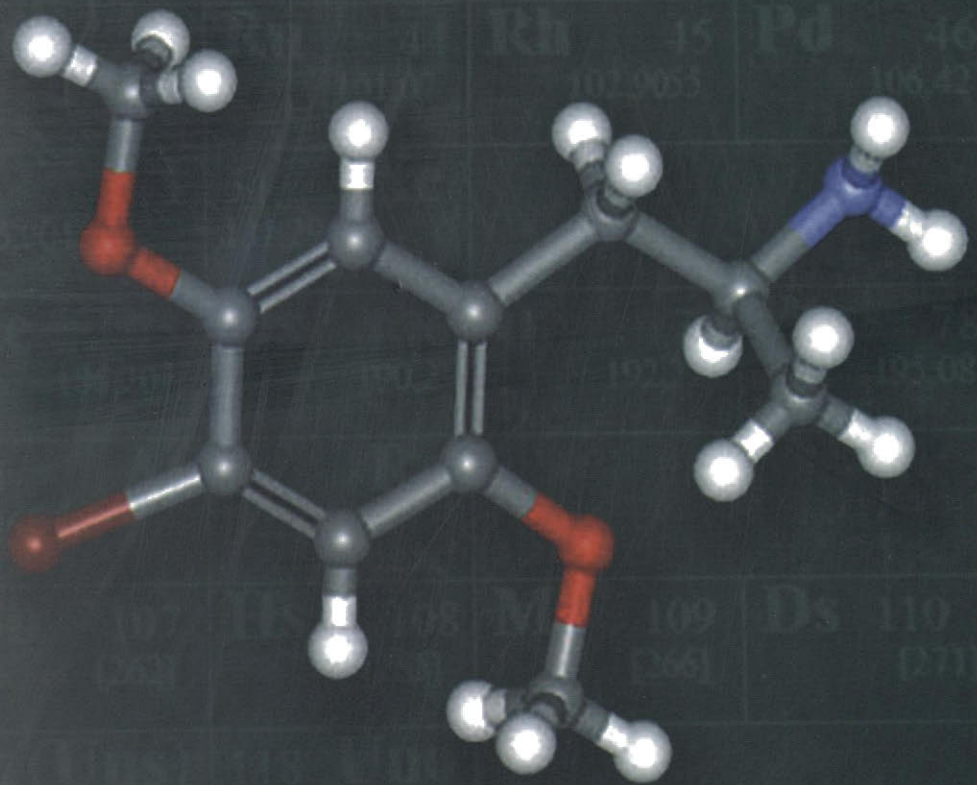
გიული ანდრონიკაშვილი
ომარ მუკბანიანი
ბადრი არზიანი
ლალი ბერიძე

ქიმია



ქიმიური ელემენტების პერიოდული სისტემა

პერიოდები	ელემენტთა ჯგუფები: A I B	A II B	A III B	A IV B	A V B	A VI B	A VII B	A VIII	VIII	B
1	H						H 1 1.01	He 2 4.00		
2	Li 3 6.94	Be 4 9.01	B 5 10.81	C 6 12.01	N 7 14.01	O 8 16.00	F 9 19.00	Ne 10 20.18		
3	Na 11 22.98	Mg 12 24.31	Al 13 26.98	Si 14 28.09	P 15 30.97	S 16 32.07	Cl 17 35.46	Ar 18 39.95		
4	K 19 39.10	Ca 20 40.08	21 Sc 44.96	22 Ti 47.88	23 V 50.94	24 Cr 52.00	25 Mn 54.94	26 Fe 55.85	27 Co 58.93	28 Ni 58.69
	29 Cu 63.55	30 Zn 65.39	Ga 31 69.72	Ge 32 72.59	As 33 74.92	Se 34 78.96	Br 35 79.90	Kr 36 83.80		
5	Rb 37 85.47	Sr 38 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.94	43 Tc 97.91	44 Ru 101.07	45 Rh 102.91	46 Pd 106.42
	47 Ag 107.87	48 Cd 112.41	In 49 114.82	Sn 50 117.71	Sb 51 121.75	Te 52 127.60	I 53 126.90	Xe 54 131.29		
6	Cs 55 132.91	Ba 56 137.33	57 La* 138.91	72 Hf 178.49	73 Ta 180.95	74 W 183.85	75 Re 186.21	76 Os 190.20	77 Ir 192.22	78 Pt 195.08
	79 Au 196.97	80 Hg 200.59	Tl 81 204.38	Pb 82 207.20	Bi 83 208.98	Po 84 208.98	At 85 209.99	Rn 86 222.02		
7	Fr 87 223.02	Ra 88 226.03	89 Ac** 227.03	104 Rf [261]	105 Db [262]	106 Sg [265]	107 Bh [261]	108 Hs [265]	109 Mt [266]	110 [271]
	111 [272]	112 [277]	113	114 [289]	115	116	117	118 [293]		
უმაღლესი ოქსიდები	R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7	RO_4		
აქროლადი წყალბად-ნაერთები				RH_4	RH_3	H_2R	HR			

ელემენტის სიმბოლო — U; ატომური ნომერი — 92; ფარდობითი ატომური მასა — 238,03; ურანი — ელემენტის სახელწოდება; ელექტრონების განაწილება ენერგეტიკულ დონეებზე

*ლანთანოიდები

58 Ce 140.12	59 Pr 140.908	60 Nd 144.24	61 Pm [145]	62 Sm 150.36	63 Eu 151.96	64 Gd 157.25	65 Tb 158.925	66 Dy 162.50	67 Ho 164.930	68 Er 167.26	69 Tm 168.934	70 Yb 173.34	71 Lu 174.967

აქტინოიდები

90 Th 232.038	91 Pa 231.036	92 U 238.029	93 Np 237.048	94 Pu [244]	95 Am [243]	96 Cm [247]	97 Bk [247]	98 Cf [251]	99 Es [252]	100 Fm [257]	101 Md [260]	102 No [259]	103 Lr [262]

s ელემენტები — p ელემენტები — d ელემენტები — f ელემენტები

ჟიმია

ივანე ჯავახიშვილის სახელობის თბილისის სახელმწიფო უნივერსიტეტი

გიული ანდრონიკაშვილი
ომარ მუკბანიანი
ბადრი არზიანი
ლალი ბერიძე

ქიმია



თბილისის
უნივერსიტეტის
გამომცემლობა

წიგნი წარმოადგენს სახელმძღვანელოს და შედგება სამი ნაწილისაგან: პირველ ნაწილში მოცემულია ზოგადი ქიმიის საკითხები, ქიმიის ცნებები და კანონები თანამედროვე ინტერპრეტაციით; მეორე ნაწილში წარმოდგენილია ქიმიური ელემენტები ერთიანი სისტემით; მესამე ნაწილში კი თანამედროვე თეორიული წარმოდგენების საფუძველზე განხილულია საკითხები ორგანულ ნაერთთა ელექტრონული და სივრცითი აღნაგობის შესახებ.

წიგნი განკუთვნილია უნივერსიტეტის საბუნებისმეტყველო პროფილის ბაკალავრიატის, უმაღლესი პროფესიული სასწავლებლების და კოლეჯის სტუდენტებისათვის, საშუალო სკოლის პედაგოგებისათვის; ის ასევე დიდ დახმარებას გაუწევს აბიტურიენტებს ცალკეული საკითხების საფუძვლიანად შესწავლაში.

რედაქტორი პროფ. **მ. გვერდწითელი**

ქ.დ. **ნ. ქოიავა**

რეცენზენტები: პროფ. **ნ. ლეკიშვილი**

ქ. დ. **თ. დოქსოპულო**

© თბილისის უნივერსიტეტის გამომცემლობა, 2011

ISBN 978-9941-13-196-7

ივანე ჯავახიშვილის სახელობის თბილისის სახელმწიფო უნივერსიტეტი
ბიბლიოთეკა
ს-292792

წინასიტყვაობა

სახელმძღვანელო შედგენილია საქართველოს საშუალო და უმაღლესი განათლების სამინისტროს მიერ დამტკიცებული უმაღლეს სასწავლებლებში მისაღები გამოცდების პროგრამის შესაბამისად. თუმცა ცალკეული თავების (ატომის აღნაგობა, ხსნარები, ელექტროლიტური დისოციაცია) ღრმად გაგებისათვის საჭიროდ ჩავთვალეთ შეგვეტანა ისეთი საკითხებიც (მითითებულია პეტიტით), რომლებიც პროგრამით არ არის გათვალისწინებული.

სახელმძღვანელო შედგება სამი ნაწილისაგან, ანუ 18 თავისაგან. თითოეულ თავში მასალა გადმოცემულია თანამედროვე მეცნიერულ დონეზე, სრულად და მარტივად.

პირველ ნაწილში განხილულია ზოგადი ქიმიის საკითხები, ქიმიის ცნებები და კანონები თანამედროვე ინტერპრეტაციით. შედარებით ფართოდ არის წარმოდგენილი ატომის აღნაგობა, ქიმიური ბმები და ყველა ის ფუნდამენტური საკითხი, რომელთა ღრმად შეცნობის გარეშე შეუძლებელია ქიმიაში არსებული ერცელი ექსპერიმენტული მასალის გაანალიზება და სისტემატიზაცია.

მეორე ნაწილში განხილულია ქიმიური ელემენტები ერთიანი სისტემით (ატომის აღნაგობა, გავრცელება, მიღება, ფიზიკური და ქიმიური თვისებები, გამოყენება), რაც აადვილებს ინფორმაციის აღქმას და ელემენტების დახასიათებისას უკეთ წარმოაჩენს მათ მსგავსება-განსხვავებას.

მესამე ნაწილში საკითხები (ორგანულ ნაერთთა აღნაგობა, იზომერია, თვისებები) წარმოდგენილია ღრმად და სრულად ორგანულ ნაერთთა ელექტრონული და სივრცითი აღნაგობის შესახებ თანამედროვე თეორიული წარმოდგენების საფუძველზე.

ვფიქრობთ, რომ ჩვენ მიერ წარმოდგენილი სახელმძღვანელო დახმარებას გაუწევს საბუნებისმეტყველო პროფილის ბაკალავრიატის, უმაღლესი პროფესიული სასწავლებლების და კოლეჯის სტუდენტებს ქიმიის ძირითადი საფუძვლების სრულყოფილად ათვისებაში. დიდ დახმარებას გაუწევს აბიტურიენტებს ცალკეული საკითხების სიღრმისეულ შესწავლაში.

აღნიშნული სახელმძღვანელო ასევე დაეხმარება საშუალო სკოლის და პროფესიული სასწავლებლის პედაგოგებს.

ავტორთა კოლექტივი ნებისმიერ საქმიან შენიშვნას მადლიერების გრძნობით მიიღებს.

ავტორები

ზოგადი ქიმიის საფუძვლები

თავი 1

ქიმიის ძირითადი ცნებები და კანონები

§1.1. ქიმიის საგანი და ამოცანები

ქიმია არის მეცნიერება, რომელიც შეისწავლის ნივთიერებების შედგენილობას, აღნაგობას, თვისებებს, გარდაქმნებს და ამ გარდაქმნების თანმხლებ მოვლენებს.

ქიმიის ძირითადი ამოცანაა წინასწარ განსაზღვრული თვისებების მქონე ნივთიერებების მიზანდასახული სინთეზი და ქიმიური გარდაქმნების ენერგიის გამოყენება. ნივთიერებათა გარდაქმნების კანონების აღმოჩენა მეცნიერებს საშუალებას აძლევს ახსნან და მართონ ქიმიური პროცესები, გამოიყენონ ისინი საჭირო პროდუქტების წარმოებისათვის.

ქიმიის ამოცანებიდან გამომდინარეობს მისი მნიშვნელობა. დღეისათვის ქიმია სახალხო მეურნეობის ყველა დარგში შეიჭრა. ქიმიური მრეწველობა აწარმოებს ადამიანის მოხმარებისათვის აუცილებელ პროდუქტებს: ცემენტსა და ბეტონს, კერამიკას, მინას, სინთეზურ კაუჩუკს, პლასტმასებს, ხელოვნურ და სინთეზურ ბოჭკოს, მინერალურ სასუქებს, მავნებლებისა და სარეველებისაგან მცენარეთა დაცვის საშუალებებს, სამკურნალო ნივთიერებებს. ქიმიური მეთოდების გამოყენებით მიიღება ლითონები – ქვეყნის ეკონომიკური სიძლიერის საფუძველი.

ქიმია დიდ როლს ასრულებს თანამედროვე საზოგადოების წინაშე დღეისათვის მდგარი ისეთი აქტუალური პრობლემების გადაწყვეტაში, როგორიცაა: სინთეზური კვების პროდუქტების წარმოება, გარემოს დაცვა, ბიოქიმიური პროცესების კვლევა, სამკურნალო საშუალებების ძიება, ენერგიის ახალი წყაროების გამოვლენა და სხვა.

ქიმიის მიღწევების გარეშე შეუძლებელი იქნებოდა კაცობრიობის ისეთი მონაპოვარი, როგორიცაა: ატომური ენერგიის გამოყენება მშვიდობიანი მიზნებისათვის, კოსმოსური სივრცის ათვისება, ზემძლავრი კომპიუტერების შექმნა, ასევე გენური ინჟინერიის მიღწევები.

§1.2. ქიმიის ადგილი საბუნებისმეტყველო მეცნიერებებს შორის

ქიმია ერთ-ერთი საბუნებისმეტყველო მეცნიერებაა. მისი შესწავლის საგანია ნივთიერებები და მათი გარდაქმნები. ნივთიერება მატერიის კონკრეტული სახეა. მატერიის არსებობის ფორმა არის მოძრაობა. მატერიის მოძრაობაში იგულისხმება ბუნებაში მიმდინარე ყოველგვარი ცვლილება – დაწყებული სივრცეში უბრალო გადაადგილებიდან, ბოლოვნებით დამთავრებული. ყოველ-

ლი მეცნიერება უპირატესად მატერიის მოძრაობის ამა თუ იმ სახეს სწავლობს. ქიმიის შესწავლის ძირითადი ობიექტია მატერიის მოძრაობის ქიმიური ფორმა, ანუ ერთი სახის მოლეკულებისაგან მათი დაშლის, შეერთების, ან ატომთა გადაჯგუფებისა და ახალი ბმების დამყარების გზით ახალი ნივთიერებების წარმოქმნა.

ექსპერიმენტული ფაქტების დაგროვებასა და მათ განზოგადებასთან ერთად გაღრმავდა დიფერენციაცია ცალკეულ მეცნიერებებში. დღეისათვის ქიმია ბუნებისმეტყველების იმდენად ფართო დარგია, რომ მისი ცალკეული ნაწილები, ფაქტობრივად, დამოუკიდებელ, თუმცა მჭიდროდ ურთიერთდაკავშირებულ დისციპლინებად ჩამოყალიბდა. ქიმია დაიყო არაორგანულ და ორგანულ, ანალიზურ, მაღალმოლეკულურ ნაერთთა, ელემენტორგანულ ნაერთთა, კოორდინაციულ ნაერთთა და ა.შ. ქიმიად.

ნივთიერებების გარდაქმნას ყოველთვის თან ახლავს ფიზიკური მოვლენები: სითბოს ან სხივური ენერგიის გამოყოფა ან შთანთქმა, ნივთიერებათა მდგომარეობის შეცვლა. ამიტომ ქიმიკოსები თავიანთ გამოკვლევებში ემყარებიან კვლევის ფიზიკურ მეთოდებსა და ფიზიკურ თეორიებს. ბიოლოგიური პროცესები მჭიდრო კავშირშია ცოცხალ ორგანიზმში მიმდინარე ნივთიერებების გარდაქმნებთან. ამიტომ ქიმია, კვლევის ქიმიური მეთოდები და ქიმიის თეორიები დიდ დახმარებას უწევს ბიოლოგიურ მეცნიერებებსა და მედიცინას მათი პრობლემების გადაჭრაში. ქიმიის ცოდნა სულ უფრო აუცილებელი ხდება ნებისმიერ დარგში შემოქმედებითი შრომისათვის.

ბუნებისმეტყველების სხვადასხვა დისციპლინაში მათემატიკისა და კომპიუტერული ტექნიკის მეთოდების დამკვიდრება მათი სრულყოფის და შემდგომი განვითარების საწინდარია.

ბუნების კანონები უნივერსალურია და ყველა საბუნებისმეტყველო მეცნიერება მათ ერთნაირად იყენებს. მაგალითად, პერიოდულობის კანონი ქიმიკოსმა დ. მენდელეევმა აღმოაჩინა, მაგრამ დღეს მას სახელმძღვანელოდ იყენებს ქიმიკოსი, ფიზიკოსი, ბიოლოგი, გეოლოგი და მრავალი სხვა სფეროს სპეციალისტი. იგი ერთ-ერთი გზამკვლევი იყო ფიზიკოსებისათვის ატომის აღნაგობის შესწავლის პროცესში. მაგრამ, თავის მხრივ, სწორედ ატომის აღნაგობის შესწავლის შემდეგ გახდა შესაძლებელი პერიოდულობის კანონის არსის გარკვევა და სრულყოფა.

თანამედროვე ბუნებისმეტყველებაში ამა თუ იმ ნივთიერების შესწავლა ან ბუნების მოვლენის შეცნობა ორი ან რამდენიმე მეცნიერების პოზიციით და მეთოდებით ხდება, რის შედეგადაც საბუნებისმეტყველო მეცნიერებების დიფერენციაციის გვერდით ადგილი აქვს ინტეგრაციას, ჩნდება ახალი მომიჯნავე დისციპლინები – რადიოქიმია, გეოქიმია, კოსმოქიმია და სხვ. დიდი ხანია ფიზიკისა და ქიმიის ზღვარზე განვითარდა ფიზიკური ქიმია, რაც ქიმიური ობიექტებისა და მოვლენების ფიზიკური მეთოდებით შესწავლასა და ქიმიაში ფიზიკის კანონების გამოყენებასთან არის დაკავშირებული; ბიოლოგიის, ორგანული ქიმიისა და ფიზიკური ქიმიის მიჯნაზე კი ჩამოყალიბდა ბიოქიმია.

§1.3. ფიზიკური და ქიმიური მოვლენები

ყოველგვარ ცვლილებას, რომელსაც ადგილი აქვს ჩვენს გარემომცველ ბუნებაში, მოვლენა ეწოდება. ნივთიერებების ცვლილებებთან დაკავშირებით მოვლენები ორი სახისაა: ფიზიკური და ქიმიური.

მოვლენებს, რომელთა დროსაც არ ხდება ერთი ნივთიერების მეორე ნივთიერებად გარდაქმნა, ფიზიკური მოვლენები ეწოდება. ასეთი მოვლენებია: ნივთიერების აგრეგატული მდგომარეობის შეცვლა, სხეულის ფორმისა და ტემპერატურის შეცვლა და სხვა.

მოვლენებს, რომელთა დროსაც ხდება ნივთიერების შედგენილობის შეცვლა, მისი გარდაქმნა სხვა ნივთიერებად, ქიმიური მოვლენები ანუ ქიმიური რეაქციები ეწოდება.

ქიმიური რეაქციის ნიშნებია: სითბოს ან სინათლის გამოყოფა ან შთანთქმა, ფერისა და სუნის შეცვლა, ნალექის ან აირის წარმოქმნა.

როგორც ფიზიკურ, ისე ქიმიურ მოვლენებს ძალიან დიდი მნიშვნელობა აქვს. წყლის აორთქლება, კონდენსაცია და შემდგომი ნალექები წვიმის ან თოვლის სახით განაპირობებს წყლის მიმოქცევას ბუნებაში. ლითონებსა და სხვადასხვა პოლიმერულ მასალებს გარკვეულ ფორმას ამლევენ სახალხო მეურნეობაში გამოყენებული მრავალფეროვანი ნაკეთობების დამზადებისას. ქიმიური რეაქციების მეშვეობით ხდება ლითონების, პლასტმასების, სინთეზური ბოჭკოების, მინერალური სასუქების, სამკურნალო პრეპარატებისა და მრავალი სხვა ნივთიერების მიღება. ზოგიერთი ქიმიური რეაქცია წარმოადგენს ენერგიის წყაროს. ცოცხალ ორგანიზმში მიმდინარე ბიოქიმიური პროცესები სხვადასხვა სახის ქიმიური რეაქციებია.

§1.4. ატომურ-მოლეკულური მოძღვრება. ატომები. მოლეკულები

იმ ცნებებს შორის, რომელთაც თანამედროვე მეცნიერება იყენებს, ცნება ატომის შესახებ ერთ-ერთი უძველესი და მნიშვნელოვანია.

ატომისტიკა (მოძღვრება ატომების შესახებ) ჩაისახა ძველ აღმოსავლეთში ბერძენ ფილოსოფოსთა – ლევკიპეს, დემოკრიტეს, ეპიკურის შრომებში (V-III საუკუნე ჩვ. წ-მდე). ისინი თვლიდნენ, რომ მატერია შედგება უმცირესი, თვალით უხილავი, განუყოფელი ნაწილაკებისაგან, რომელთაც დემოკრიტემ ატომები უწოდა (ბერძნ. atomos – განუყოფელი). ბერძენი ფილოსოფოსები ცდილობდნენ ბუნების ყველა საიდუმლოება აეხსნათ ბუნებრივი მიზეზებით – ატომების შეერთებითა და გათიშვით, გადაადგილებითა და შერევით. მაგრამ ატომებად მიიჩნევდნენ ნაწილაკებს, რომელთაც დღეს მოლეკულებს ვუწოდებთ, ამის გამო მათ შეძლეს მხოლოდ ფიზიკური მოვლენების ახსნა. ათასწლიანი მივიწყების შემდეგ, XVII საუკუნეში, ატომისტიკა თვისებრივად ახალ დონეზე აღორძინდა.

ატომურ-მოლეკულური წარმოდგენების განვითარებაში მნიშვნელოვანი როლი შეასრულა მ. ლომონოსოვის კორპუსკულურმა თეორიამ, რომლის ძირითადი დებულებები მოცემულია ნაშრომში „მათემატიკური ქიმიის საფუძვლები“ (1741 წ.). მ. ლომონოსოვი განასხვავებდა ორი სახის ნაწილაკებს – „ელემენტებს“ და „კორპუსკულებს“, რაც დღევანდელი წარმოდგენებით ატომებისა და მოლეკულების ცნებებს შეესაბამება. ნივთიერებების ფიზიკურ და ქიმიურ თვისებებს იგი „ელემენტებისა“ და „კორპუსკულების“ გადაადგილებითა და ურთიერთქმედებით ხსნიდა. ლომონოსოვმა პირველმა განასხვავა ატომი და მოლეკულა, როგორც ნივთიერების თვისებრივად განსხვავებული საფეხურები.

