышталегідраты $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ і $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ — крышталічныя рэчывы, добра растваральныя ў вадзе. Першы з іх афарбаваны ў бледна-зялёны, а другі — у жоўта-карычневы колер.

Солі жалеза праяўляюць усе агульныя ўласцівасці солей. Яны ўступаюць у рэакцыі абмену з кіслотамі, шчолачамі і з іншымі солямі, напрыклад:



Крышталегідрат $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (жалезны купарвас) выкарыстоўваецца ў тэкстыльнай прамысловасці на стадыі афарбоўкі валокнаў і тканін. Ён знаходзіць прымяненне ў сельскай гаспадарцы ў якасці сродку для барацьбы з захворваннямі раслін і як мікраўгнаенне для іх, у фармакалогіі як зыходная сыравіна для вырабу лекавых прэпаратаў. Яго выкарыстоўваюць таксама для апрацоўкі розных паверхняў (сцен, падлог) з мэтай прадукцыйнага росту на іх плесневых грыбоў, імхоў і лішайнікаў.

Крышталегідрат $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ прымяняецца ў электратэхніцы пры вырабе друкаваных плат і ў тэкстыльнай прамысловасці пры фарбаванні тканін. Яго выкарыстоўваюць таксама ў якасці каагулянту для ачысткі вады і як каталізатар у хімічнай прамысловасці.

Якасныя рэакцыі на іоны жалеза

Вы ўжо ведаеце, што асадкі гідраксідаў жалеза, якія ўтвараюцца ў выніку змешвання раствораў солей жалеза з растворамі шчолачаў, адрозніваюцца па колеры. Асадак $\text{Fe}(\text{OH})_3$ першапачаткова буры, у той час як асадак $\text{Fe}(\text{OH})_2$ спачатку мае шэра-зялёную афарбоўку, якая праз некаторы час змяняецца на бурую. Гэта адрозненне ў колеры асадкаў у момант іх утварэння і асаблівасць паступовай змены афарбоўкі $\text{Fe}(\text{OH})_2$ выкарыстоўваюцца ў якасным аналізе для распазнавання іонаў жалеза:

1) калі пры дадаванні раствору шчолачы да даследуемага раствору солі выпаў буры асадак, у гэтым растворе змяшчаліся іоны Fe^{3+} ;

2) калі пры дадаванні раствору шчолачы да даследуемага раствору выпаў асадак шэра-зялёнага колеру, які хутка змяніўся на буры, у гэтым растворе змяшчаліся іоны Fe^{2+} .

Лабараторны дослед 6

Атрыманне і акісленне гідраксіду жалеза(II)

У дзве прабіркi наліце растворы солей жалеза: у першую — свежа-прыгатаваны раствор сульфату жалеза(II), а ў другую — раствор хларыду жалеза(III) аб'ёмам па 1–2 см³.

У абедзве прабіркi дадайце па 2–3 кроплі разбаўленага раствору гідраксіду натрыю. Адзначце афарбоўку асадкаў, якія першапачаткова выпалі ў абедзвюх прабірках.

Складзіце ўраўненні хімічных рэакцый у малекулярнай і скарачанай іоннай формах.

Зрабіце выснову аб тым, пры дапамозе якіх рэакцый вы змаглі выявіць і адрозніць іоны жалеза(II) і жалеза(III) у раствору.

Старанна змяшайце рэакцыйную сумесь у прабірцы, якая ўтрымлівае гідраксід жалеза(II), так, каб асадок судахранаўся з паветрам.

Адзначце змяненне афарбоўкі гэтага асадку з цягам часу.

Складзіце ўраўненне хімічнай рэакцыі ў малекулярным выглядзе з улікам таго, што колер асадку $\text{Fe}(\text{OH})_2$ змяняецца пад уздзеяннем кіслароду з паветра.

Назавіце акісляльнік і адноўнік.

Найважнейшымі злучэннямі жалеза з'яўляюцца яго аксіды, гідраксіды і солі.

Аксід жалеза(II) і гідраксід жалеза(II) рэагуюць з кіслотамі і кіслотнымі аксідамі з утварэннем солей. Аксід жалеза(II) не рэагуе з вадой.

Аксід жалеза(II) і гідраксід жалеза(II) — моцныя адноўнікі.

Аксід жалеза(III) і гідраксід жалеза(III) рэагуюць з кіслотамі і кіслотнымі аксідамі. Аксід жалеза(III) не рэагуе з вадой.

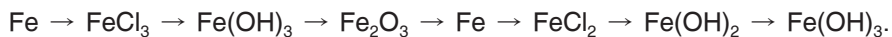
Катыёны Fe^{2+} і Fe^{3+} можна выявіць і адрозніць з дапамогай раствараў шчолачаў.

Злучэнні жалеза знаходзяць шырокае практычнае прымяненне.