ქიმიური ატომისტიკის შექმნაში დიდი წვლილი მიუძღვის ინგლისელ მეცნიერს ჯონ დალტონს. მისი განსაკუთრებული დამსახურება ის არის, რომ მან ქიმიაში შემოიტანა ცნება ფარდობითი ატომური მასის შესახებ და განსაზღვრა იმ დროისათვის ცნობილი ელემენტებიდან 14 ელემენტის ატომური მასა. დალტონი უარყოფდა მარტივი ნივთიერებების მოლეკულების არსებობას (თვლიდა, რომ მარტივი ნიეთიერებები შედგება მხოლოდ ატომებისაგან), რამაც გარკვეულ წილად შეაფერხა ქიმიის განვითარება. ჯ. დალტონის მიერ ფარდობითი ატომური მასის ცნების დამკვიდრებამ გადამწყვეტი როლი შეასრულა ქიმიის რაოდენობით მეცნიერებად გარდაქმნაში.

აღმოჩენილი რაოდენობითი კანონების და დაგროვილი ექსპერიმენტული ფაქტების ასახსნელად 1860 წ. კარლსრუეში, ქიმიკოსთა საერთაშორისო ყრილობაზე, საყოველთაოდ მიღებულ იქნა ატომისა და მოლეკულის განმარტება და აღიარეს ატომურ-მოლეკულური მოძღვრების ძირითადი დებულებები.

მოლეკულა არის ნივთიერების უმცირესი ნაწილაკი, რომელსაც აქვს დამოუკიდებლად არსებობის უნარი, ამ ნივთიერების შედგენილობა და ქიმიური თვისებები.

ატომი არის ელემენტის ქიმიურად განუყოფელი, უმცირესი ნაწილაკი, რომელიც შედის მარტივი და რთული ნივთიერებების შემადგენლობაში.

მაშასადამე, მოლეკულა არის ნივთიერების ფიზიკური, ხოლო ატომი – ქიმიური დაყოფის ზღვარი. თავის სახელწოდებას (განუყოფელი) ატომი ამართლებს მხოლოდ ქიმიური რეაქციების დროს. ატომის გარდაქმნას ადგილი აქვს ე.წ. ატომბირთვული რეაქციების მიმდინარეობისას და ამ პროცესებს ბირთვული ფიზიკა შეისწავლის.

თანამედროვე შეხედულებით, ყველა ნივთიერებას არა აქვს მოლეკულური აღნაგობა. ნივთიერება მოლეკულებისაგან შედგება აირად და ორთქლისებურ მდგომარეობაში. მყარ აგრეგატულ მდგომარეობაში მოლეკულური აღნაგობა აქვთ: ორგანულ ნივთიერებებს, არალითონების უმრავლესობას, წყალს, ჰალოგენწყალბადებს, ნახშირბად (IV)-ის ოქსიდს და სხვ. ნივთიერებების უმრავლესობა, რომელიც ჩვეულებრივ პირობებში მყარ მდგომარეობაშია, შედგება არა მოლეკულებისაგან, არამედ სხვა ნაწილაკებისაგან (იონებისაგან, ატომებისაგან) და ისინი არსებობენ მაკროსხეულების სახით. მაგალითად, ნატრიუმის ქლორიდის, კვარცის, რკინისა და სხვა ნივთიერებებისათვის ცნება „მოლეკულა" პირობითად იხმარება.

ზემოაღნიშნულის გათვალისწინებით, ატომურ-მოლეკულური მოძღვრების ძირითადი დებულებები შეიძლება შემდეგი სახით ჩამოყალიბდეს:

1. ნივთიერებას (როგორც მარტივს, ისე რთულს) შეიძლება ჰქონდეს მოლეკულური ან არამოლეკულური აღნაგობა;
2. მოლეკულური აღნაგობის ნივთიერება შედგენილობის შეუცვლელად იყოფა არა უსასრულოდ, არამედ მის მოლეკულებამდე;
3. ფიზიკური მოვლენების დროს მოლეკულები არ იცვლება, ქიმიური მოვლენების დროს კი ერთი ნივთიერების მოლეკულები გარდაიქმნება სხვა ნივთიერების მოლეკულებად;
4. მოლეკულებს შორის არის შუალედები, რომელთა ზომა დამოკიდებულია ნივთიერების აგრეგატულ მდგომარეობასა და ფიზიკურ პირობებზე;
5. მოლეკულები განუწყვეტელ მოძრაობაში იმყოფება. მოძრაობის სიჩქარე დამოკიდებულია ტემპერატურაზე. მყარ მდგომარეობაში მოლეკულები მხოლოდ რხევით მოძრაობას ასრულებს;
6. მოლეკულებს შორის მოქმედებს მიზიდვის ძალები. ეს ძალები დამოკიდებულია ნივთიერების აგრეგატულ მდგომარეობაზე, მოლეკულების ზომაზე, ელექტრონულ აღნაგობაზე;
7. მოლეკულები შედგება ატომებისაგან, რომლებიც, მოლეკულებისაგან განსხვავებით, ქიმიური რეაქციების დროს არ იცვლება. ატომები იშლება მხოლოდ ატომბირთვული პროცესების დროს;
8. ატომები განუწყვეტელ მოძრაობაში იმყოფება;
9. ერთი ელემენტის ატომები ერთნაირია და განსხვავდება სხვა ელემენტის ატომებისაგან მასით, ზომით, ქიმიური თვისებებით;

10. ქიმიური რეაქციების დროს ახალი ნივთიერებები მიიღება იმავე ატომებისაგან, რომლებიც საწყისი ნივთიერებების შედგენილობაში შედიოდა;
11. მოლეკულური აღნაგობის მქონე ნივთიერებებში მოლეკულები ერთმანეთთან დაკავშირებულია მოლეკულათაშორისი ძალებით. ამიტომ მათ დაბალი ლღობისა და დუღილის ტემპერატურები აქვთ;
12. არამოლეკულური აღნაგობის მქონე ნივთიერებებში ნაწილაკებს (იონებს, ატომებს) შორის ძლიერი ქიმიური (იონური ან კოვალენტური) ბმაა, რის გამოც მათ დიდი სიმტკიცე და მაღალი ლღობის ტემპერატურა აქვთ;

ატომურ-მოლეკულური მოძღვრება ქიმიის თეორიული საფუძველია.

§1.5. ფარდობითი ატომური მასა

ატომების ზომების სიმცირის მოუხედავად, სხვადასხვა ფიზიკური მეთოდით საკმაოდ დიდი სიზუსტით დადგენილია მათი მასების მნიშვნელობები (მასის ერთეულებში). მაგალითად, წყალბადის ატომის მასაა $1{,}67 \cdot 10^{-27}$ კგ, ჟანგბადისა - $2{,}67 \cdot 10^{-26}$ კგ, ნახშირბადის – $1{,}993 \cdot 10^{-26}$ კგ და სხვ. სხვადასხვა გამოთვლაში ასეთი მცირე რიცხვებით სარგებლობა მოუხერხებელია, რის გამოც ატომთა მასების გამოსახვისათვის შემოღებულია განსაკუთრებული ერთეული, ე.წ. მასის ატომური ერთეული (მ.ა.ე.). ხშირად ამ უკანასკნელს დალტონს უწოდებენ.

მ.ა.ე. ^{12}C იზოტოპის მასის 1/12 ნაწილის ტოლია და ვინაიდან ამ იზოტოპის აბსოლუტური მასა ცნობილია, ადვილად შეიძლება მასის ერთეულებში მ.ა.ე-ის მნიშვნელობის დადგენა.

$$1\text{მ.ა.ე (დალტონი)} = \frac{1{,}993 \cdot 10^{-26}\text{კგ}}{12} = 1{,}66 \cdot 10^{-27}\text{კგ}$$

თუ ნებისმიერი ატომის მასას ^{12}C იზოტოპის მასის 1/12-თან, ეი. 1 მ.ა.ე-თან შევაფარდებთ, მივიღებთ რიცხვს, რომელსაც ფარდობითი ატომური მასა ეწოდება.

ფარდობითი ატომური მასის ცნება მეცნიერებაში შემოიტანა ჯ. დალტონმა იმ დროს, როცა წარმოდგენა ატომზე ჯერ კიდევ არ იყო საყოველთაოდ გაზიარებული და ექსპერიმენტულად შეუძლებელი იყო ატომის აბსოლუტური მასის განსაზღვრა. ატომური მასების ერთიანი სკალის დასადგენად აუცილებელი იყო პირობითი ეტალონის შერჩევა, რომელთანაც შესაძლებელი იქნებოდა სხვა დანარჩენი ელემენტების ატომთა მასების შედარება და ასეთად ჯ.დალტონმა ყველაზე მსუბუქი ელემენტის – წყალბადის ატომის მასა ჩათვალა. მან სხვადასხვა ელემენტის ატომური მასა განსაზღვრა, როგორც მათი ატომების მასათა ფარდობა წყალბადის ატომის მასასთან და იმ დროისათვის ცნობილი 30 ელემენტიდან 14-სათვის დაადგინა ფარდობითი ატომური მასის მნიშვნელობები.

რადგან მრავალი ელემენტი წყალბადთან ნაერთს არ წარმოქმნის, შემდგომ უფრო მიზანშეწონილად მიიჩნიეს ფარდობით ერთეულად ბუნებაში გავრცელებული ჟანგბადის ატომის მასის 1/16-ის შემოღება (ქიმიური სკალა). ამ სკალით თვით ჟანგბადის ატომური მასა 16,00-ის ტოლად იყო მიღებული. ატომის აღნაგობის თეორიის ჩამოყალიბების, კერძოდ იზოტოპების აღმოჩენის, შემდეგ, როდესაც დაადგინეს, რომ ბუნებრივი ჟანგბადი სამი იზოტოპის (^{16}O, ^{17}O, ^{18}O) ნარევია და, ამასთან, მათი თანაფარდობა ერთი და იგივე არ არის ატმოსფეროსა და დედამიწის ქანებში, იზოტოპების ატომური მასის ზუსტი გაზომვებისათვის ქიმიური სკალის პა-

რალელურად ჩამოყალიბდა ფიზიკური სკალა, რომელსაც საფუძვლად დაედო ჟანგბადის მსუბუქი იზოტოპის ^{16}O-ის მასის 1/16 ნაწილი. ორი (ფიზიკური და ქიმიური) სკალის არსებობასთან დაკავშირებით გაუგებრობის თავიდან აცილების მიზნით 1961 წლიდან ფარდობითი ატომური მასის განსაზღვრისათვის ეტალონად მიღებულია ^{12}C იზოტოპის მასის 1/12 ნაწილი.

ვინაიდან ბუნებაში გავრცელებული ელემენტები უპირატესად სხვადასხვა იზოტოპის ნარევია, რომელთაც განსხვავებული მასები აქვთ, ელემენტის ფარდობითი ატომური მასის დადგენა ხდება იზოტოპური შედგენილობის გათვალისწინებით (იხ. §2.5).

ქიმიური ელემენტის ფარდობითი ატომური მასა არის რიცხვი, რომელიც გვიჩვენებს, თუ რამდენჯერ აღემატება ბუნებრივი იზოტოპური შედგენილობის ელემენტის ატომის საშუალო მასა ^{12}C იზოტოპის მასის 1/12-ს. ის უგანზომილებო სიდიდეა.

ელემენტის ფარდობითი ატომური მასა აღინიშნება A_r-ით (r – პირველი ასოა ინგლ. სიტყვისა relative – ფარდობითი).

$$A_r(E) = \frac{m_A(E)}{1\ \text{მ.ა.ე.}} = \frac{m_A(E)}{1.66 \cdot 10^{-27}\ \text{კგ}}$$

მაგალითად, $$A_r(O) = \frac{2.667 \cdot 10^{-26}\ \text{კგ}}{1{,}66 \cdot 10^{-27}\ \text{კგ}} \approx 16$$

ფარდობითი ატომური მასა ქიმიური ელემენტის ერთ-ერთი ძირითადი მახასიათებელია. მისი მნიშვნელობები მოტანილია ელემენტების პერიოდულ სისტემაში. ის უნდა განვასხვავოთ მასის ერთეულებში (კგ, გ) გამოსახული ატომის აბსოლუტური მასისაგან ($m_A(E)$).

ნებისმიერი ელემენტის ატომის აბსოლუტური მასა შეიძლება გამოვთვალოთ ამ ელემენტის ფარდობითი ატომური მასის გამრავლებით 1მ.ა.ე-ის მნიშვნელობაზე:

$$m_A(E) = A_r(E) \cdot 1\ \text{მ.ა.ე.}$$

მაგალითად: $m_A(Ag) = 108 \cdot 1{,}66 \cdot 10^{-27}\ \text{კგ} = 1{,}79 \cdot 10^{-25}\ \text{კგ}$

§1.6. ფარდობითი მოლეკულური მასა

ფარდობითი მოლეკულური მასა არის რიცხვი, რომელიც გვიჩვენებს, თუ რამდენჯერ აღემატება მოცემული ნივთიერების ბუნებრივი იზოტოპური შედგენილობის მოლეკულის საშუალო მასა ^{12}C იზოტოპის მასის 1/12-ს.

ფარდობითი მოლეკულური მასა უგანზომილებო სიდიდეა და აღინიშნება M_r-ით.

მოლეკულური აღნაგობის მქონე ნივთიერებებისათვის ფარდობითი მოლეკულური მასა ტოლია თითოეული ელემენტის ფარდობითი ატომური მასის ატომთა რიცხვზე ნამრავლთა ჯამისა.

არამოლეკულური აღნაგობის ნაერთებისათვის ემპირიული (უმარტივესი) ფორმულის საფუძველზე გამოითვლება პირობითი ფარდობითი მოლეკულური მასა და მას ფორმალური მოლეკულური მასა ეწოდება.

მაგალითად, მოლეკულური აღნაგობის მქონე ნივთიერებისათვის:

$$M_r(H_2SO_4) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98$$
$$m_M(H_2SO_4) = 98 \cdot 1.66 \cdot 10^{-27}\ \text{კგ} = 1{,}63 \cdot 10^{-25}\ \text{კგ}$$

არამოლეკულური აღნაგობის ნივთიერებისათვის:

$$M_r(Na_2SO_4) = 2 \cdot 23 + 32 + 4 \cdot 16 = 142$$

$$m_M(Na_2SO_4) = 142 \cdot 1.66 \cdot 10^{-27} \text{ კგ} = 2{,}357 \cdot 10^{-25} \text{ კგ}$$

§1.7. ნივთიერების რაოდენობა. მოლი. მოლური მასა

ყოველი ქიმიური რეაქცია შეიძლება დავახასიათოთ თვისებითი და რაოდენობითი თვალსაზრისით – განვსაზღვროთ, რა ნივთიერებები და როგორი მასური თანაფარდობით ურთიერთქმედებს ერთმანეთთან. ამასთან, რაოდენობითი დახასიათებისას საინტერესოა ვიცოდეთ მორეაგირე ნაწილაკების (მოლეკულების, ატომების და სხვ.) თანაფარდობები.

ნივთიერებების რაოდენობითი გათვლებისათვის იყენებენ ფიზიკურ სიდიდეს, რომელსაც ნივთიერების რაოდენობა ეწოდება.

ნივთიერების რაოდენობა მასში შემავალი სტრუქტურული ნაწილაკების (ატომების, მოლეკულების, იონების და სხვ.) რაოდენობით, სიმრავლით განისაზღვრება და აღინიშნება ν ასოთი.

ერთეულების საერთაშორისო (SI) სისტემაში ნივთიერების რაოდენობის ერთეულად მიღებულია მოლი (ლათ. moles – სიმრავლე).

მოლი არის ნივთიერების რაოდენობა, რომელიც შეიცავს მოცემული ნივთიერების იმდენსავე სტრუქტურულ ნაწილაკს, რამდენი ატომიცაა 0,012 კგ ^{12}C იზოტოპში.

ამ მასით აღებულ ნახშირბადის იზოტოპში

$$\frac{0{,}012 \text{ კგ}}{1{,}993 \cdot 10^{-26} \text{ კგ}} = 6{,}02 \cdot 10^{23} \text{ სტრუქტურული ნაწილაკია}$$

ე.ი. მოლი არის ნივთიერების რაოდენობა, რომელიც $6{,}02 \cdot 10^{23}$ სტრუქტურულ ნაწილაკს შეიცავს. ამ რიცხვს იტალიელი მეცნიერის ა. ავოგადროს პატივსაცემად ავოგადროს რიცხვი ეწოდება.

ფიზიკური სიდიდის – ნივთიერების რაოდენობის ქიმიაში გამოყენება საშუალებას იძლევა ქიმიური რეაქციისათვის ნივთიერებები ნაწილაკთა საჭირო თანაფარდობებით ავიღოთ. ამის პრაქტიკულად განხორციელებისათვის ნივთიერების რაოდენობა უნდა დავაკავშიროთ ნივთიერების მასასთან, რისთვისაც გამოიყენება ნივთიერების მოლური მასის ცნება.

ნივთიერების მოლური მასა (M) წარმოადგენს მისი მასის (m) შესაბამის რაოდენობასთან (ν) ფარდობას. მისი ერთეულია გ/მოლი:

$$M = \frac{m}{\nu}$$

მოლური მასა 1 მოლი ნივთიერების მასის, ე.ი. $6{,}02 \cdot 10^{23}$ ნაწილაკის მასის ტოლია და თითოეული ნივთიერებისათვის მუდმივი სიდიდეა. რიცხობრივად მოლური მასის მნიშვნელობა ნივთიერების ფარდობითი მოლეკულური მასის ან ელემენტის ფარდობითი ატომური მასის მნიშვნელობას ემთხვევა. მაგალითად:

$A_r(Fe) = 56$, $M(Fe) = 56$ გ/მოლი. $M_r(H_2O) = 18$, $M(H_2O) = 18$ გ/მოლი.

§1.8. ქიმიური ელემენტი

ატომურ-მოლეკულური მოძღვრების თვალსაზრისით, ატომთა გარკვეულ სახეობას ქიმიური ელემენტი ეწოდება.

ელემენტი, როგორც სამეცნიერო ტერმინი, პირველად გამოიყენა ირლანდიელმა მეცნიერმა რობერტ ბოილმა 1661 წელს. სიტყვა „ელემენტი" (ლათ. elementum) შემადგენელ ნაწილს ნიშნავს. ქიმიური ელემენტი მარტივი და რთული ნივთიერებების შემადგენელი ნაწილია. რ. ბოილის შემდეგ ელემენტად ითვლებოდა რთული ნივთიერების დაშლით მიღებული ყველა მარტივი ნივთიერება (ნივთიერება, რომელიც უფრო მარტივ ნივთიერებად ვეღარ იშლებოდა). პირველად დ. მენდელეევმა მიუთითა ორი ცნების – ელემენტისა და მარტივი ნივთიერების – გამიჯვნის აუცილებლობის შესახებ. დ. მენდელეევის განმარტებით, ქიმიური ელემენტი არის ატომთა სახეობა, რომელიც მარტივი და რთული ნივთიერებების შედგენილობაში შედის და გარკვეული ატომური მასით ხასიათდება. როგორც შემდგომ ატომის აღნაგობის შესწავლის შედეგად დადგინდა, ფარდობითი ატომური მასა არ არის ატომის ძირითადი მახასიათებელი, ატომის უმნიშვნელოვანესი მახასიათებელია ბირთვის მუხტი. ეს უკანასკნელი ელემენტთა განმასხვავებელი ნიშანია. თანამედროვე განმარტებით, **ელემენტი არის ბირთვის ერთნაირი მუხტის მქონე ატომთა სახეობა** (იხ. §2.5).

მე-17 საუკუნის ბოლოსათვის ცნობილი იყო 14 ელემენტი (ბალენძი, რკინა, ოქრო, ვერცხლი, ვერცხლისწყალი, ტყვია, კალა, თუთია, დარიშხანი, სტიბიუმი, ბისმუტი, ფოსფორი, ნახშირბადი, გოგირდი), მე-18 საუკუნის ბოლოსათვის – 25, მე-19 საუკუნის შუა წლებისათვის – 63, დღეისათვის 110 ელემენტია ცნობილი.

ელემენტების სახელწოდებათა ნაწილი ტრივიალურია (შემთხვევითია), უძველესი დროიდან არის ცნობილი და ლათინური სახელწოდებებით გამოისახება. რკინა – Ferrum, ვერცხლი – Argentum, ოქრო – Aurum და სხვ. ნაწილს იმ ქვეყნის სახელწოდება აქვს მიკუთვნებული, სადაც აღმოაჩინეს (გერმანიუმი, გალიუმი, სკანდიუმი, ფრანციუმი, რუთენიუმი და სხვ.), ნაწილს კი იმ პიროვნებათა გვარები უდევს ფუძედ, რომელთაც განსაკუთრებული კვალი დატოვეს მეცნიერებაში (ფერმიუმი, მენდელევიუმი, რეზერფორდიუმი, ბორიუმი და სხვ.).

ყველა ქიმიურ ელემენტს სიმბოლოთი (ნიშნით) გამოხატავენ. 1811 წლიდან მათ შვედი ქიმიკოსის, ი. ბერცელიუსის წინადადებით ლათინური (ან ბერძნული) სახელწოდების პირველი ან პირველი და ერთ-ერთი მომდევნო ასოთი აღნიშნავენ (ე.ი. ერთი ან ორი ასოთი) Hydrogenium – H, Hydrargyrum – Hg, Carboneum – C, Cuprum – Cu, Phosphorum – P, Plumbum – Pb და სხვ.

ქიმიური სიმბოლო გამოსახავს:

	O	H
ელემენტს (სახელწოდებას)	ჟანგბადი	წყალბადი
მის ერთ ატომს	ჟანგბადის 1 ატომი	წყალბადის 1 ატომი
ერთ მოლ ატომს	ჟანგბადის 1 მოლი ატომი	წყალბადის 1 მოლი ატომი
ელემენტის ფარდობით ატომურ მასას	$A_r(O)=16$	$A_r(H)=1$
ელემენტის ატომების მოლურ მასას	M(O)=16გ/მოლი	M(H)=1გ/მოლი

სიმბოლოს წინ კოეფიციენტი ატომთა რიცხვზე მიუთითებს (მაგალითად, 4Fe, 3Cu).

ელემენტების გავრცელება ბუნებაში არაერთგვაროვანია. სამყაროს ძირითადი ნივთიერება წყალბადია. მისგან შედგება კოსმოსური ნივთიერების 2/3. დედამიწაზე ყველაზე გავრცელებული ელემენტია ჟანგბადი (მასური წილი 47%), შემდეგ – სილიციუმი (27,6%), ალუმინი (8,8%), რკინა (5,1%), კალციუმი (3,6%), ნატრიუმი (2,64%), კალიუმი (2,6%) და ა.შ.

ადამიანის ორგანიზმის მასის 96%-ს ოთხი ელემენტი - ნახშირბადი, ჟანგბადი, წყალბადი და აზოტი შეადგენს. 3%-ია კალციუმი, ფოსფორი, კალიუმი, გოგირდი და მხოლოდ მასით 1%-ია ერთად აღებული ყველა დანარჩენი ელემენტი: იოდი, რკინა, ნატრიუმი, ქლორი, მაგნიუმი, მანგანუმი, კობალტი, თუთია და სხვა.