Пытанні і заданні

1. У якім з трох аксідаў жалеза яго масавая доля найбольшая? Адказ пацвердзіце разлікамі.
2. Ахарактарызуйце хімічныя ўласцівасці аксіду жалеза(II). Складзіце ўраўненні яго рэакцый з: а) разбаўленай сернай кіслотой; б) аксідам фосфару(V); в) алюмініем. Назавіце прадукты рэакцый.
3. Складзіце ўраўненні рэакцый, з дапамогай якіх хларыд жалеза(II) можна ператварыць у аксід жалеза(II).
4. Узор аднаго з гідраксидаў жалеза нагрэлі да спынення рэакцыі. Маса атрыманага цвёрдага астатку аказалася ў 1,25 раза меншай за масу зыходнага гідраксида. Вызначыце яго хімічную формулу.
5. Складзіце ўраўненні рэакцый аксіду жалеза(III) з рэчывамі: а) вадародам; б) сернай кіслотой; в) карбанатам барыю. Назавіце прадукты рэакцый.
6. Узор магнетыту растварылі ў салянай кіслаце. Агульная маса солей, якія ўтварыліся, аказалася роўнай 113 г. Разлічыце масу зыходнага магнетыту.

7. Разлічыце масу тэрмітнай сумесі, неабходнай для атрымання жалеза хімічнай колькасцю 18 моль.
8. Складзіце ўраўненні хімічных рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:



Рыхтуем ся да алімпіяд

1. На першай стадыі вытворчасці лекавага прэпарата «Тардыферон» жалезны купарвас падвяргаюць частковаму абязводжванню і атрымліваюць крышталегідрат $\text{FeSO}_4 \cdot 1,5\text{H}_2\text{O}$. Маса гэтага рэчыва ў адной таблетцы прэпарата складае 256,3 мг. Разлічыце масу жалезнага купарвасу, які трэба часткова абязводзіць для вырабу 10 000 таблеток Тардыферону.



Дамашні эксперымент

У склад запалкавых галолак уваходзіць гематыт Fe_2O_3 , які пры награванні набывае здольнасць намагнічвацца. Праверце гэта эксперыментальна. Паднясіце незапаленую запалку да магніта — ці прыцягваецца да яго галоўка запалкі? Запаліце запалку, патушыце яе і паднясіце агарак галоўкі да магніта. Што вы назіраеце? Якія яшчэ злучэнні жалеза валодаюць магнітнымі ўласцівасцямі? Дзе яны могуць прымяняцца?

Практычная работа 4

Рашэнне эксперыментальных задач па тэме «Металы»

Мэта работы: абагульніць і замацаваць веды аб хімічных уласцівасцях металаў; навучыцца эксперыментальна даследаваць уласцівасці металаў і іх злучэнняў.

Абсталяванне і рэактывы: штатыў для прабірак, прабіркі; спіртоўка; металы — цынк, алюміній; пранумараваныя прабіркі з растворамі рэчываў; растворы індикатараў, гідраксиду натрыю, карбанату натрыю, сернай кіслаты, нітрату серабра, хларыду алюмінію, хларыду (або сульфату) медзі(II), хларыду барыю; саляная кіслата.

Выконвайце правілы бяспечных паводзін!

Варыянт 1

Задача 1. Вызначыце, дзе — перад або пасля вадароду — у радзе актыўнасці знаходзіцца выдадзены вам метал, які праяўляе ў сваіх злучэннях валентнасць, роўную II. Калі ён рэагуе з салянай кіслотой, то складзіце адпаведнае ўраўненне рэакцыі, назавіце акісляльнік і адноўнік.

Задача 2. У адной з дзвюх прабірак знаходзіцца раствор хларыду кальцыю, а ў другой — раствор сульфату жалеза(II). Доследным шляхам распазнайце гэтыя рэчывы. Складзіце ўраўненні адпаведных хімічных рэакцый у малекулярнай, поўнай і скарачанай іонных формах.

Задача 3. Ажыццявіце эксперыментальна наступныя хімічныя ператварэнні:

хларыд алюмінію $\rightarrow$ гідраксід алюмінію $\rightarrow$ сульфат алюмінію.

Складзіце ўраўненні рэакцый у малекулярнай, поўнай і скарачанай іонных формах.

Варыянт 2

Задача 1. Вызначыце, дзе — перад або пасля вадароду — у радзе актыўнасці знаходзіцца выдадзены вам метал, які праяўляе ў злучэннях валентнасць, роўную III. Калі ён рэагуе з сяляннай кіслотой, то складзіце адпаведнае ўраўненне рэакцыі, назаўважце акісляльнік і адноўнік.

Задача 2. У адной з дзвюх прабірак знаходзіцца раствор хларыду барыю, а ў другой — раствор хларыду жалеза(III). Доследным шляхам распазнайце гэтыя рэчывы. Складзіце ўраўненні адпаведных хімічных рэакцый у малекулярнай, поўнай і скарачанай іонных формах.

Задача 3. Ажыццявіце эксперыментальна наступныя хімічныя ператварэнні:

хларыд медзі(II) $\rightarrow$ гідраксід медзі(II) $\rightarrow$ сульфат медзі(II).

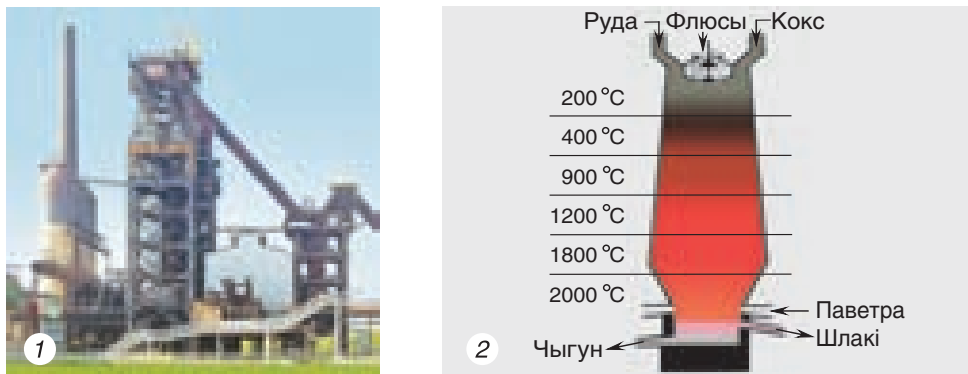
Складзіце ўраўненні рэакцый у малекулярнай, поўнай і скарачанай іонных формах.