ქიმიური ელემენტები იყოფა ლითონურ: Na, Fe, Mg, Cu... და არალითონურ: C, H, Br, S... ელემენტებად. მათ შორის არ არის მკვეთრი ზღვარი, ვინაიდან ელემენტთა ჯგუფს: Zn, Al, Cr... აქვს ორგვარი (ლითონური და არალითონური) ბუნება.

ქიმიური ელემენტი ხასიათდება ატომმირთვის განსაზღვრული დადებითი მუხტით (ატომური ნომრით, იხ. §2.4), ჟანგვის ხარისხით (იხ. §3.8), იზოტოპური შედგენილობით (იხ. §2.5).

§1.9. მარტივი და რთული ნივთიერება

ნივთიერებას, რომელიც ერთი ელემენტის ატომებისაგან შედგება, მარტივი ნივთიერება ეწოდება. ის არის ქიმიური ელემენტის თავისუფალი სახით არსებობის ფორმა.

მარტივი ნივთიერებების მოლეკულებში შესაძლოა ატომთა სხვადასხვა რიცხვი იყოს. მაგალითად, ერთატომიანია ინერტული აირების მოლეკულები, ლითონები ორთქლის მდგომარეობაში, ორატომიანი – წყალბადის, აზოტის, ჟანგბადის, ფტორის, ქლორის, ბრომის, იოდისა და ასტატის მოლეკულები. სამი ატომი შედის ოზონის, ოთხი ატომი – თეთრი ფოსფორის, ხოლო რვა ატომი – კრისტალური გოგირდის მოლეკულებში.

მარტივი ნივთიერების სახელწოდება ემთხვევა შესაბამისი ელემენტის სახელწოდებას. გამონაკლისია ელემენტი ნახშირბადი – რომლისგანაც შედგება მარტივი ნივთიერებები: ალმასი, გრაფიტი, კარბინი და ფულერენები. განსხვავებული სახელწოდებით მოიხსენიება ქიმიური ელემენტი ჟანგბადი და მისგან მიღებული მარტივი ნივთიერება – ოზონი.

ქიმიური ელემენტისაგან განსხვავებით, მარტივი ნივთიერება ხასიათდება განსაზღვრული სიმკვრივით, ხსნადობით, დუღილისა და ლღობის ტემპერატურით. ეს თვისებები ეკუთვნის ატომთა ან მოლეკულათა ერთობლიობას და სხვადასხვა მარტივი ნივთიერებისათვის სხვადასხვაა.

დღეისათვის ცნობილი 110 ქიმიური ელემენტი წარმოქმნის 400-ზე მეტ მარტივ ნივთიერებას. **ქიმიური ელემენტის უნარს, წარმოქმნას ორი ან მეტი მარტივი ნივთიერება, ალოტროპია ეწოდება** (ბერძნ. allos – სხვა, tropos – სახეობა), ხოლო ერთი და იმავე ქიმიური ელემენტისაგან შემდგარ მარტივ ნივთიერებებს – ალოტროპიული სახესხვაობები.

ალოტროპიის მოვლენა ყველაზე ნათლად წარმოაჩენს ქიმიურ ელემენტსა და მარტივ ნივთიერებას შორის განსხვავებას.

ალოტროპია შეიძლება განპირობებული იყოს მარტივი ნივთიერების მოლეკულაში ატომთა განსხვავებული რიცხვით (მაგალითად, ჟანგბადი – O_2 და ოზონი – O_3; კრისტალური – S_8 და ამორფული – S_n გოგირდი), ან განსხვავებული ფორმის კრისტალების წარმოქმნით, რაც პოლიმორფიზმის (poly – მრავალი, morphe – ფორმა) კერძო შემთხვევაა (რომბული და მონოკლინური გოგირდი, ალმასი და გრაფიტი, რკინის α, γ, δ მოდიფიკაციები და სხვ.).

ნივთიერებას, რომელიც სხვადასხვა ქიმიური ელემენტის ატომებისაგან შედგება, რთული ნივთიერება (ქიმიური ნაერთი) ეწოდება. მაგალითად, წყალი – H_2O შედგება ელემენტ წყალბადისა და ელემენტ ჟანგბადისაგან და არა შესაბამისი მარტივი ნივთიერებებისაგან.

რთული ნივთიერებებია: ოქსიდები, მჟავები, ფუძეები, მარილები, ყველა ორგანული ნივთიერება.

§1.10. ქიმიური ფორმულები და განტოლებები

ნივთიერების შედგენილობისა და თვისებების შესწავლის გაადვილების მიზნით ქიმიაში იყენებენ ქიმიურ ფორმულებს.

ქიმიური ნიშნებითა და ინდექსებით ნივთიერების შედგენილობის (რიგ შემთხვევაში აღნაგობის) პირობით გამოსახვას, ქიმიური ფორმულა ეწოდება.

მარტივი ნივთიერების ფორმულის შესადგენად წერენ ელემენტის ქიმიურ ნიშანს და მარჯვნივ ქვევით მიუწერენ ინდექსს – ციფრს, რომელიც მოლეკულაში ატომთა რიცხვს გამოსახავს (მაგალითად, O_2, O_3, P_4, S_8 და სხვ.). ამასთან, ინდექსი 1 არ იწერება. არამოლეკულური აღნაგობის მარტივი ნივთიერებები ქიმიური სიმბოლოთი (ინდექსის გარეშე) გამოისახება (მაგალითად, Si, C, Fe).

რთული ნივთიერების ფორმულის შესადგენად წერენ იმ ქიმიური ელემენტების ნიშნებს, რომლისაგანაც შედგება ნივთიერება (თვისებითი შედგენილობა) და მარჯვნივ, ქვევით მიუწერენ ინდექსებს, რომლებიც გვიჩვენებს მოლეკულური აღნაგობის მქონე ნაერთების მოლეკულებში (H_2O, CO_2, C_2H_2, C_6H_6, HBr) თითოეული ელემენტის ატომების რაოდენობას, ხოლო არამოლეკულური აღნაგობის მქონე ნაერთებში (NaCl, NaOH, Fe_2O_3, SiO_2, $Al(OH)_3$, $CuSO_4$ და სხვ.) – უმარტივეს ატომურ თანაფარდობას (რაოდენობითი შედგენილობა).

ნივთიერების უმარტივეს ფორმულას, რომელსაც ქიმიური ანალიზის საფუძველზე ადგენენ, ემპირიული ფორმულა ეწოდება. იგი გამოიყენება არამოლეკულური აღნაგობის ნაერთებისათვის. მაგალითად, სილიციუმის დიოქსიდი (SiO_2) წარმოქმნის სივრცით კრისტალურ სტრუქტურას, რომელიც 1 : 2 თანაფარდობით აღებული სილიციუმისა და ჟანგბადის ატომებისაგან შედგება. მთლიანი კრისტალი შეიძლება წარმოვიდგინოთ როგორც გიგანტური „მოლეკულა“, რომელშიც ატომთა რიცხვი ძალიან დიდია ($\sim 10^{23}$ რიგისაა). SiO_2 – პირობითი მოლეკულაა, ხოლო მისი ფარდობითი მოლეკულური მასა – ფორმულური მოლეკულური მასა.

მოლეკულური აღნაგობის მქონე ნაერთებისათვის შედგენილობა გამოისახება არა ემპირიული, არამედ **მოლეკულური ფორმულებით**. ის შეიძლება ემთხვეოდეს ემპირიულ ფორმულას (H_2O, CO_2, HCl, CH_4 და სხვ.), შეიძლება მისი ჯერადი იყოს. მაგალითად, ქიმიური ანალიზის საფუძველზე მიღებული წყალბადის პეროქსიდის ემპირიული ფორმულაა HO, ხოლო აცეტილენისა და ბენზოლისა – CH, მათი მოლეკულური ფორმულები კი, შესაბამისად, არის H_2O_2, C_2H_2 და C_6H_6. ამრიგად, მოლეკულური აღნაგობის მქონე ნაერთებისათვის ქიმიური ფორმულა (მაგალითად, H_2O) გამოსახავს:

ნივთიერებას (სახელწოდებას)	წყალი
მის ერთ მოლეკულას	წყლის ერთი მოლეკულა
თვისებით შედგენილობას	წყლის შედგენილობაშია ელემენტები – წყალბადი და ჟანგბადი

რაოდენობით შედგენილობას	მოლეკულაშია ორი ატომი წყალბადი და ერთი ატომი ჟანგბადი მასური თანაფარდობით 1 : 8
ფარდობით მოლეკულურ მასას	M_r (H_2O) = 18
ნივთიერების რაოდენობას – 1 მოლს	1 მოლი წყალი
მოლურ მასას	M (H_2O) = 18 გ/მოლი

არამოლეკულური აღნაგობის ნაერთებისათვის (მაგალითად, NaCl):

ნივთიერებას (სახელწოდებას)	ნატრიუმის ქლორიდი
მის ერთ პირობით მოლეკულას	ნატრიუმის ქლორიდის ერთი პირობითი მოლეკულა
თვისებით შედგენილობას	ნაერთის შედგენილობაშია ელემენტები – ნატრიუმი და ქლორი
რაოდენობით შედგენილობას	ნატრიუმის და ქლორის იონთა თანაფარდობაა 1:1, მასური თანაფარდობა – 23 : 35,5
ფორმულურ მოლეკულურ მასას	M_r (NaCl) = 58,5
ნივთიერების რაოდენობას – 1 მოლს	1 მოლი პირობითი მოლეკულა
მოლურ მასას	M (NaCl) = 58,5 გ/მოლი

ქიმიური ნაერთის ფორმულის ჩაწერის წესი დამატებით ინფორმაციას გვაძლევს მის თვისებებზე. ვიყენებთ ფორმულებს: $Fe_2(SO_4)_3$ ან $K_3[Fe(CN)_6]$ და არა $Fe_2S_3O_{12}$ ან $K_3FeC_6N_6$, რაც მიუთითებს, რომ ფრჩხილებში მოთავსებული ატომთა ჯგუფი მრავალ ქიმიურ რეაქციაში გადუკოფელია. რიგ შემთხვევებში ფორმულებში გამოიყენება წერტილები, რაც დამატებით ინფორმაციას იძლევა მათ შედგენილობაზე და გვიჩვენებს, რომ ნივთიერება ორი ან მეტი შედარებით მარტივი ნივთიერებისაგან შედგება. კრისტალჰიდრატების, მაგალითად, გლაუბერის მარილის ფორმულის ჩაწერა მიზანშეწონილია $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ (და არა $Na_2SH_{20}O_{14}$) სახით, ვინაიდან ჩანს, რომ ის 1 : 10 თანაფარდობით აღებულ ორ ნივთიერებას შეიცავს.

ანალოგიური ხერხით ჩაიწერება რთული შედგენილობის მრავალი ბუნებრივი და სინთეზური ნივთიერების ფორმულა. მაგალითად, თეთრი თიხა – $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$ და არა $Al_2Si_2H_4O_9$ სახით.

ფორმულებს, რომლებშიც მითითებულია არა მხოლოდ ელემენტური შედგენილობა, არამედ ატომთა შეერთების რიგიც, გრაფიკული ფორმულები ეწოდება.

არაორგანულ ქიმიაში ნაერთების უმეტესობას არამოლეკულური აღნაგობა აქვს და მათთვის გრაფიკული ფორმულების გამოყენება მიზანშეწონილი არ არის. ამ ფორმულებით სარგებლობა მიზანშეწონილია ორგანული ნაერთებისათვის (უნდა აღინიშნოს, რომ ორგანულ ქიმიაში მათ აღნაგობის ფორმულებს უწოდებენ), ვინაიდან ერთსა და იმავე შედგენილობას შეიძლება რამდენიმე ქიმიური ნაერთი შეესაბამებოდეს და მოლეკულური ფორმულა სრულიად გამოუსადეგარი აღმოჩნდეს.

ივანე ჯავახიშვილის სახელობის თბილისის სახელმწიფო უნივერსიტეტი ბიბლიოთეკა

უკანასკნელი პერიოდის მონაცემებით, ნივთიერებების თვისებები მნიშვნელოვნადაა დამოკიდებული ნაერთის სივრცით აღნაგობაზე. **ფორმულებს, რომლებშიც ნაერთში ატომთა სივრცითი განლაგებაა გათვალისწინებული, სტრუქტურული ანუ სივრცითი აღნაგობის ფორმულები ეწოდება.**

ქიმიაში გამოიყენება, აგრეთვე, ე.წ. **ელექტრონული ფორმულები,** რომლებიც ნაერთში ატომთა დაკავშირების რიგის გარდა მიუთითებენ ქიმიური ბმის ხასიათზე და ატომებიდან მოლეკულის წარმოქმნის მექანიზმზე.

ქიმიური ფორმულების მეშვეობით შესაძლებელია გამოვიანგარიშოთ:

1. ნივთიერების მოლეკულური მასა (მოლეკულური აღნაგობის ნაერთებში) ან ფორმულური მოლეკულური მასა (არამოლეკულური აღნაგობის ნაერთებში).
2. ნაერთში ელემენტების მასური თანაფარდობა. მაგალითად:

$$CuFeS_2\text{-ში } m(Cu) : m(Fe) : m(S) = 64 : 56 : 64 = 8 : 7 : 8.$$

გ) ნაერთში ელემენტის მასური წილი. მთელის ნაწილებში:

$$\omega = \frac{nA_r}{M_r} \quad \text{ან პროცენტობით:} \quad \omega,\% = \frac{nA_r}{M_r} \bullet 100\%$$

$$\text{მაგალითად: } \omega(S, CuFeS_2\text{-ში}) = \frac{2 \bullet 32}{184} = 0.348 \quad \text{ან } 34{,}8\%$$

დ) ნაერთში ელემენტის ატომის ჟანგვის ხარისხი (იხ. §3.8).

თუ ცნობილია ნაერთის ელემენტური შედგენილობა (მათი მასური თანაფარდობა ან მასური წილები), ან ამ ელემენტების ატომთა ჟანგვის ხარისხები, შესაძლებელია ნაერთის ემპირიული ფორმულის დადგენა.

ქიმიური რეაქციის პირობით ჩანაწერს ქიმიური ფორმულებისა და კოეფიციენტების დახმარებით, ქიმიური განტოლება ეწოდება. ყოველი განტოლება შედგება ორი ნაწილისაგან: მარცხენა მხარეს იწერება რეაქციაში შესულ ნივთიერებათა (რეაგენტების) ფორმულები, მარჯვენა მხარეს – რეაქციის შედეგად წარმოქმნილი ნივთიერებების (პროდუქტების) ფორმულები. თითოეული ელემენტის ატომთა რიცხვი განტოლების მარცხენა და მარჯვენა ნაწილებში ერთნაირი უნდა იყოს. ციფრს ფორმულის წინ, კოეფიციენტი ეწოდება.

§1.11. შედგენილობის მუდმივობის კანონი

ნივთიერების შედგენილობის მუდმივობის კანონი ეკუთვნის ფრანგ მეცნიერს ჟოზეფ ლუი პრუსტს (1799 – 1801). იგი წერდა: „ქვეშმარიტი ნაერთების თვისებები უცვლელია ისევე, როგორც მათი შემადგენელი ნაწილების თანაფარდობა“.

მაგალითად, ქიმიურად სუფთა წყალი შედგება ელემენტ წყალბადისა და ელემენტ ჟანგბადისაგან (მუდმივი თვისებითი შედგენილობა). ამასთან, მის მოლეკულაში წყალბადის ორ ატომთან ყოველთვის ჟანგბადის ერთი ატომია დაკავშირებული. წყალბადის მასური წილია 11,19%, ხოლო ჟანგბადისა – 88,81% (მუდმივი რაოდენობითი შედგენილობა).

შედგენილობის დადგენა შეიძლება სინთეზისა და ანალიზის მეთოდებით.

თუ ერთი მასურათიი წილი წყალბადისა და 8 მასურათიი წილი ჟანგბადის ნარევს ავაფეთქებთ, აირები რეაქციაში უნაშთოდ შევა. თუ რომელიმე აირი ჭარბად იქნება აღებული, ნაჭარბი რაოდენობა აღნიშნულ რეაქციაში მონაწილეობას არ მიიღებს (სინთეზის მეთოდი).

თუ წყლის ელექტროლიზს ჩავატარებთ, მივიღებთ წყალბადსა და ჟანგბადს ზემოაღნიშნული მასური შეფარდებით (ანალიზის მეთოდი).

წყალი შეიძლება სხვადასხვა ხერხით მივიღოთ. გარდა პირდაპირი სინთეზისა:

$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$$

ნეიტრალიზაციის რეაქციით:

$$Ba(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 + 2H_2O$$

ფუძე ოქსიდის ურთიერთქმედებით მჟავასთან (ან მჟავა ოქსიდის ურთიერთქმედებით ტუტესთან):

$$BaO + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 + H_2O$$

ფუძეების, მჟავებისა და კრისტალჰიდრატების თერმული დაშლით:

$$Cu(OH)_2 \rightarrow CuO + H_2O$$

$$H_2SiO_3 \rightarrow SiO_2 + H_2O$$

$$CuSO_4 \cdot 5H_2O \rightarrow CuSO_4 + 5H_2O$$

სხვადასხვა გზით მიღებულ სუფთა წყალს ყოველთვის ზემოთ მოყვანილი თვისებითი და რაოდენობითი შედგენილობა აქვს და აღნიშნული შედგენილობიდან გადახრა მინარევების არსებობაზე მიუთითებს.

ნივთიერების შედგენილობის მუდმივობას ატომურ-მოლეკულური მოძღვრება შემდეგნაირად განმარტავს: ნივთიერებები შედგება მოლეკულებისაგან, ხოლო მოლეკულები გარკვეული ატომების ერთსა და იმავე რიცხვს შეიცავს. რადგან ყოველი ელემენტის ატომს აქვს მუდმივი მასა, ნივთიერების მასურათი შედგენილობაც მუდმივია.

ნივთიერების შედგენილობის მუდმივობის კანონმა მნიშვნელოვანი როლი შეასრულა ქიმიაში; ხანგრძლივი დროის მანძილზე განსაზღვრა მისი განვითარების მიმართულება, მკვნიერებაში დაამკვიდრა კვლევის რაოდენობითი ხერხები. მაგრამ ქიმიის შემდგომმა განვითარებამ აჩვენა, რომ ნივთიერებას მყარ მდგომარეობაში უპირატესად არამოლეკულური აღნაგობა აქვს. ამ კანონის მიღებიდან დაახლოებით 100 წლის შემდეგ რუსმა მკვნიერმა ნ. კურნაკოვმა დაადასტურა ცვლადი შედგენილობის ნაერთების არსებობა არამოლეკულური სისტემების მაგალითზე. ასეთია: ოქსიდები, სულფიდები, ქლორიდები, სილიკატები და სხვ., რომელთა კრისტალებში დეფექტების არსებობის გამო ატომთა თანაფარდობა ცვალებადია. ამ ჯგუფის ნაერთებს ნ. კურნაკოვმა ბერთოლიდები უწოდა ფრანგი ქიმიკოსის კ. ბერთოლეს პატივსაცემად, რომელიც თავის დროზე ცვლადი შედგენილობის ნაერთების არსებობას აღიარებდა.

მოლეკულური აღნაგობის მქონე ნაერთების შედგენილობა მუდმივია (მათ დალტონიდებს უწოდებენ): მაგალითად, H_2O, HCl, ორგანული ნივთიერებები და სხვ. არამოლეკულური აღნაგობის ნივთიერების შედგენილობა დამოკიდებულია მიღების პირობებზე. მაგალითად, რკინა (II)-ის ოქსიდის შედგენილობა იცვლება $Fe_{0,89}O$-დან $Fe_{0,95}O$-მდე, რკინა(II) სულფიდისა – $Fe_{1,1}S$-დან $FeS_{1,1}$-მდე.

ზემოაღნიშნულის გათვალისწინებით, ნივთიერების შედგენილობის მუდმივობის კანონი შეიძლება ასე ჩამოვაყალიბოთ:

ნებისმიერ ქიმიურად სუფთა მოლეკულური აღნაგობის მქონე ნივთიერებას აქვს მუდმივი თვისებითი და რაოდენობითი შედგენილობა, მიუხედავად მისი მიღების ხერხისა.

მხედველობაში უნდა მივიღოთ, რომ ნივთიერების შედგენილობა დამოკიდებულია ელემენტების იზოტოპურ შემცველობაზეც. მაგალითად, ჩვეულებრივი და მძიმე წყალი (H_2O და D_2O) ერთმანეთისაგან განსხვავდება ელემენტთა მასურათი თანაფარდობით (1 : 8 ნაცვლად, მძიმე

წყალში წყალბადისა და ჟანგბადის მასური თანაფარდობაა 1 : 4), რაც მათი ფიზიკური და ქიმიური თვისებების განსხვავებას განაპირობებს.

აღსანიშნავია, რომ საბირისპირო მტკიცება – ყოველ განსაზღვრულ შედგენილობას გარკვეული ნაერთი შეესაბამება – არასწორია, ვინაიდან არსებობს ერთნაირი შედგენილობის, მაგრამ განსხვავებული აღნაგობის (ატომთა ურთიერთდაკავშირების განსხვავებული რიგის მქონე) ნივთიერებები, რომლებიც სხვადასხვა ქიმიურ ნაერთს წარმოადგენს (იხ. §14.2).

§1.12. ნივთიერებათა მასის მუდმივობის კანონი

ნივთიერებათა მასის მუდმივობის კანონი ქიმიური გარდაქმნების ძირითადი კანონია. ის შემდეგნაირად ფორმულირდება:

ქიმიურ რეაქციებში შესული ნივთიერებების მასათა ჯამი რეაქციის შედეგად მიღებული ნივთიერებების მასათა ჯამის ტოლია.

მასის მუდმივობის კანონი ექსპერიმენტულად დაასაბუთა მ. ლომონოსოვმა (1756) და მისგან დამოუკიდებლად ფრანგმა მეცნიერმა ა. ლავუაზიემ (1789).

ლავუაზიე სამართლიანად ითვლება თანამედროვე ქიმიის ფუძემდებლად. იგი იკვლევდა წვის რეაქციებს და ზუსტ ექსპერიმენტულ მონაცემებზე დაყრდნობით დაადგინა, რომ დახურულ ჭურჭელში ლითონებისა და არალითონების წვისას ჭურჭელში ნივთიერებათა მასა რეაქციამდე და რეაქციის შემდეგ უცვლელია – წვის პროცესში ნივთიერება ჰაერიდან იკავშირებს ჟანგბადს და რამდენითაც იზრდება წვადი ნივთიერების მასა, იმდენითვე მცირდება ჰაერის მასა. ლავუაზიემ აჩვენა, რომ ქიმიური რეაქციების დროს უცვლელია არა მარტო ნივთიერებების საერთო მასა, არამედ მონაწილე ნივთიერებებში შემავალი თითოეული ელემენტის მასა.