§ 53. Атрыманне жалеза. Прымяненне жалеза і яго сплаваў

Спосаб выплаўлення жалеза з жалезных руд, які выкарыстоўваецца ў цяперашні час, вядомы з глыбокай старажытнасці. Пазнаёмімся бліжэй з працэсамі, што ляжаць у яго аснове.

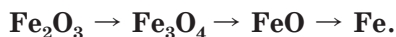
Атрыманне жалеза ў прамысловасці

Прамысловы спосаб атрымання жалеза з руды, які называюць доменным працэсам, праводзяць у спецыяльных доменных печах. Такая печ з'яўляецца апаратам бесперапыннага дзеяння і ўяўляе сабой вялікае збудаванне вышыняй да 30 м, унутраны аб'ём якога дасягае 5000 м³ (мал. 157). У гэтай печы галоўны кампанент жалезнай руды — аксід жа-

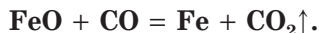
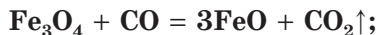
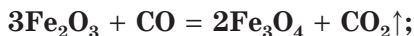
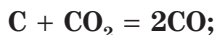
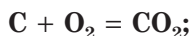


Мал. 157. Доменная печ: знешні выгляд (1) і схема будовы (2)

леза(III) — паслядоўна аднаўляецца да простага рэчыва жалеза ў адпаведнасці са схемай:



Зверху ў печ падаецца *шыхта* — сумесь жалезнай руды і каменна-вугальнага коксу, асноўным кампанентам якога з’яўляецца вуглярод. Знізу ў печ удзімаецца гарачае паветра, узбагачанае кіслародам. У выніку згарання коксу ў печы развіваецца высокая тэмпература (больш за 1500 °C), якая забяспечвае праходжанне рэакцый:



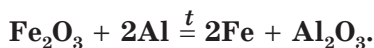
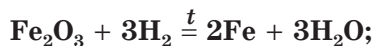
Вуглярод, які ўваходзіць у склад коксу, раствараецца ў расплаўленым жалезе і ператварае яго ў чыгун, які апускаецца ўніз і ў вадкім стане выцякае з печы. Чыгун — сплав жалеза з вугляродам, у якім масавая доля C складае ад 2,14 % да 6,67 %. Акрамя вугляроду ў чыгуны ўтрымліваюцца таксама невялікія колькасці прымесей крэмнію, серы, фосфару, якія ўтрымліваліся ў зыходнай жалезнай рудзе.

Чыгун — трывалы і даўгавечны сплав, галоўным недахопам якога з’яўляецца яго крохкасць: пры ўдарах ён лопаецца і растрэскаецца.

З чыгуну нельга вырабляць рэчы, якія падвяргаюцца ўдарным нагрузкам.

Асноўная маса вырабляемага чыгуну расходуюцца на вытворчасць сталі — сплаву жалеза, у якім масавая доля вугляроду не перавышае 2,14 %. Для атрымання сталі з чыгуну выдаляюць залішнюю колькасць вугляроду С і большую частку прымесей Si, P, S. Для гэтага ў спецыяльных печах на паверхню расплаўленага чыгуну накіроўваюць струмень кіслароду. Ён акісляе вуглярод і прымесі да аксідаў, якія затым выдаляюцца з печы. Пры гэтым акісляецца і невялікая частка жалеза, у выніку чаго ўтвараецца аксід FeO. Ён таксама рэагуе з прымясмі С, Si, P, ператвараючы іх у аксіды, а сам аднаўляецца да жалеза.

У лабараторных умовах невялікія колькасці жалеза можна атрымаць пры аднаўленні яго аксідаў вадародам або алюмініем:



Прымяненне жалеза і яго сплаваў

Чыстае жалеза знаходзіць абмежаванае прамысловае прымяненне для вырабу электрамагнітаў і сардэчнікаў трансфарматараў.

Да 90 % вырабляемага жалеза выкарыстоўваецца ў выглядзе яго розных сплаваў. Да найважнейшых з іх адносяцца чыгун, вугляродзістая сталі і легіраваныя сталі.

Чыгун, які валодае высокай трываласцю, з'яўляецца даволі крохкім, г. зн. можа трэскацца і раскоўвацца пры рэзкіх і высокіх механічных нагрузках. Таму яго выкарыстоўваюць для вытворчасці буйных і масіўных вырабаў — станін, валаў, карпусоў рухавікоў, таўстасценных труб, радыятараў ацяплення, вечак для каналізацыйных люкаў, рашотак вулічнай агароджы.

Вугляродзістая сталь, у якой утрыманне вугляроду меншае, чым у чыгуне, характарызуецца гнуткасцю і пластычнасцю. Валодаючы таксама высокай трываласцю і цвёрдасцю, яна з'яўляецца незаменным матэрыялам для вырабу сталёвых рээк і бэлек, канструкцыйных матэрыялаў, ліставога металу, труб, стрыжняў і дроту. У адрозненне ад чыгуну сталь паддаецца зварцы.