ატომურ-მოლეკულური მოძღვრების თანახმად, ნივთიერებათა მასის მუდმივობის კანონი შემდეგნაირად აიხსნება: ქიმიური რეაქციების დროს ატომები არ იკარგება და არც არაფრისაგან მიიღება. მათი რაოდენობა უცვლელია რეაქციამდე და რეაქციის შემდეგ. ნებისმიერი ქიმიური რეაქციის პროდუქტთა მოლეკულები შედგება იმავე ატომებისაგან, რომელთაგანაც შედგებოდა საწყისი ნივთიერებების მოლეკულები. რადგან ატომებს აქვთ მუდმივი მასა და მათი რაოდენობა არ იცვლება, ნივთიერებათა მასა რეაქციამდე და რეაქციის შემდეგ მუდმივია.

მაგალითად, წყალბადის მოლეკულა შედგება წყალბადის ორი ატომისაგან, ჟანგბადის მოლეკულა – ჟანგბადის ორი ატომისაგან. რეაქციის შედეგად წარმოიქმნება წყალი, რომლის მოლეკულაში ჟანგბადის ერთ ატომთან ორი წყალბადატომია ბმული. წყალბადისა და ჟანგბადის ატომთა რიცხვი რეაქციამდე და რეაქციის შემდეგ უცვლელია: $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$. ეს ნიშნავს, რომ რეაქციაში შესული ნივთიერებების მასათა ჯამი ტოლია რეაქციის შედეგად მიღებული ნივთიერებების მასათა ჯამისა.

1905 წ. ალბერტ აინშტაინმა დაადგინა, რომ სხეულის მასასა და ენერგიას შორის არსებობს კავშირი: $E = mc^2$, სადაც c არის სინათლის სიჩქარე ვაკუუმში. კანონი სამართლიანია როგორც მიკრო-, ისე მაკროსხეულებისათვის.

ქიმიური რეაქციების დროს ყოველთვის აქვს ადგილი სითბოს (ენერგიის) გამოყოფას ან შთანთქმას, რაც მასის ცვლილებას უნდა განაპირობებდეს. მაგრამ c-ს დიდი რიცხვითი მნიშვნელობის გამო ქიმიური რეაქციის სითბურ ეფექტს მასის იმდენად მცირე ცვლილება შეესაბამება, რომ ექსპერიმენტულად (სასწორით) მისი დადგენა შეუძლებელია. მაგალითად, წყალ-

ბადისა და ჟანგბადისაგან წყლის წარმოქმნის სითბური ეფექტია 285,8 კჯ/მოლი. ამ დროს გამოყოფილ ენერგიას შეესაბამება მასის შემდეგი ცვლილება:

$$m = \frac{E}{c^2} = \frac{285{,}8\ \text{კჯ/მოლი}}{(3 \bullet 10^8\ \text{მ/წმ})^2} = 3{,}176 \bullet 10^{-9}\ \text{გ},$$

რაც ექსპერიმენტულად ვერ ისაზღვრება. ამიტომ ყველა გათვლები მასის მუდმივობის კანონის საფუძველზე ხორციელდება.

მიკროსამყაროსათვის მასის მუდმივობის კანონი არ გამოიყენება, აქ მოქმედებს აინშტაინის კანონი. მასის მნიშვნელოვანი ცვლილება, ე.წ. მასის დეფექტი, აღინიშნება ატომბირთვული რეაქციებისა და რადიოაქტიური დაშლის დროს. მაგალითად, ატომურ ყუმბარაში ^{235}U-ის დაშლისას საწყისი მასის ~0,1% გარდაიქმნება გამოსხივების ენერგიად. მასის ასეთი ცვლილება (0,1 გ – 100გ ^{235}U-ის აღებისას) ექსპერიმენტულად ისაზღვრება. მასის დეფექტი არის სწორედ ენერგიის წყარო ატომბირთვულ რეაქციებში.

მიუხედავად იმისა, რომ მასის მუდმივობის კანონი მიახლოებითია, ეს უკანასკნელი ქიმიის ძირითად რაოდენობით კანონს, ქიმიური ანალიზის საფუძველს წარმოადგენს. ამ კანონზე დაყრდნობით ხდება ქიმიური რეაქციების განტოლებების შედგენა და რაოდენობითი გაანგარიშებების წარმოება.

§1.13. ავოგადროს კანონი

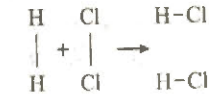
აირებს შორის რეაქციების შესწავლისას ფრანგმა მკვლევრმა ჟ. გეი-ლუსაკმა აღმოაჩინა მოცულობების მარტივ ფარდობათა კანონი, რომლის თანახმად: **რეაქციაში შესულ აირთა მოცულობები ისე შეეფარდება ერთმანეთს და რეაქციის შედეგად მიღებულ აირთა მოცულობებს, როგორც მცირე მთელი რიცხვები.**

მაგალითად: 1 ლ წყალბადი უერთდება 1 ლ ქლორს და მიიღება 2 ლ ქლორწყალბადი; 2ლ ნახშირბად (II)-ის ოქსიდი რეაგირებს 1 ლ ჟანგბადთან 2 ლ ნახშირბად (IV)-ის ოქსიდის წარმოქმნით. აღნიშნული პროცესებისათვის რეაქციაში შესულ და რეაქციის შედეგად მიღებულ აირთა მოცულობების შეფარდებებია, შესაბამისად, 1 : 1 : 2 და 2 : 1: 2.

მოცულობების მარტივ ფარდობათა კანონის ასახსნელად 1811 წელს ავოგადრომ გამოთქვა ჰიპოთეზა, რომელიც შემდგომ დადასტურდა ექსპერიმენტული მონაცემებით და ავოგადროს კანონის სახელწოდება მიიღო. ამ კანონის თანახმად: **სხვადასხვა აირის ტოლი მოცულობები ერთნაირ ფიზიკურ პირობებში (წნევა და ტემპერატურა) მოლეკულების ტოლ რიცხვს შეიცავს.**

ამ ჰიპოთეზით შეუძლებელი იყო მოცულობების მარტივ ფარდობათა კანონის ახსნა, თუ გავიზიარებდით დალტონის მოძღვრებიდან გამომდინარე ქიმიაში გაბატონებულ დებულებას მარტივ ნივთიერებათა მოლეკულების ერთატომიანობის შესახებ, რადგან ამ შემთხვევაში 1 ლ წყალბადისა და 1 ლ ქლორის ურთიერთქმედებით უნდა წარმოქმნილიყო 1 ლ ქლორწყალბადი, რაც ექსპერიმენტულ მონაცემებს ეწინააღმდეგება.

ავოგადრომ პირველმა ჩათვალა, რომ მარტივ აირად ნივთიერებათა მოლეკულები ორატომიანია. ქლორისა და წყალბადის ურთიერთქმედებისას მათი მოლეკულები იშლება ატომებად, რომლებიც წყვილ-წყვილად ერთდება და წარმოქმნის ქლორწყალბადის მოლეკულებს:



რადგან წყალბადისა და ქლორის თითო მოლეკულიდან წარმოიქმნება ქლორწყალბადის ორი მოლეკულა, ამ უკანასკნელის მოცულობა აღებულ აირთა ჯამური მოცულობის ტოლია.

ავოგადროს კანონს ექვემდებარება მხოლოდ აირები და ნივთიერებები ორთქლის მდგომარეობაში. ის არ ვრცელდება თხევად და მყარ ნივთიერებებზე, ვინაიდან მათში მოლეკულები შეხებამდე მიახლოებულია ერთმანეთთან და, აქედან გამომდინარე, ამ ნივთიერებათა მიერ დაკავებული მოცულობები მათი მოლეკულების ზომით განისაზღვრება. აირებში კი მცირე წნევებისას მოლეკულათა შორის მანძილი მოლეკულების ზომასთან შედარებით ბევრად უფრო დიდია. ამიტომ აირების საერთო მოცულობა, ძირითადად, მოლეკულებს შორის მანძილით განისაზღვრება. ეს მანძილები კი ერთნაირი წნევისა და ტემპერატურის პირობებში ყველა აირისათვის დაახლოებით ერთნაირია.

ავოგადროს კანონიდან გამომდინარეობს შემდეგი შედეგები:

1) სხვადასხვა აირის ან აირთა ნარევების მოლეკულათა ტოლი რიცხვი ერთნაირ ფიზიკურ პირობებში ტოლ მოცულობებს იკავებს;
2) ნებისმიერი აირის ან აირთა ნარევის ერთი მოლი ერთნაირ ფიზიკურ პირობებში იკავებს ერთსა და იმავე მოცულობას.

თუ ვიცით ნებისმიერ პირობებში აირის სიმკვრივე, ამ პირობებისათვის მისი 1 მოლის მიერ დაკავებული მოცულობის (მოლური მოცულობის) გამოთვლა შეიძლება შემდეგი ფორმულით:

$$V_M = \frac{M}{\rho},$$

სადაც V_M მოლური მოცულობაა (ლ/მოლი), M – მოლური მასა (გ/მოლი), ხოლო ρ – აირის სიმკვრივე (გ/ლ).

3) აირებს შორის მიმდინარე ქიმიური რეაქციების დროს ნივთიერებათა რაოდენობების ფარდობა, რომელიც რეაქციის განტოლების სტექიომეტრული კოეფიციენტების* ფარდობას შეესაბამება, მათი მოცულობების ფარდობის ტოლია:

$$\frac{\nu_1}{\nu_2} = \frac{V_1}{V_2}$$

თუ განვსაზღვრავთ სხვადასხვა აირის მოლურ მოცულობებს ე.წ. ნორმალური პირობებისათვის (ნ.პ.) – 273 K (0°C) ტემპერატურასა და 101,325 კპა (1 ატმ, 760 მმ ვერცხლწყ.სვ) წნევაზე, მივიღებთ რომ ნებისმიერი აირის 1 მოლი ნორმალურ პირობებში იკავებს 22,4 ლ მოცულობას.

მაგალითად, ნ.პ-ში $\rho(H_2)$ = 0,09 გ/ლ, $M(H_2)$ = 2,016 გ/მოლი

$$V_M = \frac{2{,}016\text{გ/მოლი}}{0{,}09\text{გ/ლ}} = 22{,}4\text{ლ/მოლი}$$

ამავე პირობებში $\rho(O_2)$ = 1,429 გ/ლ, $M(O_2)$ = 32 გ/მოლი, ხოლო

$$V_M = \frac{32\text{გ/მოლი}}{1{,}4299\text{გ/ლ}} = 22{,}4\text{ლ/მოლი}$$

ამრიგად: V_M = 22,4 ლ/მოლი ($მ^3$/კმოლი).

---

* სტექიომეტრია – ქიმიის ნაწილი, რომელშიც განიხილება მორეაგირე ნივთიერებათა მასური და მოცულობითი შეფარდება. სტექიომეტრული კოეფიციენტი – ქიმიურ განტოლებაში შემავალი ნივთიერების შესაბამისი კოეფიციენტია.

თუ პირობებს შევცვლით, შეიცვლება აირის მოლური მოცულობის მნიშვნელობაც. მაგალითად, 293 K (20^0C) ტემპერატურასა და 101,325 კპა წნევაზე ნებისმიერი აირის მოლური მოცულობა 24 ლ/მოლის ტოლია.

მაშასადამე, ნებისმიერი ერთნაირი პირობებისათვის სხვადასხვა აირის მოლური მოცულობა მუდმივ სიდიდეს წარმოადგენს. კავშირი აირის მოცულობას (V), მის მოლურ მოცულობასა (V_M) და რაოდენობას (ν) შორის ასე გამოისახება:

$$V_M = \frac{V}{\nu}$$

ე.ი. აირის მოლური მოცულობა ტოლია აირის მოცულობის ფარდობისა მის რაოდენობასთან. უკანასკნელი ფორმულის დახმარებით შეგვიძლია აირის მოცულობის ან მისი რაოდენობის განსაზღვრა.

რადგან ნებისმიერი აირის 1 მოლი შეიცავს $6{,}02 \cdot 10^{23}$ მოლეკულას, შეიძლება დავასკვნათ, რომ მოლეკულათა ეს რიცხვი ნ.პ-ში იკავებს 22,4 ლ მოცულობას. ამასთანავე უნდა აღინიშნოს, რომ 1 მოლი ნივთიერება $6{,}02 \cdot 10^{23}$ მოლეკულას შეიცავს ნებისმიერ აგრეგატულ მდგომარეობაში, მაგრამ ნებისმიერი ნივთიერების 1 მოლს 22,4 ლ მოცულობა ნ.პ-ში უკავია მხოლოდ აირად მდგომარეობაში.

§1.14. აირად ნივთიერებათა მოლური მასის განსაზღვრა

თუ ერთნაირი წნევისა და ტემპერატურის პირობებში ავიღებთ ტოლი მოცულობის მქონე ორ აირს მოლური მასებით M_1 და M_2, მაშინ მათში, ავოგადროს კანონიდან გამომდინარე, იქნება მოლეკულების ტოლი რიცხვი ანუ ნივთიერებათა ტოლი რაოდენობა. მაგრამ იმის გამო, რომ განსხვავებულია აირთა მოლური მასები, სხვადასხვა იქნება აღნიშნულ ტოლ მოცულობათა მასებიც: $m_1 = \nu M_1$ და $m_2 = \nu M_2$. საიდანაც

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2}$$

ე.ი. ორი აირის ტოლი მოცულობების მასები ისე შეეფარდება ერთმანეთს, როგორც მათი მოლური მასები. რადგან ნივთიერების მასა მისი სიმკვრივისა და მოცულობის ნამრავლის ტოლია, ამიტომ:

$$\frac{\rho_1 V}{\rho_2 V} = \frac{M_1}{M_2} \quad \text{ანუ} \quad \frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{M_1}{M_2}$$

ერთნაირ პირობებში განსაზღვრულ აირთა სიმკვრივეების ფარდობას ეწოდება პირველი აირის ფარდობითი სიმკვრივე მეორის მიმართ და აღინიშნება D ასოთი. ფარდობით სიმკვრივეს განზომილება არ გააჩნია.

$$D = \frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{M_1}{M_2}, \text{ საიდანაც } \quad M_1 = M_2 D$$

ამრიგად, უცნობი აირის მოლური მასა უდრის ამ აირის ფარდობით სიმკვრივეს მეორე აირის მიმართ, გამრავლებულს ამ უკანასკნელის მოლურ მასაზე.

ხშირად ფარდობით სიმკვრივეს საზღვრავენ ყველაზე მსუბუქი აირის – წყალბადის მიმართ. იმისთვის, რომ გასაგები გახდეს, თუ რომელი აირის მიმართ ხდება ფარდობითი სიმკვრივის განსაზღვრა, იყენებენ ინდექსებს. მაგალითად, ფარდობით სიმკვრივეს წყალბადის მიმართ აღნიშნავენ D_{H_2}-ით. აქედან გამომდინარე:

$$M = 2D_{H_2}$$

ე.ი. უცნობი აირის მოლური მასა უდრის მის გაორკეცებულ სიმკვრივეს წყალბადის მიმართ.

თუ აირის სიმკვრივეს საზღვრავენ ჰაერის მიმართ (ჰაერის საშუალო მოლური მასაა 29 გ/მოლი), მაშინ:

$$M = 29D_{ჰ}$$

მოლური მასების განსაზღვრისას დადგინდა, რომ, მარტივი აირებისაგან განსხვავებით, რომელთა მოლეკულები ორატომიანია (H_2, Cl_2, O_2, N_2 და ა.შ.), ინერტულ აირთა მოლეკულები ერთი ატომისაგან შედგება (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn), ხოლო ზოგიერთი მარტივი ნივთიერების მოლეკულები კი ორზე მეტ ატომსაც შეიცავს (ოზონი – O_3, ფოსფორის ორთქლი – P_4, გოგირდის ორთქლი – S_8).

აირებთან დაკავშირებული გაანგარიშებების დროს ხშირად საჭიროა მოცემული პირობებიდან გადავიდეთ ნორმალურ პირობებზე, ან პირიქით. ამ დროს მოსახერხებელია ბოილ-მარიოტისა და გეი-ლუსაკის გაერთიანებული კანონის გამოყენება, რომლის თანახმად:

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_0V_0}{T_0},$$

სადაც, V აირის მოცულობაა P წნევისა და T ტემპერატურის პირობებში, ხოლო V_0 – აირის მოცულობა ნორმალურ პირობებში (წნევა - P_0, ტემპერატურა - T_0).

ნორმალურისაგან განსხვავებულ სხვადასხვა პირობებში გაანგარიშებათა ჩასატარებლად მიზანშეწონილია, აგრეთვე, მენდელეევ-კლაპეირონის განტოლებით სარგებლობა:

$$PV = \nu RT \quad \text{ანუ} \quad PV = \frac{m}{M}RT,$$

სადაც R – აირთა უნივერსალური მუდმივაა. თუ აირის მოცულობა გაზომილია ლიტრებში, ხოლო წნევა – ატმოსფეროებში, მაშინ $R = 0{,}082$ ლ.•ატმ / (მოლი•K), ხოლო, თუ აირის მოცულობა გაზომილია ლიტრებში ($дм^3$), ხოლო წნევა კილოპასკალებში (პა), მაშინ $R = 8{,}314$ ჯ/(მოლი•K).

მენდელეევ-კლაპეირონის განტოლების მეშვეობით შესაძლებელია აირის მოლური მასის განსაზღვრა:

$$M = \frac{mRT}{PV}$$

კითხვები და სავარჯიშოები

1. რატომ არის უმართებულო მოლეკულის განმარტება, როგორც ნივთიერების უმცირესი ნაწილაკისა, რომელიც ინარჩუნებს ყველა მის თვისებას?
2. სუფთა სახით ან წყალხსნარებში რომელი ნივთიერება შედგება მოლეკულებისაგან: რუბიდიუმის ქლორიდი, ლითიუმის ჰიდროქსიდი, ფოსფორმჟავა, ძმარმჟავა, იოდი, შაქარი, მაგნიუმის ფთორიდი?

3. არის თუ არა განსხვავება ცნებებს შორის: „ატომური მასა“ და „ატომის მასა“?
4. როგორია ფთორისა და რადონის ატომთა აბსოლუტური მასები, თუ მათი ფარდობითი ატომური მასები, შესაბამისად, 19-ისა და 222-ის ტოლია?
5. რეაქციის მიმდინარეობისას ენერგიის გამოყოფა ან შთანთქმა რატომ არ იწვევს მასის ცვლილებას?
6. სრულდება თუ არა ყოველთვის ავოგადროს კანონი?
7. ერთნაირ ფიზიკურ პირობებში რომელია უფრო მძიმე: $1 მ^3$ მშრალი, თუ $1\ მ^3$ ტენიანი ჰაერი?
8. ყოველთვის სწორია თუ არა იმის მტკიცება, რომ Cl_2-ის, Br_2-ის და I_2-ის თითო ლიტრი ერთნაირ პირობებში შეიცავს მოლეკულების ტოლ რიცხვს?
9. შეიცავს თუ არა ატომთა ერთნაირ რაოდენობას 1გ ჟანგბადი და 1გ ოზონი?
10. შეიცავს თუ არა ატომთა ერთნაირ რაოდენობას 1 მლ აირადი წყალბადი, ჟანგბადი, არგონი და ოზონი: ა) ნორმალურ პირობებში; ბ) ერთნაირ ტემპერატურაზე, მაგრამ განსხვავებულ წნევაზე; გ) ერთნაირ წნევაზე, მაგრამ განსხვავებულ ტემპერატურაზე?
11. რა ტემპერატურამდე უნდა გავახუროთ ნორმალურ პირობებში აღებული აირი, რომ მოცულობის ერთეულში მისი მოლეკულების რაოდენობა ორჯერ შემცირდეს?
12. ამონიუმის ქლორიდის ორთქლის სიმკვრივე ორჯერ ნაკლებია, ვიდრე სიმკვრივე, რომელიც მისი მოლური მასიდან იანგარიშება. ახსენით ეს მოვლენა.
13. დახშულ ჭურჭელში სხვადასხვა სიმაღლეზე განლაგებული სანთლები აანთეს. რა მოხდება გარკვეული დროის შემდეგ?

თავი 2

დ. მენდელეევის პერიოდულობის კანონი და პერიოდული სისტემა

ატომის აღნაგობა

§2.1. პერიოდულობის კანონის აღმოჩენა

დ. მენდელეევის მიერ პერიოდულობის კანონის აღმოჩენა და მის საფუძველზე პერიოდული სისტემის შექმნა ქიმიური მეცნიერების უდიდეს მიღწევას წარმოადგენს. ის თანამედროვე ქიმიის საფუძველია.

ქიმიური ელემენტების კლასიფიკაციის პირველი, ყველაზე მარტივი ცდა იყო ელემენტების დაყოფა ლითონურ და არალითონურ ელემენტებად (შემოთავაზებულია ი. ბერცელიუსის მიერ). ის ემყარებოდა ელემენტთა შესაბამისი მარტივი ნივთიერებების თვალსაჩინო გარეგნული ნიშნების მიხედვით განსხვავებას და მათ მიერ წარმოქმნილი ოქსიდების განსხვავებულ ბუნებას. ლითონებს ახასიათებთ ბზინვარება, პლასტიკურობა, სითბოსა და ელექტრობის კარგი გამტარობა. ისინი ჟანგბადთან წარმოქმნიან ოქსიდებს, რომელთაც ახასიათებთ ფუძე ბუნება. არალითონები ელექტრულ დენს და სითბოს ცუდად ატარებს და, როგორც წესი, ლითონურ ბზინვას მოკლებულია, მათი ოქსიდები მჟავა ბუნებისაა. მაგრამ არსებობს ელემენტები, რომლებიც ავლენენ როგორც ლითონურ, ისე არალითონურ თვისებებს. მაგალითად, იოდი არალითონია, მაგრამ ლითონების მსგავსად ახასიათებს ლითონური ბზინვარება და შესამჩნევად ატარებს დენს. თუთია ლითონია, მაგრამ მისი ოქსიდი ავლენს როგორც ფუძე, ისე მჟავა თვისებებს, ე.ი. ამფოტერული ბუნებას.

ამგვარად, ელემენტთა დაყოფა ლითონებად და არალითონებად არაცალსახაა, რამაც განაპირობა მეცნიერთა შემდგომი კვლევა-ძიება ქიმიური ელემენტების მეცნიერულად დასაბუთებული კლასიფიკაციის შესაქმნელად.

1829 წელს გერმანელმა მეცნიერმა ი. დობერეინერმა ქიმიური თვისებების მსგავსების მიხედვით ელემენტები დაყო ე.წ. „ტრიადებად“ – ჯგუფებად, რომლებშიც 3-3 ელემენტი შედიოდა.

მაგალითად:

$$\begin{cases} \text{Li} - 7 \\ \text{Na} - 23 \\ \text{K} - 39 \end{cases} \qquad \begin{cases} \text{Cl} - 35{,}5 \\ \text{Br} - 80 \\ \text{I} - 127 \end{cases}$$

დობერეინერმა აღმოაჩინა კანონზომიერება, რომლის თანახმად ტრიადის ერთ-ერთი ელემენტის ატომური მასა დანარჩენი ორის ატომური მასების საშუალო არითმეტიკულის ტოლია.

$$A_r(\text{Na}) = \frac{7 + 39}{2} = 23$$

მაგრამ მან იმ დროისათვის ცნობილი ყველა ელემენტი ვერ გააერთიანა ტრიადებად და მხოლოდ 5 ტრიადის შედგენა შეძლო.

1863 წელს ინგლისელმა ქიმიკოსმა ჯონ ნიულენდსმა 62 ელემენტი განალაგა ატომური მასის ზრდის მიხედვით და შეამჩნია, რომ ყოველი მერვე ელემენტი იმეორებდა პირველის თვისებებს. მაგალითად, ნატრიუმი, ლითიუმიდან მერვე ელემენტი, იმეორებდა ლითიუმის ქიმიურ თვისებებს, კალციუმი – მაგნიუმისას, ქლორი – ფტორისას და ა.შ. მერვე ელემენტის მიერ თვისებების განმეორება მან მუსიკალური ჰარმონიის მსგავსად ელემენტების ქიმიურ ბუნებაში ჰარმონიის გამოვლენად ჩათვალა და ამ კანონზომიერებას "ოქტავების კანონი" უწოდა.

H	Li	Be	B	C	N	O
F	Na	Mg	Al	Si	P	S
Cl	K	Ca	Cr	Ti	Mn	Fe
Co,Ni	Cu	Zn	Y	In	As	Se და ა.შ.

ნიულენდსის ცხრილში მრავლადაა ჰარმონიულობის დარღვევის შემთხვევები. მაგალითად, მანგანუმი არ ჰგავს ფოსფორს, რკინა – გოგირდს და ა.შ. ხშირად ერთსა და იმავე ადგილზე ორ-ორი ელემენტია მოთავსებული (მაგ. Co და Ni), ნიულენდსი მათ თვლიდა აბსოლუტურად მსგავს ელემენტებად. მაგრამ ძირითადი წინააღმდეგობა იყო ის, რომ ნიულენდსი არ ითვალისწინებდა ახალი ელემენტების აღმოჩენას და მათ ადგილს სისტემაში.

1864 წელს გერმანელმა ქიმიკოსმა ლოტარ მაიერმა გამოაქვეყნა 27 ელემენტის ცხრილი, რომელშიც ელემენტები განლაგებული იყო ფარდობითი ატომური მასის ზრდის მიხედვით და დაჯგუფებული ვალენტობის შესაბამისად. მაგრამ ამ ცხრილში ბევრი ელემენტი ვერ მოხვდა იმის გამო, რომ იმ დროისათვის არ იყო სწორად დადგენილი მათი ატომური მასების მნიშვნელობა და ვალენტობა.

როგორც ქიმიის განვითარების ისტორიამ გვიჩვენა, დ. მენდელეევის წინამორბედნი ვიწრო კლასიფიკაციის ცდებით იფარგლებოდნენ. ვერ ახდენდნენ თეორიულ განზოგადებას, ვერ ამყარებდნენ კავშირს ყველა ელემენტს შორის. ამის გამო ვერ შეძლეს ერთიანი სისტემის მოცემა. ამ ამოცანის გადაწყვეტა წილად ხვდა რუს მეცნიერს დიმიტრი მენდელეევს. ივი წინამორბედთაგან განსხვავებით ღრმად იყო დარწმუნებული, რომ ყველა ქიმიურ ელემენტს შორის არსებობს კანონზომიერი კავშირი, რომელიც მათ ერთ მთლიანობად აერთიანებს. ელემენტების ერთმანეთთან შედარების საფუძვლად მან, წინამორბედთა მსგავსად, მიიჩნია მათი ფარდობითი ატომური მასები, როგორც ატომების "ძირეული" მახასიათებელი და დასახა ამოცანა, მონახულიყო საერთო კანონი, რომელიც ელემენტების ქიმიურ თვისებებს მათ ატომურ მასასთან დააკავშირებდა. მენდელეევმა იმ დროისათვის ცნობილი 63 ელემენტი განალაგა ატომური მასის ზრდის მიხედვით და აღმოაჩინა, რომ ქიმიური თვისებებით მსგავსი ელემენტები ერთი და იმავე ინტერვალის შემდეგ გეხვდება და, ამგვარად, თვისებების დამოკიდებულება ატომურ მასაზე პერიოდულია. აღმოჩნდა, რომ ასევე პერიოდულად იცვლება ელემენტების ნაერთთა ფორმები და თვისებები.

დ. მენდელეევის მიერ ჩამოყალიბებული პერიოდულობის კანონი შემდეგნაირად გამოითქმის: **მარტივ ნივთიერებათა თვისებები, აგრეთვე ქიმიური ელემენტების ნაერთთა ფორმები და თვისებები პერიოდულ დამოკიდებულებაშია ატომური მასის სიდიდესთან.**

ამის საილუსტრაციოდ განვიხილოთ ატომური მასების ზრდის მიხედვით დალაგებული შემდეგი ორი რიგი:

Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar

ატომური მასის ზრდის მიხედვით დალაგებულ ასეთ რიგებს მენდელეევმა პერიოდი უწოდა. Li - ტიპური ლითონია, Be – ამფოტერული (ორმაგი თვისების მქონე) ელემენტი, B, C, N, O, F – არალითონებია. რიგში არალითონური თვისებები მატულობს და ყველაზე ძლიერად ვლინდება ფტორში. Ne – ინერტული ელემენტია. როგორც ვხედავთ, ატომური მასის ზრდასთან ერთად ლითონური თვისებები სუსტდება, არალითონური თვისებები კი ძლიერდება. თვისებების ანალოგიური ცვლილება შეიმჩნევა შემდეგ რიგშიც. Na, ლითიუმის მსგავსად, ტიპური ლითონია, Mg-ც ლითონია, მაგრამ უფრო სუსტი, Al – ამფოტერული ელემენტია, Si, P, S, Cl – არალითონებია, ამასთან ყველაზე აქტიურია ქლორი. ეს რიგიც თავდება ინერტული აირით – Ar. ამგვარად, ელემენტთა გარკვეული რიცხვის შემდეგ თვისებები მეორდება.

პერიოდულად მეორდება ნაერთთა ფორმებიც. მსგავსი ელემენტები ერთნაირი ფორმის ნაერთებს წარმოქმნის. მაგალითად, ერთნაირი ფორმის ოქსიდებს წარმოქმნის ლითიუმი და ნატრიუმი (Li_2O, Na_2O), ბერილიუმი და მაგნიუმი (BeO, MgO) და ა.შ. ელემენტების ნაერთთა თვისებების პერიოდული დამოკიდებულება ატომური მასის სიდიდესთან კარგად ჩანს ჰიდროქსიდების თვისებების შედარებისას. LiOH ძლიერი ტუტეა, $Be(OH)_2$ – ამფოტერული ჰიდროქსიდი, H_3BO_3, H_2CO_3 სუსტი მჟავებია, HNO_3 ძლიერი მჟავაა (F და ინერტული აირები ჰიდროქსიდებს არ წარმოქმნის). ანალოგიურად ხდება თვისებების ცვლილება შემდეგ რიგშიც: NaOH, ლითიუმის ჰიდროქსიდის მსგავსად, ძლიერი ტუტეა, $Mg(OH)_2$ – სუსტი ფუძე, $Al(OH)_3$ – ამფოტერული ჰიდროქსიდი, H_2SiO_3 – სუსტი მჟავა, H_3PO_4 – საშუალო სიძლიერის მჟავა, H_2SO_4 – ძლიერი მჟავა, $HClO_4$ – ყველაზე ძლიერი მჟავა ამ რიგში (და საერთოდ ჟანგბადიან მჟავათა შორის). როგორც ვხედავთ, ჰიდროქსიდების თვისებები რიგში კანონზომიერად იცვლება – ფუძე ბუნება სუსტდება, მჟავა ბუნება – ძლიერდება. მაშასადამე, გარკვეული ინტერვალის შემდეგ ნაერთთა თვისებებიც მეორდება.

§2.2. პერიოდული სისტემა

პერიოდულობის კანონის საფუძველზე დ. მენდელეევმა შექმნა პერიოდული სისტემა, რომელიც წარმოადგენს პერიოდულობის კანონის გრაფიკულ გამოსახულებას.

პერიოდულობის კანონის აღმოჩენისა და პერიოდული სისტემის შექმნის თარიღად მიჩნეულია 1869 წლის 1 მარტი.

დღეისათვის ცნობილია პერიოდული სისტემის 500-ზე მეტი ვარიანტი. ისინი წარმოადგენენ პერიოდულობის კანონის ჩაწერის სხვადასხვა ფორმას. ორი ვარიანტი (გრძელი და მოკლე ფორმა) მოგვცა თვით დ. მენდელეევმა. გრძელ ვარიანტში პერიოდი განლაგებულია ერთ ხაზზე, რაც სისტემას გაწელილ, არაკომპაქტურ სახეს ანიჭებს.*

განვიხილოთ პერიოდული სისტემის მოკლე ვარიანტი. ის მოიცავს 7 პერიოდს, 10 რიგს და 8 ჯგუფს. პერიოდი ელემენტთა მწკრივია, რომელიც, I-ის გარდა, იწყება ტუტე ლითონით და მთავრდება ინერტული აირით. I, II, III პერიოდები მცირეა, IV, V, VI, VII პერიოდები – დიდი. VII პერიოდი დაუმთავრებელია. პერიოდებში ელემენტთა რიცხვი არაერთნაირია. I პერი-

* IUPAC-ის (International Union of Pure and Applied Chemistry – თეორიული და გამოყენებითი ქიმიის საერთაშორისო კავშირი) მიერ (1979 და 1989 წლებში) შემოთავაზებული ვარიანტები მოცემულია ფორზაცზე.

ოდი შედგება 2 ელემენტისგან, II, III – პერიოდებში, თითოეულში, 8 ელემენტია, IV, V პერიოდებში – 18, VI პერიოდში – 32. VII პერიოდში ამჟამად 24 ელემენტია, მისი შევსება გრძელდება.

პერიოდები შედგება რიგებისაგან. მცირე პერიოდები შედგება თითო, დიდი პერიოდები კი – ორი რიგისგან. მცირე პერიოდებში თვისებები კანონზომიერად იცვლება ტუტე ლითონიდან ინერტულ ელემენტამდე. დიდი პერიოდის ლუწ რიგებში (4,6,8,10) განლაგებულია მხოლოდ ლითონები და აქ თვისებების ცვლილება ატომური მასის ზრდის მიხედვით უმნიშვნელოა. კენტ რიგებში კი (5,7,9) ელემენტთა თვისებები ისევე იცვლება, როგორც მცირე პერიოდებში. ლუწი და კენტი რიგები ერთმანეთთან დაკავშირებულია ერთმანეთის მსგავსი სამი ელემენტით – ტრიადით. მაგალითად, IV პერიოდის ლუწი რიგი კენტ რიგს უკავშირდება ელემენტებით – Fe, Co, Ni.

VI პერიოდის ლუწ რიგში ელემენტ ლანთანის შემდეგ განლაგებულია ქიმიურად ერთმანეთის მსგავსი 14 ელემენტი, ე.წ. ლანთანოიდები, რაც ლანთანის მსგავსს ნიშნავს. კომპაქტურობის მიზნით მათ ლანთანთან ერთად პერიოდულ სისტემაში უკავიათ მხოლოდ ერთი უჯრა, ხოლო მათი ჩამონათვალი მოცემულია პერიოდული სისტემის ქვემოთ. ასევე ცალკეა გამოყოფილი აქტინიუმის მომდევნო ელემენტები – აქტინოიდები.

ელემენტები, რომლებიც გაერთიანებულია პერიოდული სისტემის ერთსა და იმავე ვერტიკალურ სვეტში, შეადგენენ ელემენტთა ჯგუფს. მენდელეევი თვლიდა, რომ სისტემა ჯგუფებად დაყოფილია ვალენტობის მიხედვით, და რომ ჯგუფის ნომერი შეესაბამება ელემენტთა უმაღლეს ვალენტობას, რომელიც იცვლება 1-დან 8-მდე. თითოეული ჯგუფი იყოფა მთავარ და თანაურ ქვეჯგუფებად. ვერტიკალურ სვეტს, რომელიც მოიცავს დიდი და მცირე პერიოდის ელემენტს, ეწოდება მთავარი ქვეჯგუფი, მხოლოდ დიდი პერიოდის ელემენტებისგან შემდგარს კი – თანაური. მაგალითად, VII ჯგუფში ჰალოგენების ქვეჯგუფი მთავარია, მანგანუმის ქვეჯგუფი – თანაური. VIII ჯგუფი შედგება ინერტული აირების (მთავარი ქვეჯგუფი) და დიდი პერიოდის ლუწი და კენტი რიგების დამაკავშირებელი ტრიადებისაგან (თანაური ქვეჯგუფი).

თითოეული ჯგუფის ქვეშ მიწერილია ელემენტთა უმაღლესი ოქსიდების და აქროლადი წყალბადნაერთების ზოგადი ფორმულები. უმაღლესი ოქსიდების ზოგადი ფორმულა მოცემული ჯგუფის ყველა ელემენტს ეხება, მიუხედავად იმისა, რომელ ქვეჯგუფს ეკუთვნის – მთავარს თუ თანაურს. აქროლად წყალბადნაერთებს კი წარმოქმნის მხოლოდ მთავარი ქვეჯგუფის ელემენტები.

კანონზომიერად იცვლება ელემენტთა თვისებები მთავარ ქვეჯგუფებში. ზევიდან ქვევით ატომური მასის ზრდასთან ერთად ლითონური თვისებები ძლიერდება, არალითონური კი – სუსტდება. მაგალითად, Cs უფრო აქტიური ლითონია, ვიდრე Na, ხოლო F უფრო აქტიური არალითონი, ვიდრე I.

პერიოდული სისტემის ელემენტების უმეტესობა, 110 ელემენტიდან 88, ლითონია. თუ გავავლებთ დიაგონალს ბორიდან ასტატის მიმართულებით, დიაგონალის ზედა მარჯვენა მხარეს აღმოჩნდება არალითონები, გარდა თანაური ქვეჯგუფის ელემენტებისა, რომლებიც მხოლოდ ლითონებია, ხოლო ქვედა მარცხენა მხარეს – ლითონები. დიაგონალის მახლობლად აღმოჩნდება ორმაგი ბუნების ელემენტები (Al, Ge, As, Sb და სხვ.).

§2.3. ზოგადი ცნობები ატომის აღნაგობის შესახებ

დიდი ხნის მანძილზე მეცნიერთა უმრავლესობა დარწმუნებული იყო, რომ ატომი ნივთიერების დაყოფის ზღვარს წარმოადგენდა. მაგრამ მე-19 საუკუნის მიწურულში აღმოჩენილი მთელი რიგი

მოვლენები (კათოდური სხივები, ელექტროლიზი, რადიოაქტივობა და სხვ.) ატომის რთული აღნაგობას ამტკიცებდა. ამ მოვლენების შესწავლა საფუძვლად დაედო ატომის აღნაგობაზე წარმოდგენის ჩამოყალიბებას.

პირველი აღმოჩენილი ატომის შემადგენელი (სუბატომური) ნაწილაკი იყო ელექტრონი. მისი არსებობა მეცნიერებმა აირებსა და სითხეებში დენის გავლის შესწავლის საფუძველზე დაადგინეს. განსაკუთრებით საინტერესო აღმოჩნდა გაიშვიათებულ აირებში დენის გავლის კვლევის შედეგები (მე-19 საუკუნის 70-იანი წლები). თუ გაიშვიათებულ აირიან მინის მილში ჩარჩილულ ელექტროდებს მაღალ (~1500 ვ) ძაბვას მოვდებთ, კათოდიდან გამოიფრქვევა თვალით უხილავი, ე.წ. კათოდური სხივები, რომლებიც კათოდის საწინააღმდეგო მხარეს მინის ფლუორესცენტულ ნათებას იწვევს. ელექტრულ ველში კათოდური სხივები დადებითად დამუხტული ფირფიტისაკენ იხრება, რითაც მტკიცდება, რომ ის უარყოფითად დამუხტული ნაწილაკების ნაკადია. ამ ნაწილაკებს 1891 წ. ელექტრონები უწოდეს.

1909 წ. ამერიკელმა ფიზიკოსმა რ. მილიკენმა დაადგინა ელექტრონის მუხტი, რაც ელექტრონის მასის გათვლის საშუალებასაც იძლეოდა, ვინაიდან მანამდე (1897) ინგლისელი ფიზიკოსის ჯ. ჯ. ტომსონის მიერ განსაზღვრული იყო ელექტრონის მუხტის მასასთან ფარდობის (e/m) მნიშვნელობა. ელექტრონის მუხტია – $1{,}6 \cdot 10^{-19}$ კ, ხოლო მასა – $9{,}11 \cdot 10^{-31}$ კგ. აღმოჩნდა, რომ კათოდური სხივების თვისებები დამოკიდებული არ არის კათოდის მასალასა და აირის ბუნებაზე, რის საფუძველზეც ჯ. ჯ. ტომსონმა დაასკვნა, რომ ელექტრონები ნებისმიერი ელემენტის ატომის შემადგენელი ნაწილაკებია.

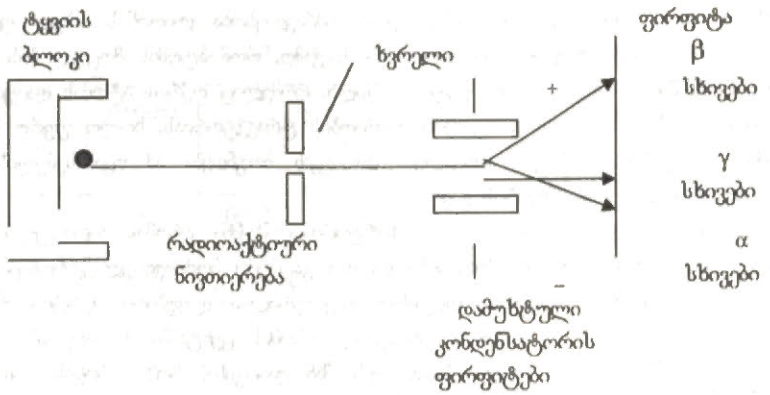
იგივე დასკვნა გამომდინარეობდა სითხეებში ელექტრული დენის გავლისას მიმდინარე ელექტროლიზის პროცესის შესწავლიდან. შედეგად, შეიქმნა წარმოდგენა დადებითად და უარყოფითად დამუხტული ატომების ან ატომთა ჯგუფების - იონების (შესაბამისად, კატიონებისა და ანიონების) არსებობაზე. ამასთან, იონის მინიმალური მუხტი ელექტრონის მუხტის ტოლი აღმოჩნდა. მაგალითად, მარილმჟავას ხსნარში 96500 კ ელექტრობის გავლისას კათოდზე 1 მოლი ატომი წყალბადი, ანოდზე - 1 მოლი ატომი ქლორი გამოიყოფა. ე.ი. 96500 კ ელექტრულ მუხტს $6{,}02 \cdot 10^{23}$ წყალბადის იონი იერთებს და, აქედან გამომდინარე, წყალბადის ერთი იონი 96500 კ : $6{,}02 \cdot 10^{23} = 1{,}6 \cdot 10^{-19}$ კ მუხტს იკავშირებს. ეს არის ელექტრული მუხტის უმცირესი რაოდენობა და ის მუხტის ფარდობით ერთეულად არის მიღებული. მისი მატარებელი ნაწილაკია ელექტრონი.

ამგვარად, გაიშვიათებულ აირებსა და სითხეებში ელექტრული დენის გავლის შესწავლით დადგინდა, რომ ელექტრონები წარმოადგენს ატომის შემადგენელ ნაწილაკებს. მაგრამ, რადგან ატომი ელექტრონეიტრალურია, ამიტომ ის დადებითად დამუხტულ ნაწილაკებსაც უნდა შეიცავდეს.

ატომის რთული აღნაგობის შემდგომი დადასტურება იყო რადიოაქტივობის აღმოჩენა, ხოლო მისმა შესწავლამ მეცნიერები ატომის შედგენილობაში დადებითად დამუხტული ნაწილაკების არსებობის დადასტურებამდე მიიყვანა.

1896 წელს ფრანგმა მეცნიერმა ა. ბეკერელმა აღმოაჩინა, რომ ურანი და მისი ნაერთები თავისთავად ასხივებენ თვალით უხილავ სხივებს, რომლებიც იწვევენ ფოტოგრაფიული ქაღალდის გაშავებას და ჰაერის იონიზაციას.

ნივთიერების მიერ თვალით უხილავი სხივების თავისთავად გამოსხივების უნარს რადიოაქტივობა (ლათ. radio – ვასხივებ, activus – მოქმედი) ეწოდა. პოლონელი მეცნიერის მარია სკლადოვსკაია-კიურის, მისი მეუღლის, ფრანგი პიერ კიურის და ინგლისელი ფიზიკოსის ე. რეზერფორდის მიერ ჩატარებულმა გამოკვლევებმა რადიოაქტიურ გამოსხივებაში სამი სახის სხივების არსებობა გამოავლინა. მათ α, β, γ სხივები უწოდეს. ამ სამი სახის გამოსხივების ქცევა ელექტრულ ველში ნაჩვენებია სურათზე 2.1.



სურათი 2.1. α, β, γ სხივების ქცევა ელექტრულ ველში

α-ნაწილაკებთან შედარებით გაცილებით ნაკლები მასის და უფრო დიდი სიჩქარის გამო β-ნაწილაკები უფრო მეტი კუთხით არის გადახრილი სწორხაზოვანი ტრაექტორიიდან. შემხვედრ სხეულში შეღწევადობის უნარი β-სხივებს დაახლოებით 100-ჯერ, ხოლო γ-სხივებს – 1000-ჯერ მეტი აქვს, ვიდრე α-სხივებს.

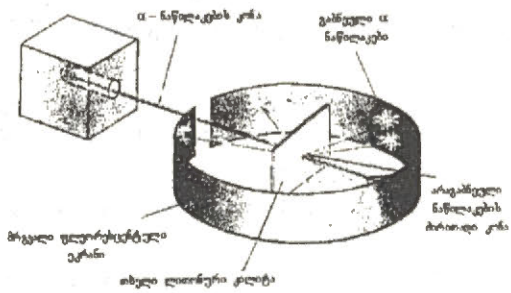
დადგინდა, რომ α-ნაწილაკები ჰელიუმის ატომბირთვების ნაკადია. მათ აქვთ +2 მუხტი და 4 მ.ე-ის ტოლი მასა, დიდი სიჩქარე – 20000 კმ/წმ და მაღალი იონიზაციის უნარი; ადვილად იერთებენ ელექტრონებს ჰელიუმის ატომების წარმოქმნით:

$$He^{2+} + 2e \rightarrow He$$

β-გამოსხივება ელექტრონების ნაკადია, რომელიც სინათლის სიჩქარესთან მიახლოებული სიჩქარით მოძრაობს.