Для надання сталям пэўных уласцівасцей у іх састаў уводзяць іншыя металы, бор і крэмній. Такія сталі называюцца легіраванымі (ад нямецкага *legieren* — сплаўляць). Напрыклад, сталь, легіраваная вальфрамам, характарызуецца высокай цвёрдасцю, таму яна прымяняецца для выра-

бу рэжучых інструментаў. Легіраванне сталі малібдэнам прыводзіць да павышэння яе трываласці і зносаўстойлівасці. Сталь, легіраваная кобальтам, выкарыстоўваецца для вырабу пастаянных магнітаў.

Да легіраваных адносяцца таксама розныя віды нержавеючай сталі. Яны адрозніваюцца ад вугляродзістай сталі і чыгуну высокай хімічнай устойлівасцю — вырабы з такой сталі ў вільготным паветры практычна не ржавеюць. Для вырабу «нержавейкі» ў вугляродзістую сталь уводзяць дабаўкі іншых металаў — хрому, нікелю, тытану, малібдэну, вальфраму. Галоўнай і абавязковай дабаўкай з'яўляецца хром, утрыманне якога павінна быць не меншым за 10,5 %.

Нержавеючая сталь шырока выкарыстоўваецца ў машына- і станкабудаванні, для вырабу дэталей самалётаў і касмічнай тэхнікі, апаратуры для хімічнай, нафтахімічнай, цэлюлозна-папяровай і фармацэўтычнай прамысловасці. Яна з'яўляецца матэрыялам для вырабу кухоннага посуду, сталовых прыбораў, бытавой тэхнікі і розных прадметаў хатняга ўжытку. З нержавеючай сталі вырабляюць хірургічны інструмент, вырабы для артапедычнай стаматалогіі.



Беларуская прамысловая металургія ўзнікла ў другой палове XVIII ст. Першае ў краіне ліцейнае прадпрыемства было адкрыта ў 1780 г. Адзін з найбуйнейшых у той час землеўладальнікаў Іаахім Храптовіч арганізаваў яго ў сваёй сядзібе Вішнева (цяперашні Валожынскі раён Мінскай вобласці). Ён пабудаваў даволі вялікую домну з вогнетрывалай цэглы, якая дазваляла выплаўляць метал з балотнай руды — бурага жалезняку, які здабывалі на балотах. У першыя гады свайго існавання металургічнае прадпрыемства ў Вішневе давала штотыдзень каля 9,5 т жалеза.

У XIX ст. заводы па выплаўленні жалеза з балотнай руды размяшчаліся ў Добрушы (Гомельская вобласць), у Высокім (Камянецкі раён Брэсцкай вобласці), у Горках (Магілёўская вобласць), а таксама на тэрыторыі Слаўгарадскага раёна Магілёўскай вобласці (вёска Старынка, якая цяпер не існуе).

З 1984 г. і па цяперашні час флагманам беларускай чорнай металургіі з'яўляецца вядомае далёка за межамі нашай краіны прадпрыемства ААТ «БМЗ» — кіруючая кампанія холдынга «БМК» (г. Жлобін). Гэта ўнікальнае прадпрыемства з'яўляецца нацыянальным здабыткам дзяржавы і адносіцца да разраду сучасных заводаў еўрапейскага ўзроўню. Тут арганізаваны поўны цыкл вытворчасці — ад плаўлення сталі ў печох да выпуску складаных металічных вырабаў.

Два сталеплавільныя цэхі, якія функцыянуюць на БМЗ, здольны вырабляць каля 3 млн тон сталі ў год. Паколькі ў Беларусі няма вялікіх запасаў жалезнай руды, у якасці сыравіны для выплаўлення жалеза выкарыстоўваюцца мясцовы і прывазны металалом, чыгунныя і сталёныя загатоўкі.

Прадпрыемства выпускае сталеплавільную, пракатную, трубавую і металічную прадукцыю 256 відаў. Гэта, напрыклад, бясшвовыя трубы, арматурны і сортавы пракат, металакорд, сталёны дрот, дрот для аўтамабільных шын і для рукавоў высокага ціску, арматурны, зварачны, sprужынны, спіцавы, цвіковы дрот і інш. Прадукцыя прадпрыемства карыстаецца вялікім попытам і пастаўляецца ў дзясяткі краін свету.

У пяцёрку прадпрыемстваў беларускай металургічнай галіны, якія ажыццяўляюць выплаўленне жалеза і выкананне вырабаў з яго, уваходзяць таксама ААТ «Магілёўскі металургічны завод» (г. Магілёў), ААТ «Мінскі завод ацяпляльнага абсталявання» (г. Мінск), ААТ «Рэчыцкі завод вырабаў з металу» (г. Рэчыца) і ААТ «Гомельскі ліцейны завод «Цэнтраліт» (г. Гомель).

Буйным прадпрыемствам, якое займаецца перапрацоўкай лому каляровых металаў, з'яўляецца ААТ «Белколермет» (г. Мінск). Гэта прадпрыемства ажыццяўляе нарыхтоўку каляровага металалому і адходаў каляровых металаў на ўсёй тэрыторыі Беларусі і займаецца яго перапрацоўкай, выпускае сплавы каляровых металаў. ААТ «Белколермет» валодае цэхамі ў Мінску, Брэсце, Віцебску, Гомелі, Гродне і Магілёве.