γ-სხივები მოკლე ტალღის სიგრძის, მაღალი ენერგიის ელექტრომაგნიტური ტალღებია.

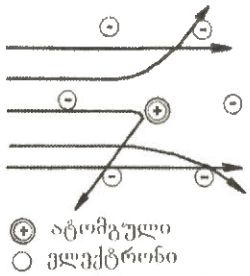
ატომის აღნაგობის დადგენის მიზნით 1911 წ. რეზერფორდმა შეისწავლა ოქროს თხელ ფირფიტაში α-ნაწილაკების გავლის უნარი და დაადგინა, რომ მისი ძირითადი ნაწილი ლითონში მოძრაობის მიმართულების შეუცვლელად გადის, მცირე ნაწილი იხრება სწორხაზოვანი ტრაექტორიიდან (რაც ფიქსირდებოდა ფლუორესცენტულ ეკრანზე) და რაც ყველაზე საოცარი იყო, დაახლოებით 100000-დან ერთი უკან ბრუნდება (იხ. სურათი 2.2).



სურათი 2.2. რეზერფორდის ექსპერიმენტი α-ნაწილაკების გაბნევაზე

ე. რეზერფორდმა ჩათვალა, რომ ნაწილაკების უმრავლესობა ლითონის თხელ ფირფიტაში (კილიტაში) მიმართულების შეუცვლელად გადის იმის გამო, რომ ატომის მოცულობის დიდი ნაწილი მცირე მასის მქონე ელექტრონებს უკავია. ნაწილი, რომელიც ოქროს ატომის დადებითად დამუხტული ბირთვის ახლოს გაივლის, იცვლის მოძრაობის ტრაექტორიას, ხოლო უფრო მცირე ნაწილი, რომელიც ეჯახება ბირთვს, აირეკლება და უკან ბრუნდება ამ უკანასკნელის მაღალი სიმკვრივისა და დიდი დადებითი მუხტის გამო.

ამ ექსპერიმენტზე დაყრდნობით ე. რეზერფორდმა შექმნა ატომის ბირთვული მოდელი, რომლის მიხედვითაც ატომი შედგება ბირთვისა და მის გარშემო მოძრავი ელექტრონებისაგან. მან ჩათვალა, რომ ატომის მასა თითქმის მთლიანად თავმოყრილია დადებითი მუხტის მატარებელ ბირთვში, რომელიც ატომის ცენტრში მდებარეობს და ძალიან მცირე ზომა აქვს. მან დაადგინა, რომ ბირთვის რადიუსი ატომის რადიუსზე 10^{5}-ჯერ მცირეა. ბირთვის რადიუსი 10^{-15} მ-ის, ხოლო ატომისა – 10^{-10} მ-ის რიგისაა. ბირთვის მუხტი გაწონასწორებულია ელექტრონული გარსის უარყოფითი მუხტით. ატომი ელექტრონეიტრალურია.



ე. რეზერფორდის ატომის ბირთვული მოდელი ვერ ხსნიდა ატომის მდგრადობას. ატომის აღნაგობის შესწავლა შემდგომ ორი მიმართულებით – ატომის ბირთვის შედგენილობისა და ელექტრონული გარსის შესწავლის გზით წარიმართა.

§2.4. ატომის ბირთვის შედგენილობა

ე. რეზერფორდის მოდელის მიხედვით ბირთვი ატომის შემადგენელი, დადებითად დამუხტული ცენტრალური ნაწილია, რომელშიც თავმოყრილია თითქმის მთელი მისი მასა.

1912 წელს ინგლისელმა მეცნიერებმა (ჰ. მოზლი, ჯ. ჩადვიკი) ცდების საფუძველზე დაადგინეს, რომ ელემენტის ატომის ბირთვის დადებითი მუხტი რიცხობრივად ელემენტთა პერიოდულ სისტემაში მის რიგობრივ ნომერს ემთხვევა. ამ რიცხვს ატომური ნომერი ეწოდა. ატომური ნომერი ელემენტის ფუნდამენტური მახასიათებელია.

1914 წელს ე. რეზერფორდმა ექსპერიმენტულად დაადგინა ყველა ელემენტის ატომში შემავალი დადებითად დამუხტული ნაწილაკის – პროტონის არსებობა, ხოლო 1920 წ., პროტონის აღმოჩენის შემდეგ, ატომურ მასასა და ატომურ ნომერს შორის განსხვავების ასახსნელად დაუშვა უმუხტო ნაწილაკის – ნეიტრონის არსებობა. ნეიტრონი მოგვიანებით, 1932 წ. ატომბირთვული რეაქციით მიიღო ჯ. ჩადვიკმა.

ბირთვის აღნაგობის პროტონულ–ნეიტრონული თეორიის თანახმად, ყველა ატომის ბირთვი (გარდა პროთიუმისა) შედგება პროტონებისა და ნეიტრონებისაგან. მათ ნუკლონები (ლათ. nukleus – ბირთვი) ეწოდება, თვით ბირთვს კი – ნუკლიდი.

პროტონი ნაწილაკია, რომლის მუხტია +1, ხოლო მასა – დაახლოებით 1 მ.ე. ის წყალბადის ატომის ბირთვია.

ნეიტრონი ნეიტრალური ნაწილაკია. მისი მასაც დაახლოებით 1 მ.ე-ს ტოლია. პროტონის მასა – 1837-ჯერ, ხოლო ნეიტრონისა – 1839-ჯერ აღემატება ელექტრონის მასას.

ამ ნაწილაკების შესახებ უფრო ზუსტი მონაცემები მოტანილია 1-ლ ცხრილში.

ატომის შემადგენელი ნაწილაკების მახასიათებლები

სახელწოდება	სიმბოლო	მასა		მუხტი	
		მა.ე.	კგ	ფარდობით ერთეულებში	კ
პროტონი	p	1,007277	$1.673 \cdot 10^{-27}$	+1	$1,6 \cdot 10^{-19}$
ნეიტრონი	n	1,008665	$1.675 \cdot 10^{-27}$	0	0
ელექტრონი	e	0,000548	$9,1 \cdot 10^{-31}$	-1	$-1,6 \cdot 10^{-19}$

რადგან ნეიტრონი უმუხტოა, ატომბირთვის მუხტი მასში შემავალი პროტონების რიცხვით განისაზღვრება.

ამგვარად, ატომური ნომერი გამოსახავს ელემენტის რიგობრივ ნომერს პერიოდულ სისტემაში, ატომბირთვის მუხტს, პროტონების რიცხვს, და რადგან ატომი ელექტრონეიტრალურია – ელექტრონების რაოდენობას ელექტრონულ გარსზე.

ატომბირთვის მასა განისაზღვრება პროტონებისა და ნეიტრონების საერთო რიცხვით და ის დაახლოებით ატომის მასის ტოლია, ვინაიდან ელექტრონების მასა ბირთვის მასასთან შედარებით ძალიან მცირეა და მხედველობაში არ მიიღება. მაგალითად, ქლორის ატომში ელექტრონების მასა

$$\frac{17 \cdot 9,1 \cdot 10^{-31} \text{კგ}}{1,66 \cdot 10^{-27} \text{კგ}} = 0,0093 \text{მ.ა.ე} - \text{ის ტოლია.}$$

ბირთვში პროტონების და ნეიტრონების ჯამს მასური რიცხვი ეწოდება (აღინიშნება A სიმბოლოთი).

ატომური ნომერი (Z) მასური რიცხვთან (A) დაკავშირებულია თანაფარდობით: A =Z+N, სადაც N – ბირთვში ნეიტრონების რიცხვია. ამ ტოლობიდან შეიძლება გამოვთვალოთ ბირთვში ნეიტრონების რაოდენობა: N = A – Z.

ნუკლიდის მასური რიცხვი აღინიშნება ქიმიური ელემენტის მარცხნივ ზემო ინდექსის, ხოლო ატომური ნომერი – ქვემო ინდექსის სახით: ${}^{A}_{Z}E$. მაგალითად, ${}^{12}_{6}C$. მასში ნეიტრონების რაოდენობა N=12–6=6.

ძალებს, რომლებიც პროტონებსა და ნეიტრონებს აკავშირებენ ბირთვში, ატომბირთვული ძალები ეწოდება. ის განპირობებულია ბირთვში განუწყვეტლივ მიმდინარე ნუკლონების ურთიერთგარდაქმნით: $n \rightleftarrows p + e$

ნუკლონების ურთიერთქმედების ენერგია მრავალმილიონჯერ აჭარბებს მოლეკულაში ატომებს შორის ქიმიური ბმის ენერგიას, რის გამოც ქიმიური რეაქციების დროს ბირთვები არ იშლება (ელემენტი არ იცვლება). ატომბირთვული ძალები ვლინდება მხოლოდ მცირე მანძილებზე ($<10^{-15}$მ) და მნიშვნელოვნად აღემატება ერთნაირმუხტიანი პროტონების განზიდვის ელექტროსტატიკურ ძალებს. რადგან ატომბირთვული ძალები მოქმედებს პროტონებსა და ნეიტრონებს შორის, შეუძლებელია მხოლოდ პროტონებისაგან შემდგარი ნუკლიდის არსებობა.

§2.5. იზოტოპები

გამოკვლევებით დადგენილია, რომ ერთი და იმავე ელემენტის ატომებს შეიძლება ჰქონდეს სხვადასხვა ატომური მასა. მათ აქვთ პროტონების ერთი და იგივე რიცხვი ატომბირთვში, მაგრამ განსხვავდებიან ნეიტრონების რაოდენობით.

ერთი და იმავე ელემენტის ატომთა სახესხვაობებს, რომელთაც აქვთ პროტონების ერთნაირი რიცხვი ატომბირთვში და ელექტრონული გარსის ერთნაირი აღნაგობა, მაგრამ განსხვავდებიან ნეიტრონების რიცხვით, ე.ი. მასურათიი რიცხვით, იზოტოპები ეწოდება.

ელემენტთა პერიოდულ სისტემაში იზოტოპებს ერთი და იგივე ადგილი უკავიათ (ბერძნ. isos – ერთნაირი, topos – ადგილი).

იზოტოპებს ახასიათებენ ორი სიდიდით: მასურათიი რიცხვით და ატომური ნომრით. მათ სახელწოდებად და სიმბოლოდ გამოიყენება შესაბამისი ქიმიური ელემენტის სახელწოდება და სიმბოლო. მაგალითად, ქლორის ბუნებრივი იზოტოპებია: $^{35}_{17}Cl$ და $^{37}_{17}Cl$, ჟანგბადის – $^{16}_{8}O$, $^{17}_{8}O$, $^{18}_{8}O$, არგონის - $^{36}_{18}Ar$, $^{38}_{18}Ar$, $^{40}_{18}Ar$ და ა.შ. მხოლოდ წყალბადის იზოტოპებს აქვს საკუთარი სახელწოდება და სიმბოლო: პროთიუმი - $^{1}_{1}H$, დეიტერიუმი – D ($^{2}_{1}H$), ტრითიუმი – T ($^{3}_{1}H$). მასების დიდი სხვაობის გამო ამ იზოტოპების თვისებები მნიშვნელოვნად განსხვავდება.

ქიმიური ელემენტების უმეტესობა სხვადასხვა იზოტოპის ნარევს წარმოადგენს. მაგალითად, ბუნებაში გავრცელებულ ნაერთებში ქლორი შემდეგი იზოტოპური შემცველობით გვხვდება: 75,53% ^{35}Cl და 24,47% ^{37}Cl; ხოლო ჟანგბადი - 99,757% ^{16}O, 0,039% ^{17}O და 0,204% ^{18}O (F, Na, Al, Mn ბუნებაში გვხვდება ერთი იზოტოპის სახით).

იზოტოპის მასის გასათვლელად უნდა შეკრიბოთ მის შედგენილობაში შემავალი პროტონების, ნეიტრონების და ელექტრონების მასები. მაგალითად, $^{35}_{17}Cl$-ის იზოტოპის მასა 17 პროტონის, 18 ნეიტრონისა და 17 ელექტრონის მასების ჯამის ტოლი უნდა იყოს: 17•1,0073 მ.ა.ე. + 18•1,0087 მ.ა.ე. + 17•0,00055 მ.ა.ე.=35,289 მ.ა.ე. მაგრამ ექსპერიმენტულად მიღებულია მნიშვნელობა 34,969მ.ა.ე. გათვლილ და ექსპერიმენტულად მიღებულ მნიშვნელობებს შორის სხვაობაა 0,32 მ.ა.ე. მას მასის დეფექტი ეწოდება და შეესაბამება ენერგიას, რომელიც საჭიროა ბირთვში ნუკლონების შესაკავებლად. მაშასადამე, ^{35}Cl-ის ფარდობითი იზოტოპური მასა უგანზომილებო სიდიდეა და 34,969-ის ტოლია. ანალოგიურად დადგინდა, რომ ^{37}Cl-ის ფარდობითი იზოტოპური მასა 36,95-ის ტოლია.

ქიმიური ელემენტის ფარდობითი ატომური მასა იზოტოპური შემცველობის გათვალისწინებით გამოთვლილი ფარდობითი იზოტოპური მასების საშუალო სიდიდეა. ის გამოიანგარიშება თითოეული იზოტოპის ფარდობითი იზოტოპური მასის იზოტოპურ შემცველობაზე ნამრავლთა შეკრებით.

მაგალითად: $A_r(Cl) = 34,97 \cdot 0,7553 + 36,95 \cdot 0,2447 = 35,45$.

ელემენტის ფარდობითი ატომური მასა უახლოვდება იმ იზოტოპის ატომურ მასას, რომელიც მეტი რაოდენობითაა ამ ელემენტის იზოტოპთა ბუნებრივ ნარევში. პერიოდული სისტემის ორი მომდევნო ელემენტიდან თუ დიდი ატომური ნომრის მქონე ელემენტში ჭარბობს მსუბუქი იზოტოპი, ხოლო მცირე ატომური ნომრის ელემენტში – მძიმე იზოტოპი, მაშინ ამ უკანასკნელის ფარდობითი ატომური მასა შეიძლება აღმოჩნდეს მეტი, ვიდრე მომდევნო ელემენტისა. მაგალითად, ბუნებრივ კალიუმში სამი იზოტოპიდან (^{39}K, ^{40}K, ^{41}K) ჭარბობს მსუბუქი

იზოტოპი, ხოლო ბუნებრივ არგონში (^{36}Ar, ^{38}Ar, ^{40}Ar) – მძიმე იზოტოპი, რის გამოც კალიუმის ფარდობითი ატომური მასა ნაკლებია არგონის ატომურ მასაზე.

ატომებს, რომელთაც აქვთ ერთნაირი მასური რიცხვი, მაგრამ განსხვავებული პროტონებისა და ნეიტრონების რაოდენობა, იზობარები ეწოდება (ბერძნ. isos – ერთნაირი, baros – სიმძიმე, წონა).

ატომებს, რომელთაც ბირთვში აქვთ ნეიტრონების ერთნაირი რაოდენობა, მაგრამ განსხვავდებიან პროტონების რიცხვით (ბირთვის მუხტით), იზოტონები ეწოდება.

იზოტოპები	Z	N	იზობარები	Z	N	იზოტონები	Z	N
$^{12}_{6}C$	6	6	$^{40}_{18}Ar$	18	22	$^{136}_{54}Xe$	54	82
$^{13}_{6}C$	6	7	$^{40}_{19}K$	19	21	$^{138}_{56}Ba$	56	82
$^{14}_{6}C$	6	8	$^{40}_{20}Ca$	20	20	$^{139}_{57}La$	57	82

ელემენტის ატომის ძირითადი მახასიათებელია ბირთვის მუხტი და არა ფარდობითი ატომური მასა, რასაც მოწმობს იზოტოპებისა და იზობარების თვისებების შედარება. მაგალითად, $^{40}_{18}Ar$ და $^{40}_{19}K$, ერთნაირი მასური რიცხვის მიუხედავად, ერთმანეთისაგან თვისებებით მკვეთრად განსხვავდება.

§2.6. რადიოაქტივობა. ატომბირთვული რეაქციები. წარმოდგენა ქიმიური ელემენტების გარდაქმნის შესახებ

რადიოაქტივობა წარმოადგენს ელემენტის იზოტოპის თავისთავადი დაშლისა და სხვა ელემენტის იზოტოპად გარდაქმნის პროცესს, რასაც თან ახლავს ელემენტარული ნაწილაკის ან ატომბირთვის გამოტყორცნა. ის ახასიათებს ბუნებაში გავრცელებულ არამდგრადი იზოტოპებისა და ხელოვნურად მიღებული იზოტოპების უმრავლესობას.

დედამიწის ფორმირების პროცესში წარმოიქმნა 25 რადიოაქტიური იზოტოპი. რადიოაქტიური დაშლის და კოსმოსურათი სხივების მოქმედების შედეგად დღეს მათი რიცხვი გაიზარდა და ხელოვნურად მიღებული იზოტოპების ჩათვლით 110 ელემენტის 2000-მდე რადიოაქტიური იზოტოპია ცნობილი. თუ ელემენტი მხოლოდ რადიოაქტიური იზოტოპებისაგან შედგება, მას რადიოაქტიური ელემენტი ეწოდება.

რადიოაქტიური იზოტოპი ელემენტთა პერიოდული სისტემის ყველა ელემენტს გააჩნია. რადიოაქტიური ელემენტებია 43-ე, 61-ე და ყველა ელემენტი, რომელთა $Z>83$.

რადიოაქტიური დაშლის სიჩქარე ხასიათდება ნახევარდაშლის პერიოდით – იმ დროით, რომლის განმავლობაშიც რადიოაქტიური იზოტოპების საწყისი რაოდენობის ნახევარი იშლება, ე.ი. რადიოაქტიური გამოსხივების ინტენსივობა ორჯერ მცირდება. ნახევარდაშლის პერიოდი ფართო ზღვრებში იცვლება. მაგალითად, თუ ^{238}U-ის ნახევარდაშლის პერიოდი 4,5 მილიარდი წელია, ^{226}Ra-სა – 1620 წელი, ^{212}Po-სა - $3 \cdot 10^{-7}$ წმ.

რადიოაქტიური გამოსხივების შედეგად ხდება ახალი ელემენტების წარმოქმნა. ამასთან, α ნაწილაკის გამოტყორცნა პერიოდულ სისტემაში ელემენტის რიგობრივ ნომერს ორით ამცირებს, მა-

გალითად, $^{226}_{88}Ra \rightarrow {}^{222}_{86}Rn + {}^{4}_{2}He$, ხოლო β-ნაწილაკის გამოტყორცნა – ერთით ზრდის, ვინაიდან ნეიტრონის პროტონად გარდაქმნასთან არის დაკავშირებული:

$$^{3}_{1}H \rightarrow {}^{3}_{2}He + {}^{0}_{-1}\beta$$

ბირთვული რეაქციების განტოლების ჩაწერისას უნდა გავითვალისწინოთ მასისა და მუხტის მუდმივობა. ეს იმას ნიშნავს, რომ მასებისა და მუხტების ჯამი განტოლების მარჯვენა და მარცხენა მხარეს ერთმანეთის ტოლი უნდა იყოს.

პირველი ხელოვნური ატომბირთვული გარდაქმნა განახორციელა ე. რეზერფორდმა 1915 წ. მან პოლონიუმის რადიოაქტიური იზოტოპისაგან მიღებული α-ნაწილაკების ნაკადით აზოტის ატომბირთვების ბომბარდირებისას მიიღო ჟანგბადის მდგრადი იზოტოპი, ე.ი. ერთი ელემენტი გარდაქმნა მეორე ელემენტად: $^{14}_{7}N + {}^{4}_{2}He \rightarrow {}^{17}_{8}O + {}^{1}_{1}H$. ხოლო ჯ. ჩადვიკმა 1932 წ. ატომბირთვული რეაქციით აღმოაჩინა ნეიტრონი: $^{9}_{4}Be + {}^{4}_{2}He \rightarrow {}^{12}_{6}C + {}^{1}_{0}n$.

1934 წ. ირენ და ფრედერიკ ჟოლიო-კიურებმა, α-ნაწილაკებით ალუმინისა და ბორის ბომბარდირების შედეგად მიიღეს ფოსფორის (^{30}P) და აზოტის (^{13}N) რადიოაქტიური იზოტოპები, ე.ი. აღმოაჩინეს ხელოვნური რადიოაქტივობა. ძირითადად ამ გზით ხდება დღეს რადიოაქტიური იზოტოპების მიღება.

ატომბირთვული დაშლა და ატომბირთვული სინთეზი ატომბირთვული გარდაქმნების ორი საპირისპირო სახეა. მათ თან ახლავს ენერგიის კოლოსალური რაოდენობის გამოყოფა. მძიმე ელემენტების გახლეჩა შესაძლებელია ნეიტრონების მოქმედებით (მათი ბირთვებთან ურთიერთქმედება ხდება შედარებით დაბალი ენერგიების დროს). მაგალითად,

$$^{235}_{92}U + {}^{1}_{0}n \rightarrow {}^{90}_{38}Sr + {}^{144}_{54}Xe + 2\,{}^{1}_{0}n$$

ატომბირთვებში შესაღწევად ელემენტარულ ნაწილაკს უდიდესი ენერგია უნდა გააჩნდეს. ასეთი ენერგიების მინიჭება ხდება სპეციალურ დანადგარებში – ციკლოტრონებში.

ატომბირთვების შერწყმა უფრო მძიმე ელემენტების ბირთვების წარმოქმნით (ატომბირთვული სინთეზი), მაგალითად, $^{2}_{1}H + {}^{3}_{1}H \rightarrow {}^{4}_{2}He + {}^{1}_{0}n$, პროცესის დაწყებისათვის მოითხოვს 10^{8} °C ტემპერატურას. ამ პირობებში ელექტრონები წყდება ბირთვს და მიიღება იონიზებული აირი – პლაზმა, რომელიც სამყაროში მატერიის ყველაზე გავრცელებული ფორმაა. მისგან შედგება შუა, ვარსკვლავები. ენერგია, რომელსაც ისინი ასხივებენ, ატომბირთვული სინთეზის გზით წარმოიქმნება. ვარსკვლავის ასაკისა და ტემპერატურის შესაბამისად ატომბირთვულ რეაქციებში მონაწილეობს ნახშირბადის, ჟანგბადის, აზოტის, ასევე წყალბადისა და ჰელიუმის იზოტოპები.

დედამიწაზე რადიოაქტიური იზოტოპების ძირითადი წყარო ურანის მინერალებია. ურანი დედამიწის ქერქის 0,0004%-ს შეადგენს (მეტია, ვიდრე ვერცხლი ან ვერცხლისწყალი).

იზოტოპები (ძირითადად, რადიოაქტიური) ფართოდ გამოიყენება მეცნიერებისა და სახალხო მეურნეობის სხვადასხვა დარგში. განსაკუთრებით საინტერესოა მათი გამოყენება ბიოლოგიური პროცესების შესწავლისთვის. მაგალითად, ^{59}Fe-ის მეშვეობით დადგენილია სისხლში რკინის ფუნქცია, ^{131}I-ით – ფარისებურ ჯირკვალში იოდის დაგროვების სიჩქარე, აგრეთვე სარკომული სიმსივნის წარმოქმნის ადგილები ორგანიზმში.

რადიოაქტიური გამოსხივებით ინიცირებულ ქიმიურ რეაქციებს სწავლობს რადიაციული ქიმია. α, β, γ სხივები, მზის სინათლისა და ულტრაიისფერი გამოსხივების ანალოგიურად, იწვევს მოლეკულების იონიზაციას, აღგზნებას და მეტად საინტერესო ქიმიურ გარდაქმნებს.

მთის ქანებსა და მინერალებში ურანისა და ტყვიის რაოდენობითი თანაფარდობის განსაზღვრით შესაძლებელი გახდა დედამიწის მიახლოებითი ასაკის დადგენა. ტყვია არის ურანის რადიოაქტიური დაშლის ბოლო პროდუქტი. დადგინდა, რომ დედამიწის ასაკი ~$4{,}5 \cdot 10^9$ წელია.

§2.7. ქიმიური ელემენტების ატომთა ელექტრონული გარსების აღნაგობა

ქიმიური რეაქციების დროს ატომის ბირთვი ცვლილებას არ განიცდის. იცვლება მხოლოდ ელექტრონული გარსი, რომლის აღნაგობაც (ელექტრონების რიცხვი მასზე და ატომურ სივრცეში ამ ელექტრონების განაწილება) ქიმიური ელემენტის მრავალ თვისებას განსაზღვრავს.

ე. რეზერფორდის ატომის მოდელში ელექტრონები წრიულ ორბიტებზე მოძრაობს იმგვარად, რომ ელექტრონსა და დადებითად დამუხტულ ბირთვს შორის მიზიდვის კულონური ძალა ზუსტად აკომპენსირებს ელექტრონზე მოქმედ ცენტრიდანულ ძალას და მას ორბიტაზე აკავებს. ენერგიის მიღების ან გაცემისას ელექტრონი სპირალურად გადადის მაღალ ან დაბალ ორბიტაზე. მაგრამ ეს მოდელი ვერ ხსნის ვერც ატომის მდგრადობას (წრიულ ორბიტაზე მოძრაობისას დამუხტული ნაწილაკი თანდათან უნდა კარგავდეს ენერგიას, ანელებდეს მოძრაობას და საბოლოოდ მიიზიდებოდეს ბირთვის მიერ, რაც ატომის დაშლას ნიშნავს და არ დასტურდება) და ვერც ატომური სპექტრის ხასიათს (სპირალურად მოძრავი ელექტრონი უწყვეტი გამოსხივების სპექტრს უნდა იძლეოდეს და არა ხაზოვანს, როგორიცაა სინამდვილეში).

ამ წინააღმდეგობის ახსნა შეძლო დანიელმა მეცნიერმა ნილს ბორმა 1913 წელს შემოთავაზებული მოდელით, რომლის მიხედვითაც ბირთვის გარშემო ელექტრონები მხოლოდ გარკვეული რადიუსის, ე.წ. დასაშვებ ორბიტებზე მოძრაობს და განსაზღვრული ენერგია აქვს. ამ ორბიტებზე მოძრაობისას ელექტრონი ენერგიას არ ასხივებს. ენერგიის შთანთქმის ან გამოსხივების შედეგად, რაც ზუსტად ეთანადება დასაშვები ორბიტების ენერგიებს შორის სხვაობას, ელექტრონი ერთი ორბიტიდან გადადის მეორეზე. მისი მნიშვნელობა გამოითვლება ფორმულით:

$$\Delta E = E_1 - E_2 = h\nu,$$

სადაც ν - გამოსხივების სიხშირეა, h – პლანკის მუდმივა.

ნ. ბორმა გამოიყენა და განავითარა გერმანელი ფიზიკოსის, მაქს პლანკის კვანტური თეორია, რომლის მიხედვითაც ენერგიის გამოსხივება ან შთანთქმა ხორციელდება მხოლოდ მკაცრად განსაზღვრული ულუფებით – კვანტებით. შემდგომ ნ. ბორის თეორია ატომის აღნაგობის ახალმა თეორიამ შეცვალა.

ელექტრონის მდგომარეობას ატომში აღწერს კვანტური მექანიკა, რომელსაც საფუძვლად უდევს წარმოდგენა მიკრონაწილაკების ორმაგ – კორპუსკულურ-ტალღურ ბუნებაზე; ელექტრონს აქვს როგორც ნაწილაკის, ისე ტალღის თვისებები. ელექტრონის კორპუსკულურ თვისებას ამტკიცებს ფოტოელექტრული ეფექტი, ხოლო ტალღურ ბუნებას – ელექტრონების ნაკადის დიფრაქცია.

კორპუსკულურ-ტალღური დუალიზმის (ორბუნებოვნების) შედეგად ელექტრონს არა აქვს მოძრაობის განსაზღვრული ტრაექტორია, რის გამოც ელექტრონის კოორდინატების დადგენა მოცემულ მომენტში შეუძლებელია. კვანტური მექანიკა სივრცის გარკვეულ წერტილში ნაწი-

ლაკის (ელექტრონის) ზუსტი მდებარეობის კლასიკურ ცნებას ბირთვის გარშემო ატომურ მოცულობაში მისი არსებობის ალბათობის ცნებით ცვლის.

სწრაფად მოძრავი ელექტრონი ბირთვის გარშემო სივრცის ნებისმიერ წერტილში შეიძლება იმყოფებოდეს. მისი სხვადასხვა მდგომარეობის ერთობლიობას ელექტრონული ღრუბელი ეწოდება (იხ. სურათი 2.3).



სურათი 2.3. წყალბადის ელექტრონული ღრუბელი

ამ უკანასკნელში უარყოფითი მუხტის სიმკვრივის განაწილება არათანაბარია. ამიტომ ელექტრონული ღრუბელი განიხილება როგორც ტალღა, ელექტრონული სიმკვრივის მაქსიმუმებითა და მინიმუმებით. მაქსიმალური სიმკვრივე ატომის ამ ნაწილში ელექტრონის ყოფნის ალბათობის მაქსიმუმს შეესაბამება. **ბირთვის გარშემო არსებულ ატომური სივრცის ნაწილს, რომელშიც ელექტრონის ყოფნა ყველაზე უფრო საალბათოა, ორბიტალი ეწოდება**. ეს ცნება განსხვავდება ცნებისაგან ორბიტა, რომელიც ნ. ბორის ატომურ თეორიაში ბირთვის გარშემო ელექტრონის მოძრაობის ტრაექტორიას გამოსახავდა.

ორბიტალი მოიცავს ელექტრონული ღრუბლის ~90%-ს.

ელექტრონის მდგომარეობის ძირითადი მახასიათებელია მისი ენერგია. ატომში ელექტრონის მდგომარეობის სრული დახასიათება შეიძლება ოთხი პარამეტრით, რომელთაც კვანტური რიცხვების სახელწოდება მიიღეს.

1. მთავარი კვანტური რიცხვი – n. ორბიტალებს სხვადასხვა ზომა აქვს. რაც უფრო მცირე ზომისაა ორბიტალი, მეტია ბირთვთან მიზიდვის ძალა და ნაკლებია ელექტრონის ენერგია. დაახლოებით ერთნაირი ენერგიისა და ზომის ორბიტალები ქმნის ენერგეტიკულ დონეს, ხოლო ერთ ენერგეტიკულ დონეზე მყოფი ელექტრონების ერთობლიობა – ელექტრონულ შრეს.

ენერგეტიკული დონე გამოისახება მთავარი კვანტური რიცხვით – n. მას ბირთვიდან თანამიმდევრობით ნომრავენ. n იღებს ნატურალურ რიცხვით მნიშვნელობებს 1-დან ∞-მდე.

ატომში ენერგეტიკული დონეების რიცხვი ელემენტთა პერიოდულ სისტემაში იმ პერიოდის ნომრის ტოლია, რომელშიც ელემენტია მოთავსებული. მაგალითად, III პერიოდის ელემენტებს აქვს სამი ენერგეტიკული დონე, VI პერიოდისას – 6.

დღეისათვის ცნობილ ქიმიურ ელემენტთა ელექტრონულ გარსში ენერგეტიკული დონეების მაქსიმალური რიცხვი არის 7 (7 პერიოდის შესაბამისად).

ენერგეტიკული დონეები აღინიშნება ლათინური ანბანის დიდი ასოებით.

n-ის მნიშვნელობა	1	2	3	4	5	6	7
დონის აღნიშვნა	K	L	M	N	O	P	Q

2. ორბიტალური კვანტური რიცხვი – *l*. ერთ ენერგეტიკულ დონეზე შეიძლება იყოს განსხვავებული ფორმის ორბიტალები. მათ სხვადასხვა ენერგია შეესაბამებათ. ერთი ენერგეტიკული დონის ერთნაირი ფორმის ორბიტალები ქმნიან ქვედონეს, ე.ი. ენერგეტიკული დონე იყოფა ქვედონეებად. სხვადასხვა ქვედონის ელექტრონები ერთმანეთისაგან ატომბირთვთან ბმის ენერგიით განსხვავდება. ქვედონეების რიცხვი მთავარი კვანტური რიცხვის მნიშვნელობის ტოლია: პირველ ენერგეტიკულ დონეს გააჩნია ერთი ქვედონე, მეორეს - ორი, მესამეს – სამი და ა.შ.

ორბიტალური კვანტური რიცხვი (*l*) ახასიათებს ქვედონეზე მყოფი ელექტრონის ენერგეტიკულ მდგომარეობას და ელექტრონული ღრუბლის ფორმას. ის ღებულობს მთელ რიცხვით მნიშვნელობებს 0-დან (n - 1)-მდე, სადაც n – მთავარი კვანტური რიცხვია. მაგალითად, როცა n=1, *l*=0; როცა n=2, *l*=0 და 1 და ა.შ.

ქვედონეებს აღნიშნავენ ციფრებით ან ლათინური ანბანის პატარა ასოებით ატომურ სპექტრებზე მათი შესაბამისი ზოლების ტიპების მიხედვით s(sharp) – მკვეთრი, p (principal) - მთავარი, d (diffuse) – დიფუზიური, f (fundamental) – ფუნდამენტური და ა.შ.

ორბიტალური კვანტური რიცხვი	0	1	2	3...
ქვედონის აღნიშნა	s	p	d	f...

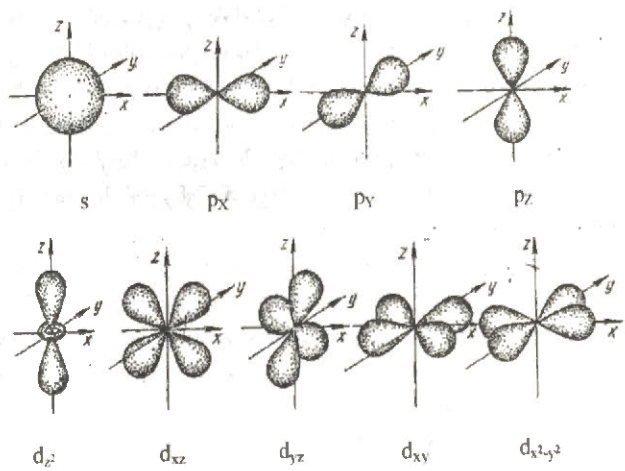
დღეისათვის ცნობილ (ბუნებრივ და ხელოვნურად მიღებულ) ელემენტებში ქვედონეების მაქსიმალური რიცხვი ოთხია.

ერთსა და იმავე დონეზე უმცირესი ენერგია გააჩნია s-ელექტრონს, შემდეგ p-, d- და f-ელექტრონებს.

ატომში ელექტრონის მდგომარეობას, რომელსაც შეესაბამება მთავარი და ორბიტალური კვანტური რიცხვების გარკვეული მნიშვნელობები, აღნიშნავენ შემდეგნაირად: ჯერ ციფრით მიუთითებენ მთავარი კვანტური რიცხვის, ხოლო შემდეგ ლათინური ასოთი – ორბიტალური კვანტური რიცხვის მნიშვნელობას. მაგალითად, აღნიშვნა $2p^6$ (იკითხება – ორი პე ექვსი) გვიჩვენებს, რომ ატომში არის ექვსი ელექტრონი, რომელთათვისაც $n=2$ და $l=1$.

თეორიული მონაცემებით s-ორბიტალს სფერული ფორმა აქვს, p-ორბიტალი კი ჰანტელის, ანუ მოცულობითი რვიანის ფორმისაა. რაც შეეხება d- და f- ორბიტალებს, მათი ფორმა გაცილებით რთულია.

3. მაგნიტური კვანტური რიცხვი m. ელექტრონული ორბიტალის ორიენტაცია სივრცეში არ შეიძლება იყოს ნებისმიერი. ის განისაზღვრება მესამე, ე.წ. მაგნიტური კვანტური რიცხვით. ეს უკანასკნელი ღებულობს მთელ რიცხვით მნიშვნელობებს $-l$-დან $+l$-მდე (0-ის ჩათვლით) და განსაზღვრავს მოცემული ტიპის ორბიტალების რიცხვს $(2l+1)$. მესამე კვანტური რიცხვი ახასიათებს ელექტრონის ქცევას გარე მაგნიტურ ველში, რის გამოც მან მაგნიტური კვანტური რიცხვის სახელწოდება მიიღო. s-ორბიტალისათვის ($l=0$) არსებობს მაგნიტური კვანტური რიცხვის მხოლოდ ერთი შესაძლო მნიშვნელობა – $m=0$. s-ორბიტალი სფერული სიმეტრიით ხასიათდება (იხ. სურათი 2.4). p-ორბიტალისათვის ($l=1$) შესაძლებელია m-ის სამი მნიშვნელობა: -1, 0, +1. ეს მნიშვნელობები მიგვითითებს p-ორბიტალების სამ შესაძლებელ ორიენტაციაზე (ურთიერთპერპენდიკულარული ღერძების გასწვრივ). ორბიტალებს p_x-, p_y- და p_z-ორბიტალებს უწოდებენ (იხ. სურათი 2.4).



სურათი 2.4. s-, p- და d- ორბიტალების გრაფიკული გამოსახვა

როცა l=2, m-ს გააჩნია 5 მნიშვნელობა (-2, -1, 0, +1, +2), ხოლო, როცა l=3 – 7 მნიშვნელობა. აქედან გამომდინარე, d-ქვედონე შედგება ხუთი d-, ხოლო f-ქვედონე – შვიდი f-ორბიტალისაგან.

ენერგეტიკულ დონეზე ორბიტალების საერთო რაოდენობა მთავარი კვანტური რიცხვის კვადრატის (n^2) ტოლია.

ამგვარად, ყოველი ატომური ორბიტალი ცალსახად განისაზღვრება სამი კვანტური რიცხვით (n, l, m). მაგრამ ელექტრონის მდგომარეობის სრული დახასიათებისათვის აუცილებელია კიდევ ერთი, სპინური კვანტური რიცხვის შემოტანა.

4. სპინური კვანტური რიცხვი s. სპინი ელექტრონის კვანტურ-მექანიკური თვისებაა, რომლის ახსნა კლასიკური წარმოდგენებით შეუძლებელია. თუ მხედველობაში არ მივიღებთ ელექტრონის ტალღურ თვისებას, სპინის არსი შეიძლება ამგვარად აიხსნას. ბირთვის გარშემო მოძრავი ელექტრონი ბრუნავს საკუთარი ღერძის გარშემო თითისტარის (ინგლ. spin) ანალოგიურად. სპინი ახასიათებს ბრუნვის მიმართულებას და, აქედან გამომდინარე, მექანიკური ბრუნვის ორი შესაძლო მიმართულების (საათის ისრის მიმართულების და საპირისპიროდ) არსებობის გამო ელექტრონის სპინური კვანტური რიცხვი ღებულობს ორ მნიშვნელობას - +1/2 და – 1/2; აღინიშნება, შესაბამისად, ზემოთ და ქვემოთ მიმართული ისრით (↑ და ↓).

სპინური კვანტური რიცხვი საშუალებას გვაძლევს გავითვალოთ ენერგეტიკულ დონეებსა და ქვედონეებზე ელექტრონების რაოდენობა.

ენერგეტიკულ დონეებზე ელექტრონების განაწილება ექვემდებარება სამ ძირითად პრინციპს: 1) პაულის პრინციპს, 2) უმცირესი ენერგიის პრინციპს (კლეჩკოვსკის წესი) და 3) ჰუნდის წესს.

პაულის პრინციპის თანახმად, **ატომში არ შეიძლება იყოს ორი ელექტრონი, რომელთა ოთხივე კვანტური რიცხვი ერთნაირია. აქედან გამომდინარეობს, რომ ერთ ორბიტალზე შეიძლება იმყოფებოდეს ორი ელექტრონი ურთიერთსაპირისპირო სპინებით.** რადგან ენერგეტიკულ დონეზე ორბიტალების რიცხვი n^2-ის ტოლია, ელექტრონების საერთო რაოდენობა დონეზე $2n^2$-ს უდრის.

ენერგეტიკული დონეების შევსების თანმიმდევრობა ექვემდებარება უმცირესი ენერგიის პრინციპს, რომლის თანახმად, ყოველი ელექტრონი ცდილობს ატომში დაიკავოს დაბალი ენერგიის თავისუფალი ორბიტალი, რომელსაც შეესაბამება ელექტრონის ბირთვთან ბმის მაღალი ენერგია, ეი. ელექტრონებით შევსება ხდება მათი ენერგიების ზრდის მიხედვით. რადგან ელექტრონის ენერგია ძირითადად მთავარი და ორბიტალური კვანტური რიცხვების მნიშვნელობით განისაზღვრება, ამიტომ, **გ. კლეჩკოვსკის წესის თანახმად, ელემენტის რიგობრივი ნომრის ზრდასთან ერთად ატომთა ენერგეტიკული დონეების შევსება ხდება თანმიმდევრობით, ($n+l$)-ის ზრდის მიხედვით, ხოლო ($n+l$)-ის ერთი და იმავე მნიშვნელობისათვის ივსება ის ორბიტალი, რომლის n უფრო ნაკლებია.**

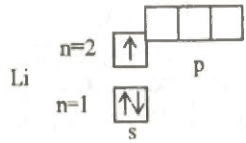
ერთსა და იმავე ენერგეტიკულ ქვედონეზე ორბიტალების შევსება ექვემდებარება ჰუნდის წესს, რომლის თანახმად, **ქვედონის ორბიტალებზე ელექტრონები ისე ნაწილდება, რომ მათი ჯამური სპინური კვანტური რიცხვის აბსოლუტური მნიშვნელობა იყოს მაქსიმალური.**

ატომთა ელექტრონული გარსის აგებულების (ელექტრონული კონფიგურაციის) გამოსახვის სხვადასხვა ხერხი არსებობს:

ა) ატომის ელექტრონული აღნაგობის სქემა გამოსახავს ელექტრონების განაწილებას ენერგეტიკულ დონეებზე. მაგალითად: $_3Li - 2.1$

ბ) ატომის ელექტრონული ფორმულა გვიჩვენებს ელექტრონების განაწილებას ენერგეტიკულ ქვედონეებზე. მაგალითად: Li - $1s^2 2s^1$

გ) ატომის ელექტრონულ-გრაფიკული ფორმულა გამოსახავს ელექტრონების განაწილებას ორბიტალებზე მათი სპინების მიმართულების ჩვენებით. კვადრატი ორბიტალს შეესაბამება. მაგალითად:



ზემოაღნიშნულის გათვალისწინებით, განვიხილოთ ელემენტთა პერიოდული სისტემის ქიმიური ელემენტების ატომთა ელექტრონული გარსების აგებულება.

$(n+l)$ ჯამის მინიმალური მნიშვნელობა ერთის ტოლია. ამ დროს n=1, l=0 და m=0. პერიოდული სისტემის პირველივე ელემენტის, წყალბადის ერთადერთი ელექტრონის ორბიტალი ზემოთ მოყვანილი კვანტური რიცხვებით აღიწერება. ელექტრონული ფორმულაა $1s^1$, ელექტრონულ-გრაფიკული:



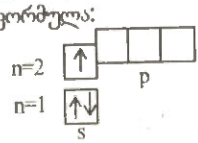
რადგან ერთ ორბიტალზე თავსდება ორი ელექტრონი ანტიპარალელური სპინებით, ჰელიუმის ორივე ელექტრონი პირველ ენერგეტიკულ დონეზეა. მისი ფორმულაა $1s^2$ ანუ



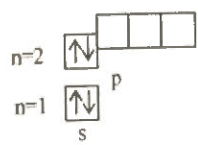
ამით დასრულდა პირველი ენერგეტიკული დონე. თუ n=1, $N=2n^2=2$, ეი. პირველ ენერგეტიკულ დონეზე ელექტრონების მაქსიმალური რიცხვია 2.

შემდეგი ელემენტით Li (z=3) იწყება II პერიოდი, ელექტრონული ორბიტალების შევსება n=2 დონეზე. ორბიტალური კვანტური რიცხვის ორი მნიშვნელობის (l=1 და l=0) მქონე ქვედონეებიდან თავდაპირველად ხორციელდება s-ქვედონის (l=0) შევსება (უმცირესი ენერგიის პრინციპი). ლითიუმის ატომის ელექტრონული ფორმულაა $1s^2 2s^1$.

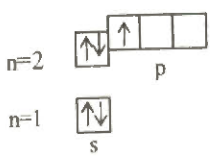
ელექტრონულ-გრაფიკული ფორმულა:



ბერილიუმისა - $1s^2 2s^2$

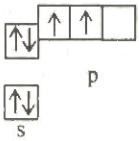


ბორთან (z=5) იწყება $n+l$=3 მდგომარეობის რეალიზება. (n=2, l=1). მისი ელექტრონული კონფიგურაციაა: $1s^2 2s^2 2p_x^1$

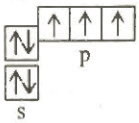


ნახშირბადისა (z=6) და მისი მომდევნო ელემენტების ატომთა ელექტრონული გარსების აღნაგობის დადგენისას უნდა გავითვალისწინოთ ჰუნდის წესი:

$_6C - 1s^2 2s^2 2p_X^1 2p_Y^1$

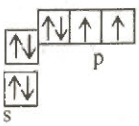


$_7N - 1s^2 2s^2 2p_X^1 2p_Y^1 2p_Z^1$

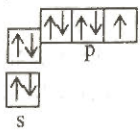


ჟანგბადის ატომში p ქვედონეზე იწყება ორბიტალებში ელექტრონების გაწყვილება, რაც მთავრდება ინერტულ აირ – ნეონში.