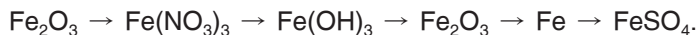
У прамысловасці жалеза атрымліваюць з жалезнай руды, аднаўляючы яе ў доменных печах вугляродам (коксам) і чадным газам.

Найважнейшымі сплавамі жалеза з'яўляюцца чыгун, вугляродзістая і легіраваныя сталі. Яны знаходзяць шырокае практычнае прымяненне.

Пытанні і заданні

1. Ахарактарызуйце хімічныя працэсы, якія праходзяць у доменнай печы. Напішыце ўраўненні адпаведных рэакцый.
2. Чаму ў доменнай печы немагчыма атрымаць чыстае жалеза? Якія прымесі ў ім змяшчаюцца?
3. Чым сталь адрозніваецца ад чыгуну: а) па ўтрыманні вугляроду; б) па механічных уласцівасцях?
4. Пералічыце найважнейшыя сплавы жалеза.

5. Што ўяўляе сабой карозія металаў? Якія рэчывы навакольнага асяроддзя прымаюць удзел у карозіі?
6. Ахарактарызуйце вобласці практычнага прымянення чыгуну і вугляродзістай сталі.
7. Дзе прымяняюцца нержавеючыя сталі?
8. Складзіце ўраўненні рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:



Рыхтуемса да алімпіяд

1. У сумесі магнетыту і гематыту масавая доля кіслароду роўна 29 %. У выніку аднаўлення гэтай сумесі вадародам (лішак) было атрымана жалеза масай 85,5 кг з практычным выхадам, роўным 90 %. Разлічыце масу зыходнай сумесі аксідаў.

Комплекснае заданне

*Уважліва прачытайце тэкст і выканайце
прыведзеныя ніжэй заданні*

Жалеза — адзін з металаў старажытнасці. З жалезам метэарытнага паходжання чалавек, верагодна, пазнаёміўся раней, чым з іншымі металамі. Вырабы з метэарытнага жалеза знойдзены ў пахаваннях, якія адносяцца да IV–V тысячагоддзя да н. э. Метэарытнае жалеза, у адрозненне ад зямнога, амаль заўсёды змяшчае ад 5 да 30 % нікелю.

Са старажытных часоў жалеза атрымлівалі з руд, якія залягаюць амаль паўсюдна, — гематыту, бурага жалызняку і яго разнавіднасцей, магнетыту і некаторых іншых. Аж да канца XIX ст. на тэрыторыі сучаснай Беларусі жалеза здабывалі з балотнай руды, якая ўяўляе сабой разнавіднасць бурага жалызняку. Ён натуральным чынам адкладаецца на каранях балотных раслін і знешне нагадвае друзлыя камякі зямлі бурага колеру. Лічыцца, што злучэнні жалеза ўтвараюцца на каранях балотнай расліннасці дзякуючы жыццядзейнасці асаблівых мікраарганізмаў.

Балотную руду нарыхтоўвалі ў канцы вясны і ўлетку, а ўвосень сушылі, абпальваючы на вогнішчах. Затым у простых каменных або гліняных печах руду моцна награвалі ўперамешку з каменным вугалем. Майстры, якія выплаўлялі жалеза з балотнай руды, ведалі, што выхад жалеза павялічваецца пры паддуве паветра ў печ. Гэты факт выкарыстоўваюць на практыцы і сучасныя металургі, з сілай нагнятаючы паветра ў доменныя печы з распаленай шыхтай. Справа ў тым, што кісларод, які змяшчаецца ў паветры, акісляе вуглярод да вуглякіслага газу. Праходзячы праз слой распаленага вугалю, ён ператвараецца ў чадны газ, які

і аднаўляе жалеза з яго аксід. Метал, які выплаўляўся з балотнай руды, уяўляў сабой крыцу — друзлую жалезную масу, якую затым пракоўвалі молатам пры тэмпературы 700–800 °С, выдаляючы староннія прымесі і ўшчыльняючы атрыманы метал.

З развіццём металургіі дробныя печы, у якіх плавіліся бурія жалезныкі на драўняным вугалі, змяніліся домнамі, якія выплаўляюць чыгун з разнастайных жалезных руд на каменнавугальным коксе. Асабліва вялікае развіццё чорная металургія атрымала ў XX ст., калі для вырабу спецыяльных сталей пачалі шырока выкарыстоўваць легіруючыя дабаўкі.

1. Хімічным элементам якой групы і якога перыяду з’яўляецца жалеза?

2. Запішыце формулы, якія адлюстроўваюць хімічны склад узгаданых у тэксце жалезазмяшчальных руд.

3. Складзіце ўраўненні рэакцый, якія ляжаць у аснове выплаўлення жалеза з руды.

4. Як атрымліваюць жалеза ва ўмовах сучасных тэхналогій? Чым адрозніваюцца працэсы атрымання чыгуну і сталі?

5. Што ўяўляюць сабой легіраваныя сталі?

6. У адным са старадаўніх падручнікаў па выплаўленні жалеза з балотнай руды, выдадзеным у другой палове XIX ст., прыводзіцца апісанне гэтага працэсу. У ім гаворыцца, што з руды масай 30 пудоў была выплаўлена крыца масай 3,5 пуда, з якой пасля пракоўкі было атрымана жалеза масай 3,2 пуда. Ведаючы, што ў выкарыстанай балотнай рудзе масавыя долі бурага жалезняка і магнетыту складалі прыкладна 12 % і 8 %, разлічыце агульны практычны выхад жалеза, якое атрымлівалася з балотнай руды. Лічачы, што асноўнымі кампанентамі крыцы з’яўляліся жалеза і вуглярод, вызначыце масавую долю жалеза ў крыцы.

7. Што ўяўляюць сабой тэрмітная сумесь і тэрмітнае жалеза?

8. Складзіце пералік асноўных уласцівасцей метэарытнага жалеза, якія характарызуюць яго з пункту гледжання першабытнай металургіі.

9. Прыдумайце гульню для вучняў пачатковай школы, з дапамогай якой можна было б растлумачыць ім ролю жалеза ў навакольным свеце.

АДКАЗЫ

§ 1. 8: 33 %.

§ 2. 2: 12; 3: а) $12p + 12n$; $12p + 13n$; $12p + 15n$; б) $8p + 8n$; $8p + 9n$; $8p + 10n$.

§ 4. 4: 1000,16 г; 7: 44 г, 79 г; 8: 260 г.

§ 5. 7: 434,75 г.

Рыхтуемся да алімпіяд: 31,2 г.

§ 6. 2: 0,00169 (0,169 %); 3: 3162 см^3 ($3,162 \text{ дм}^3$), 238 г; 4: 0,2 (20 %);

5: 45 г; 6: 0,351 (35,1 %); 7: 0,1 (10 %); 8: 0,204 (20,4 %).

Рыхтуемся да алімпіяд: а) 0,022 (22 %); б) 0,143 моль/ дм^3 ; 709 г.

§ 7. 4: 5,4 моль; 7: 2+; 8: 50.

Рыхтуемся да алімпіяд: SO_2 .

§ 8. 5: а) 8; б) 15; 7: 28,4 г; 8: а) 0,1 моль; б) 4 моль.

Рыхтуемся да алімпіяд: колба 1 — азотная кіслата, колба 2 — серная кіслата, колба 3 — фторавадародная кіслата.

§ 9. 7: 122,5 г.

Рыхтуемся да алімпіяд: $n(\text{Fe}^{3+}) = 2,5$ моль; $m(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3) = 605$ г.

§ 10. 5: не хопіць, асяроддзе кіслае; 6: 16,9 г; 8: практычна не электраправодны. 46,6 г.

Рыхтуемся да алімпіяд: 280 г.

§ 11. **Рыхтуемся да алімпіяд:** 0,0197 моль/ дм^3 .

§ 13. 6: $426,7 \text{ дм}^3$; 7: 112 г, FeCl_3 .

§ 14. 2: 325 г цынку, 1403,8 г раствору; 5: 0,36 моль, $8,06 \text{ дм}^3$; 6: 34,29 кг.

Рыхтуемся да алімпіяд: Al i Ni.

§ 15. 1: у 1,3 раза, у 2,4 раза; 3: $448,2 \text{ м}^3$; 5: 44,8 кг; 6: 44,5 г; 8: 9 м^3 (8998 дм^3).

Рыхтуемся да алімпіяд: а, б, в, г, е.

а) фармальна не рэагуе; $\text{KBr} + \text{Br}_2 = \text{KBr}_3$ — утвараецца комплекс;

б) $2\text{KI} + \text{Br}_2 = 2\text{KBr} + \text{I}_2$; $\text{I}_2 + 5\text{Br}_2 + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{HIO}_3 + 10\text{HBr}$ — у вадзе пры лішку броду;

в) $5\text{Cl}_2 + \text{Br}_2 + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{HBrO}_3 + 10\text{HCl}$ — у вадзе пры лішку хлору;

г) $\text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HBr} + \text{HBrO}$; д) не рэагуе; е) $\text{Br}_2 + \text{SO}_2 = \text{SO}_2\text{Br}_2$ — сульфурыйлбрамід;

$\text{Br}_2 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{HBr}$ — у вадзе.

§ 16. 4: $36,2 \text{ дм}^3$ вадароду, $36,2 \text{ дм}^3$ хлору; 5: $1,53 \text{ дм}^3$; 7: 3 моль; 8: у недахопе карбанат натрыю; 117 г; $22,4 \text{ дм}^3$.

§ 17. 3: 645,8 г; 4: 0,82 моль; 88,56 г; 5: 5,9 %; 6: 2,6 %.

§ 18. 4: Fe_2O_3 ; 6: 12 г, $3,36 \text{ дм}^3$; 8: 320 г, 112 дм^3 .

Рыхтуемся да алімпіяд: а, б, в, г.

§ 19. 3: 0,051 моль; 5: 0,7 дм³; 6: 2 моль.

Рыхтуемся да алімпіяд: Li; LiCl — па 14,12 г; NH₄Cl — 4,49 г.

§ 20. 3: а) 0,33 (33 %); б) 0,5 (50 %); в) 0,33 (33 %); 7: 15 г, сера; 8: 9,6 г, 0,3 моль.

Рыхтуемся да алімпіяд: CS₂.

§ 21. 4: 0,5 моль, 16 г; 5: 11,2 дм³; 6: 0,0027 (0,27 %); 7: сера, 3,4 г, 0,1 моль, 2,24 дм³.

§ 22. 3: кіслароду 300 моль, сярністага газу 300 моль, 6720 дм³; 5: 364,3 г CaSO₄; 7: 4,9 т.

Рыхтуемся да алімпіяд: А — SO₃; В — HF; С — HSO₃F; D — Na₂SO₄; Е — NaF.

§ 23. 2: паменшыцца на 10 %; да вады дадаць раствор кіслаты; 6: 10,9 см³; 7: 18,7 %.

Рыхтуемся да алімпіяд: 0,576 (57,6 %); 8,62 моль/дм³.

§ 24. 3: 489 м³; 5: 653 т; 7: 0,446 (44,6 %); 8: 160 кг.

§ 25. 4: 1400 см³; 5: 1,1 кг; 6: 0,077 моль; 17,9 г.

Рыхтуемся да алімпіяд: 37 %.

§ 26. 2: 0,003 (0,3 %); 5: 0,25 моль, 7 г, 5,6 дм³; 6: 250 г; 7: 6 т, 214 286 моль.

§ 27. 7: 287,7 дм³; 8: 0,17 (17 %).

§ 28. 3: 0,272 (27,2 %); 5: 0,05 моль; 6: 10,7 г; 7: 67,2 дм³.

§ 29. 4: а) 0,5 моль, б) 5,3 моль; 6: 33,6 дм³; 7: 12,8 г.

§ 30. 3: KNO₃ — 0,138 (13,8 %); Ca(NO₃)₂ — 0,17 (17 %); NaNO₃ — 0,165 (16,5 %); 5: 0,3 г, прыкладна 0,002 моль; 6: 160 г; 8: 2,5 моль, 80 г, 56 дм³.

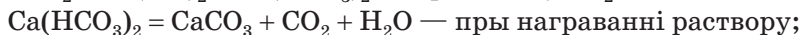
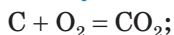
§ 31. 5: 355 г; 6: 63,23 дм³, 1,13 моль.

§ 32. 2: 0,047 (4,7 %); 6: 13 моль; 7: 116,37 кг.

§ 33. 3: 0,165 (16,5 %); 4: 2 · 10⁵ моль, 17 т; 6: 0,995 (99,5 %); 7: 69,83 г.

§ 34. 6: 0,7 (70 %); 8: 2 моль, 88 г, 44,8 дм³.

Рыхтуемся да алімпіяд:



§ 35. 1: цяжэйшы ў 1,5 раза; 5: 1568 г; 6: 1,86 моль; 7: 235,8 м³; 8: 33,3 %.

Рыхтуемся да алімпіяд: А — CO_2 ; В — NH_3 ; С — $\text{NH}_2\text{COONH}_4$; D — $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$; E — BaCO_3 .

§ 36. 7: 2,24 дм³.

§ 37. 6: 4,97 г; 7: 833 г; 8: 0,302 (30,2 %).

Рыхтуемся да алімпіяд: 0,8 моль/дм³.

§ 38. 5: 22,5 г; 6: 18,25 г.

§ 39. 6: 4184 моль карбанату кальцыю, 25105 моль аксиду крэмнію(IV); 7: 42,2 кг; 8: 510,2 г.

§ 40. 6: 0,085 моль; 1,955 г; 7: 0,15 моль; 11,1 г; 8: 0,136 (13,6 %).

Рыхтуемся да алімпіяд: 0,4 моль.

§ 41. 7: 12,3; 8: Ti — 1080 г, Al — 72 г, V — 48 г.

Рыхтуемся да алімпіяд: 19,29 дм³.

§ 42. 7: 11,04 дм³; 8: 0,206 (20,6 %).

Рыхтуемся да алімпіяд: 0,5 моль Fe; 32 г Cu.

§ 43. 8: 7 г; 5,6 дм³.

Рыхтуемся да алімпіяд: Li.

§ 44. 6: 90 г; 7: 1490 г; 8: 0,265 (26,5 %).

§ 45. 6: 589,7 г; 287,2 дм³; 7: 1462,5 г; 8: 0,135 (13,5 %).

Рыхтуемся да алімпіяд: 54.

§ 46. 8: Ba.

Рыхтуемся да алімпіяд: 12 г.

§ 47. 5: не перавысім; 288 мг; 6: 3625 г; 8: $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.

Рыхтуемся да алімпіяд: 0,104 (10,4 %).

§ 48. 6: 0,066 (6,6 %).

Рыхтуемся да алімпіяд: 7155 г.

§ 49. 3: $2,03 \cdot 10^{23}$; 7: 4,5 г; 8: 80,1 г.

Рыхтуемся да алімпіяд: 0,493 (49,3 %).

§ 50. 7: 75,4; 8: $\text{AlBr}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

Рыхтуемся да алімпіяд: K_2SO_4 .

§ 51. 4: 22,4 г; 8,96 дм³.

Рыхтуемся да алімпіяд: K_2FeO_4 ; акісляльныя ўласцівасці.

§ 52. 1: у FeO — 0,778 (77,8 %); у Fe_2O_3 — 0,7 (70 %); у Fe_2O_3 — 0,724 (72,4 %); 4: $\text{Fe}(\text{OH})_2$; 6: 58 г; 7: 1824 г.

Рыхтуемся да алімпіяд: 3980,5 г.

§ 53. **Рыхтуемся да алімпіяд:** 133,8 кг.

ПРАДМЕТНЫ ПАКАЗАЛЬНІК

А

Азот 135
 Азотная кіслата 147
 Алатропія 77
 Алебастр 133, 243
 Алмаз 170
 Алюміній 251
 – аксід 257
 – гідраксід 259
 Амафос 146
 Аміяк 139
 Амонію солі 144
 Аніёны 47
 Анод 48, 230
 Атам 14

Б

Бетон 195, 242
 Бром 77, 87

В

Вада 67
 Вадарод 82
 Вапняк 66, 169, 181, 183, 195
 Вугальная кіслата 180
 Вуглякіслы газ 176
 Вуглярод 169

Г

Галагены 74, 87
 Гідракарбанаты 177, 182
 Гідраксід-іоны 52
 Гідрасульфаты 122
 Гідрасульфіды 117
 Гідрафасфаты 162
 Гліна 192, 194
 Граніт 194
 Графіт 170

Д

Дыгідрафасфаты 162
 Дыполь 23, 92

Ё

Ёд 78, 87, 236

Ж

Жалеза 263
 – аксіды 268
 – гідраксіды 271
 – солі 272
 Жорсткасць вады 246
 – карбанатная 248
 – некарбанатная 248
 – спосабы ўстаранення 249

І

Іоннае ўраўненне 56
 – поўнае 57
 – скарачанае 57
 Іоны 46

К

Калій 224
 Кальцый 235
 Карбанаты 177, 182
 Катод 230
 Катыёны 47
 Кварц 186
 Кераміка 195
 Кісларод 102
 – алатропныя мадыфікацыі 103
 Кіслотныя дажджы 61, 118, 267
 Кіслоты 10, 53, 63
 Крэмніевая кіслата 191
 Крэмній 185

М

Мармур 169, 182, 243
 Металы 200
 – атрыманне 229, 254, 276
 – карозія 266
 – прымяненне 255, 278
 – рад актыўнасці 213

- цяжкія 208
- шчолачназямельныя 233
- шчолачныя 221

Мінеральныя ўгнаенні 165

Н

Нашатырны спірт 139

Неэлектраліты 45

О

Азон 77, 103

Аксіды 8

Асновы 11, 53, 64

П

Перыядычны закон 14

Р

Растваральнасць 30

Растворанае рэчыва 28, 32, 39

- малярная канцэнтрацыя 40
- масавая доля 39

Растворы 28

- канцэнтраваныя 36
- насычаныя 35
- ненасычаныя 34
- разбаўленыя 36

Рэакцыі

- іоннага абмену 56
- нейтралізацыі 57

Рэчывы

- неарганічныя 8

С

Салетры 135, 152, 166

Саляная кіслата 91, 97, 99

Сера 109

Серная кіслата 120

- атрыманне 125

Сярністая кіслата 117

Сярністы газ 117

Серавадарод 114

Сілікаты 186, 198

Сільвініт 88, 167, 224

Сода 29, 183

Солі 11, 53, 64

Сплавы металаў 209

Сталагміты 182

Сталактыты 182

Сульфаты 131

Сульфіды 76, 113

Суперфасфат 167

Ф

Фосфар 155

Фосфарная кіслата 161

Фулерэны 170

Х

Хімічная сувязь 21

Хлор 88

Хлоравадарод 91

Ц

Цэмент 125, 195

Ч

Чадны газ 175

Ш

Шкло 190, 194, 196

Шчолачы 9, 46, 53, 63

Э

Электраліты 45

Электралітычная дысацыяцыя 50

Электроліз расплаваў 229

Я

Якасная рэакцыя 98

(Назва ўстановы адукацыі)

Навучальны год	Імя і прозвішча вучня	Стан вучэбнага дапаможніка пры атрыманні	Адзнака вучню за карыстанне вучэбным дапаможнікам
20 /			
20 /			
20 /			
20 /			
20 /			
20 /			

Вучэбнае выданне

Шымановіч Ігар Яўгенавіч
Васілеўская Алена Іванаўна
Зураеў Аляксандр Віктаравіч
Красіцкі Васіль Анатольевіч
Сячко Вольга Іванаўна

XІМІЯ

Вучэбны дапаможнік для **9** класа ўстаноў адукацыі,
якія рэалізуюць адукацыйныя праграмы агульнай сярэдняй адукацыі,
з беларускай мовай навучання і выхавання

2-е выданне, перапрацаванае

Заг. рэдакцыі *Г. А. Бабаева*. Рэдактар *Г. М. Гаўрылава*.
Мастакі *А. Ю. Агафонава, Г. А. Ламанава, А. П. Макаўцоў, В. А. Якубойская*.
Мастацкі рэдактар *А. А. Жданоўская*.

Тэхнічнае рэдагаванне і камп'ютарная вёрстка *А. Ю. Агафонавай*.
Карэктар *В. С. Казіцкая*.

Падпісана да друку 21.07.2025. Фармат 70 × 90¹/₁₆. Папера афсетная. Друк афсетны.
Ум. друк. арк. 21,06 + 0,29 форз. Ул.-выд. арк. 16,1 + 0,4 форз. Тыраж 11 600 экз. Заказ .

Рэспубліканскае ўнітарнае прадпрыемства «Выдавецтва «Адукацыя і выхаванне»».
Пасведчанне аб дзяржаўнай рэгістрацыі выдаўца, вытворцы, распаўсюджвальніка
друкаваных выданняў № 1/19 ад 02.08.2013.

Вул. Будзёнага, 21, 220070, 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.