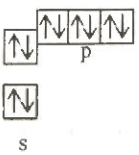
$_8O - 1s^2 2s^2 2p_X^2 2p_Y^1 2p_Z^1$



$_9F - 1s^2 2s^2 2p_X^2 2p_Y^2 2p_Z^1$



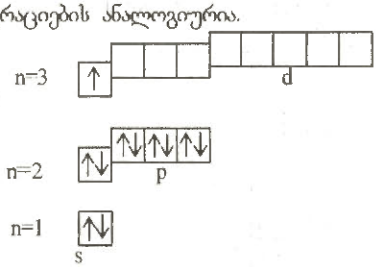
$_{10}Ne - 1s^2 2s^2 2p_X^2 2p_Y^2 2p_Z^2$



ნეონის ატომში მეორე ენერგეტიკული დონე მთლიანად შევსებულია, რაც გამოხატულებას პოულობს მის ქიმიურ ინერტულობაში.

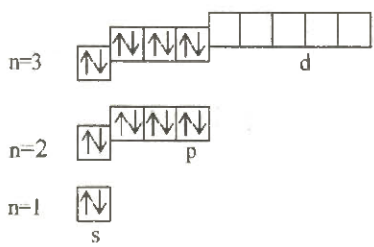
III პერიოდის ელემენტების ელექტრონული კონფიგურაციები II პერიოდის ელემენტების ელექტრონული კონფიგურაციების ანალოგიურია.

$_{11}Na - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$



და ა.შ.

$_{18}Ar - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$



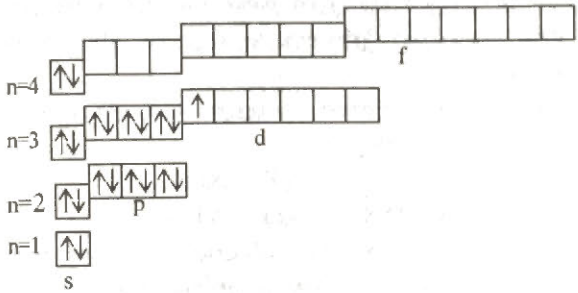
III პერიოდი მთავრდება მესამე ენერგეტიკული დონის p-ორბიტალების შევსებით. $n+l=4$ ჯამის იმავე მნიშვნელობის შესაბამისი ორბიტალი ($n=4$, $l=0$, $m=0$) შეუვსებელია და IV პერიოდის პირველი ორ ელემენტის ატომში ივსება ელექტრონებით.

$$_{19}K - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$$

$$_{20}Ca - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$$

შემდეგი ელემენტიდან იწყება ენერგეტიკული მდგომარეობის რეალიზება, რომელიც პასუხობს $(n+l)$ ჯამის 5-ის ტოლ მნიშვნელობას. რადგან ენერგეტიკულად ყველაზე ხელსაყრელია მდგომარეობა n-ის მინიმალური მნიშვნელობით, ეს. $n=3$, $l=2$, ამიტომ სკანდიუმიდან იწყება 3d-ორბიტალების შევსება 10 ელექტრონით პუნდის წესის გათვალისწინებით:

$$_{21}Sc - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$$



და ა.შ. თუთიის ჩათვლით.

$$_{30}Zn - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$$

თუთიის შემდეგ, IV პერიოდის ელემენტებში, ხდება 4p-ორბიტალების შევსება. პერიოდი ინერტული აირით მთავრდება.

$$_{36}Kr - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$$

ამგვარად, ზოგადად, ელემენტის რიგობრივი ნომრის ზრდასთან ერთად ელექტრონები აესებს დონეებსა და ორბიტალებს მათი ენერგიის ზრდის შესაბამისად: დონეები ივსება 1-დან 7-მდე, ქვედონეები – s-, p-, d-, f- მიმდევრობით. რიგს აქვს შემდეგი სახე:

პერიოდები	I	II	III	IV	V
	$1s^2$-	$2s^2$-$2p^6$-	$3s^2$-$3p^6$-	$4s^2$-$3d^{10}$-$4p^6$-	$5s^2$-$4d^{10}$-$5p^6$-

პერიოდები	VI	VII
	$6s^2$-$4f^{14}$-$5d^{10}$-$6p^6$-	$7s^2$-$5f^{14}$-$6d^8$…

იმისდა მიხედვით, რომელი ქვედონე ივსება ელექტრონებით, ელემენტები იყოფა ოთხ ჯგუფად – s-, p-,d-,f- ელემენტებად.

s- და p- ელემენტების ატომებში ელექტრონებით ივსება გარე ენერგეტიკული დონე, d- ანუ გარდამავალ ელემენტებში – გარეს წინა, ხოლო f- ელემენტებში – გარედან მესამე ენერგეტიკული დონე. ამიტომ d- და f- ელემენტებს გარე დონეზე ორი ელექტრონი აქვთ.

რიგორც გაირკვა, ნახევრად შევსებული ან შევსებული d- ქვედონე უფრო მდგრადია, ვიდრე ნაწილობრივ შევსებული. ქრომის ატომში გარე დონეზე ერთი ელექტრონი და 3d- ქვედონის ხუთივე ორბიტალზე თითო ელექტრონია (ქვედონე ნახევრად შევსებულია). ანალოგიური „გადახტომა" (გადასვლა) ელექტრონისა არის Nb, Rh, Pt, Mo-ის ატომებში. სპილენძის, ვერცხლისა და ოქროს ატომებში გარე დონეზე ერთი ელექტრონია, d- ქვედონე კი – მთლიანად შევსებულია.

§2.8. პერიოდულობის კანონი და პერიოდული სისტემა ატომის აღნაგობის მოძღვრების შუქზე

ატომის აღნაგობის შესწავლისას დადგინდა, რომ ატომის მთავარ მახასიათებელს წარმოადგენს არა ატომური მასა, არამედ ატომმბირთვის მუხტის სიდიდე. აქედან გამომდინარე, პერიოდულობის კანონის თანამედროვე ფორმულირება ასეთია: **ქიმიურ ელემენტთა თვისებები, აგრეთვე, ელემენტების ნაერთთა ფორმები და თვისებები პერიოდულ დამოკიდებულებაშია ატომბირთვის მუხტის სიდიდესთან.**

ატომის აღნაგობის თეორია ხსნის ელემენტთა თვისებების პერიოდულ ცვლილებას. ატომბირთვის მუხტის ზრდასთან ერთად (1-დან 110-მდე) პერიოდულად მეორდება გარე ელექტრონული შრის აღნაგობა და რადგან ელემენტთა თვისებები ძირითადად განპირობებულია გარე შრის ელექტრონებით, ამიტომ მათი თვისებებიც პერიოდულად იცვლება. ამაში მდგომარეობს პერიოდულობის კანონის ფიზიკური არსი.

მაგალითისათვის განვიხილოთ II, III, IV პერიოდის პირველი და ბოლო ელემენტებისათვის ელექტრონების განაწილება ენერგეტიკულ დონეებზე

$_{3}Li - 2.1.$ $_{11}Na - 2.8.1.$ $_{19}K - 2.8.8.1.$

$_{10}Ne - 2.8.$ $_{18}Ar - 2.8.8.$ $_{36}Kr - 2.8.18.8.$

პირველი სამი ელემენტის ატომებს გარე შრის s-ორბიტალზე აქვს თითო ელექტრონი, რის გამოც ამყარებს მსგავს თვისებებს. დანარჩენი სამი ელემენტის ატომებს გარე შრეზე აქვს 8-8 ელექტრონი (s^2p^6), მდგრადი ელექტრონული კონფიგურაცია. ისინი ერთმანეთის მსგავსი ინერტული აირები არიან.

მცირე პერიოდებში ატომური ნომრის ზრდასთან ერთად მატულობს ელექტრონების რიცხვი გარე ენერგეტიკულ დონეზე (I პერიოდში 1-დან 2-მდე, II, III – პერიოდებში 1-დან 8-მდე), რითაც აიხსნება თვისებების თანდათანობით ცვლილება (ლითონური თვისებების შესუსტება და არალითონური თვისებების გაძლიერება) ტუტე ლითონებიდან ინერტულ აირებამდე.

დიდი პერიოდის ლუწ რიგებში ატომმბირთვის მუხტის ზრდისას ელექტრონების რიცხვი გარე შრეზე რჩება მუდმივი (2 ან 1), ხორციელდება გარეს წინა შრის შევსება ელექტრონებით. ამიტომ ელემენტთა თვისებები ლუწ რიგებში უმნიშვნელოდ იცვლება. ხოლო დიდი პერიოდის კენტ რიგებში ატომმბირთვის მუხტის ზრდასთან ერთად ხდება გარე ენერგეტიკული დონის თანდათანობით შევსება ელექტრონებით, ამიტომ ელემენტთა თვისებებიც, მცირე პერიოდების ანალოგიურად, კანონზომიერად იცვლება.

ატომის აღნაგობის თეორია ხსნის დ. მენდელეევის მიერ ელემენტების 7 პერიოდად დაყოფას. პერიოდის ნომერი შეესაბამება ელემენტის ატომში ელექტრონებით დაკავებული ენერგეტიკული დონეების რიცხვს.

ამავე თეორიით შეიძლება აიხსნას სისტემის დაყოფა ჯგუფებად და ქვეჯგუფებად. მთავარი ქვეჯგუფის ელემენტებში ივსება გარე შრეთა s- ქვედონეები (s-ელემენტები) ან p-ქვედონეები (p-ელემენტები); თანაური ქვეჯგუფის ელემენტებში ივსება გარესწინა შრის d-ქვედონეები (d-ელემენტები), ლანთანოიდებსა და აქტინოიდებში 4f- და 5f-ქვედონეები (f-ელემენტები). ყველა ჯგუფის ქვეჯგუფში გაერთიანებულია ელემენტები, რომელთა ატომებს მსგავსი ელექტრონული კონფიგურაციის გარე ან გარესწინა ენერგეტიკული დონეები აქვთ. მთავარი ქვეჯგუფი მოიცავს ელემენტებს, რომელთა ატომების გარე შრეზე ელექტრონთა რიცხვი ჯგუფის ნომრის ტოლია, ხოლო თანაური ქვეჯგუფი მოიცავს ელემენტებს, რომელთა ატომებსაც გარე შრეზე აქვთ 2 ან

1 ელექტრონი, მაგრამ გარე და გარესწინა შრის d-ქვედონეზე ელექტრონების საერთო რიცხვი, უპირატესად, ჯგუფის ნომრის ტოლია. ქვეჯგუფებში შემავალი ელემენტების ატომთა სხვადასხვა აღნაგობა განაპირობებს მათ განსხვავებულ თვისებებს. მაგალითად, VII ჯგუფში ჰალოგენების ქვეჯგუფის ელემენტების ატომებს გარე შრეზე აქვს 7 ელექტრონი (ns^2np^5), მანგანუმის ქვეჯგუფის ელემენტებს კი – 2 ელექტრონი. პირველნი ტიპური არალითონები არიან, მეორენი – ლითონები. მაგრამ ამ ჯგუფის ელემენტებს აქვს საერთოც. ცეცხლა ისინი, ფტორის გარდა, ქიმიური ბმების წარმოქმნაზე ხარჯავენ 7 ელექტრონს; მანგანუმის ქვეჯგუფის ელემენტები 2 ელექტრონს – გარე შრიდან, 5-ს კი – გარეს წინა შრიდან. მათი სავალენტო ელექტრონული ფორმულაა $ns^2(n-1)d^5$.

მაშასადამე, თანაური ქვეჯგუფის ელემენტებში სავალენტო ელექტრონებს წარმოადგენს არა მარტო გარე, არამედ გარესწინა შრის ელექტრონებიც. ამითაა განპირობებული ძირითადი განსხვავება მთავარი და თანაური ქვეჯგუფის ელემენტების თვისებებში. ეს. ჯგუფის ნომერი მიუთითებს იმ ელექტრონების რიცხვზე, რომელთაც შეუძლიათ მონაწილეობა მიიღონ ქიმიური ბმების წარმოქმნაში. ამაში მდგომარეობს ჯგუფის ნომრის ფიზიკური არსი.

ატომის აღნაგობის თეორიით ადვილად აიხსნება თვისებების ცვლილება ქვეჯგუფებში (ვერტიკალური ცვლილება) ატომმირთვის მუხტის ზრდასთან ერთად. კერძოდ, ლითონური თვისებების გაძლიერება და არალითონური თვისებების შესუსტება (იხ. §2.9).

ატომის აღნაგობის თეორია ლანთანოიდების განსაკუთრებულ ურთიერთმსგავსებას შემდეგნაირად ხსნის. ლანთანოიდებში ატომმირთვის მუხტის ზრდასთან ერთად ხდება გარედან მესამე შრის შევსება ელექტრონებით, ხოლო გარე და გარესწინა შრის (მათზე შესაბამისად 2 და 8 ელექტრონია) აღნაგობა ერთნაირია, რაც მათი თვისებების განსაკუთრებულ მსგავსებას განაპირობებს.

პერიოდულ სისტემაში რამდენიმე ადგილას ელემენტები არ არის განლაგებული ატომური მასის ზრდის მიხედვით (Ar – K, Co – Ni, Te – I, Th – Pa). ატომის აღნაგობის თეორია იძლევა მის ახსნას (იხ. §2.5). ცდით განსაზღვრულმა ატომმირთვის მუხტის სიდიდემ დაადასტურა ამ ელემენტების განლაგების სისწორე: პერიოდულ სისტემაში ეს ელემენტები განლაგებულია ატომმირთვის მუხტის ზრდის მიხედვით.

ატომის აღნაგობის თეორიით წყალბადის მდებარეობა პერიოდულ სისტემაში შემდეგნაირად აიხსნება. წყალბადის ატომს აქვს ერთი ელექტრონი, რომლის გაცემაც შეუძლია. ამით ის ემსგავსება ტუტე ლითონებს და ამის გამო უნდა მოთავსდეს I ჯგუფის მთავარ ქვეჯგუფში. მეორე მხრივ, წყალბადის ატომს, ჰალოგენების მსგავსად, შეუძლია მიიერთოს ერთი ელექტრონი. ამ შემთხვევაში წყალბადი ავლენს არალითონურ ბუნებას და, შესაბამისად, უნდა იმყოფებოდეს VII ჯგუფის მთავარ ქვეჯგუფში. ქიმიურ რეაქციებში ორმაგი ბუნების გამო, წყალბადი პერიოდულ სისტემაში ორ ადგილზეა ჩაწერილი და ერთ-ერთ ქვეჯგუფში მის სიმბოლოს ფრჩხილებში ათავსებენ.

§2.9. ატომების თვისებების პერიოდულობა

იზოლირებულ ატომებს არ გააჩნია ზუსტი ზომები, ვინაიდან ელექტრონის ტალღური ბუნების გამო ღრუბლის სიმკვრივე თეორიულად ნულის ტოლი ხდება მხოლოდ ატომმირთვიდან უსასრულოდ დიდ მანძილზე. ამიტომ იყენებენ ე.წ. ეფექტური ანუ მოჩვენებითი რადიუსის ცნებას, რომელიც განისაზღვრება ექსპერიმენტულად მოლეკულებში ან კრისტალებში ატომმირთ-

ვებს შორის მანძილების მიხედვით. ნაერთის ბუნებიდან გამომდინარე, განასხვავებენ კოვალენტურ, იონურ და ლითონურ რადიუსებს.

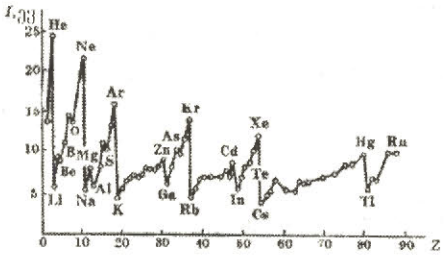
უკანასკნელ ხანებში ფართოდ გავრცელდა ატომთა ორბიტალური რადიუსის ცნება. **ატომის ორბიტალურ რადიუსად პირობითად მიღებულია მანძილი ატომბირთვიდან ყველაზე უფრო დაშორებულ ელექტრონული სიმკვრივის მაქსიმუმამდე**. ყოველ ატომს მხოლოდ ერთი გარკვეული მნიშვნელობის ორბიტალური რადიუსი აქვს ნორმალურ (არააღგზნებულ) მდგომარეობაში და მრავალი – აღგზნებულ მდგომარეობაში.

ატომთა როგორც ეფექტური, ისე ორბიტალური რადიუსები ელემენტის ატომური ნომრის ზრდასთან ერთად პერიოდულად იცვლება – პერიოდებში მცირდება მარცხნიდან მარჯვნივ, რაც აიხსნება ბირთვის მუხტის გაზრდასთან ერთად გარე ელექტრონების მიზიდვის გაძლიერებით, ხოლო ქვეჯგუფებში იზრდება ზევიდან ქვევით, რაც დაკავშირებულია ატომში ელექტრონული შრეების მატებასთან.

იონიზაციის ენერგია (I) არის ის ენერგია, რომელიც საჭიროა ატომისგან ყველაზე სუსტად ბმული ელექტრონის მოსაწყვეტად. ის გამოისახება ელექტრონ-ვოლტებში და ექსპერიმენტულად ყველა ელემენტისათვის დიდი სიზუსტით არის დადგენილი. იონიზაციის ენერგია პერიოდულ სისტემაში ელემენტის მდებარეობასთან შემდეგნაირად არის დაკავშირებული: ელემენტის ატომური ნომრის მატებასთან ერთად პერიოდებში იზრდება ატომის რადიუსის შემცირების გამო, ქვეჯგუფებში კი – მცირდება რადიუსის გაზრდის გამო.

იონიზაციის ენერგიის მნიშვნელობით შესაძლებელია ელემენტის ქიმიური თვისებების, კერძოდ, მისი ლითონური თუ არალითონური ბუნების დახასიათება. ლითონური ბუნება განპირობებულია ელექტრონების გაცემის უნარით: რაც უფრო ნაკლებია იონიზაციის ენერგია, მით უფრო ძლიერ ლითონურ ბუნებას ავლენს ელემენტი. სწორედ ამიტომ პერიოდების დამწყები ელემენტები – ტუტე ლითონები, რომელთაც დაბალი მნიშვნელობის იონიზაციის ენერგია აქვთ, მკვეთრად გამოხატულ ლითონურ თვისებებს ავლენს, ხოლო პერიოდების ბოლო ელემენტების – ინერტული აირების ქიმიური ინერტულობა დაკავშირებულია იონიზაციის ენერგიის მაღალ მნიშვნელობასთან.

მაშასადამე, პერიოდებში ატომური ნომრის ზრდასთან ერთად, მცირდება რა ატომის რადიუსი, იზრდება იონიზაციის ენერგია, რის გამოც სუსტდება ლითონური თვისებები. ქვეჯგუფებში კი ეს უკანასკნელი ძლიერდება ზევიდან ქვევით ატომური რადიუსის გაზრდისა და იონიზაციის ენერგიის შემცირების გამო.



სურათი 2.5. ატომის იონიზაციის ენერგიის დამოკიდებულება ელემენტის რიგობრივ ნომერთან

2.5 სურათზე გამოსახულია ქიმიური ელემენტების იონიზაციის ენერგიების პერიოდული ცვლილება.

ატომებს შეუძლია ელექტრონების არა მარტო გაცემა, არამედ მიერთებაც. **ენერგიას, რომელიც გამოიყოფა ატომთან ერთი ელექტრონის მიერთებისას, ეწოდება ელექტრონისადმი სწრაფვა (E).** იონიზაციის ენერგიის ანალოგიურად ელექტრონისადმი სწრაფვაც ელექტრონვოლტებში გამოისახება და სირთულის გამო ყველა ელემენტის ატომისათვის არ არის ზუსტად განსაზღვრული. რაც უფრო დიდია ატომის სწრაფვა ელექტრონისადმი, მით უფრო აქტიური არალითონია ის. პერიოდებში ელექტრონისადმი სწრაფვა არალითონური ბუნების გაძლიერებასთან ერთად იზრდება მარცხნიდან მარჯვნივ და მაქსიმუმს აღწევს ჰალოგენებში. ინერტულ აირებს ელექტრონისადმი სწრაფვა არ ახასიათებს, რადგან მდგრადი გარე ელექტრონული კონფიგურაცია აქვს. ქვეჯგუფებში ზევიდან ქვევით, რადიუსის გაზრდის გამო, ელექტრონისადმი სწრაფვა მცირდება.

როგორც იონიზაციის ენერგიის, ისე ელექტრონისადმი სწრაფვის მნიშვნელობების პრაქტიკული გამოყენება შეზღუდულია, რადგან ისინი ახასიათებენ ატომებს იზოლირებულ მდგომარეობაში. ნაერთებში ატომთა დასახასიათებლად უპირატესად იხმარება ელექტროუარყოფითობა, რომლის თანამედროვე განმარტება მოგვცა ამერიკელმა მეცნიერმა ლაინუს პოლინგმა 1932 წელს. **ელექტროუარყოფითობა (X) არის ატომის მიერ ბმის წარმომქმნელი ელექტრონების თავისკენ მიზიდვის უნარი.** ელექტროუარყოფითობის რაოდენობით მახასიათებლად ითვლება ენერგია, რომელიც იონიზაციის ენერგიისა და ელექტრონისადმი სწრაფვის ჯამის ტოლია: $X = I + E$.

ელექტროუარყოფითობების აბსოლუტური მნიშვნელობებით სარგებლობა ძნელია. ამიტომ ლითიუმის ელექტროუარყოფითობა პირობითად მიჩნეულია ერთეულად. სხვა ელემენტების ელექტროუარყოფითობების მასთან შედარებით მიიღება ფარდობითი ელექტროუარყოფითობების ადვილად გამოსაყენებელი მნიშვნელობები. ყველაზე მაღალი ფარდობითი ელექტროუარყოფითობა აქვს ფტორს (4), იგი ყველაზე ელექტროუარყოფითი ელემენტია. დაბალი მნიშვნელობის ელექტროუარყოფითობა აქვს ტუტე ლითონებს, მათ შორის ყველაზე დაბალი – ცეზიუმს და ფრანციუმს (0,7).

ელექტროუარყოფითობა წარმოადგენს ელემენტის არალითონური თვისებების საზომს – რაც უფრო მაღალია ელექტროუარყოფითობა, მით უფრო ძლიერად ავლენს ელემენტი არალითონურ ბუნებას. ელექტროუარყოფითობაც ემორჩილება პერიოდულობის კანონს – ატომური ნომრის ზრდასთან ერთად ის პერიოდებში იზრდება, ხოლო ქვეჯგუფებში – მცირდება (იხ. ცხრილი 2).

ცხრილი 2

ელემენტების ელექტროუარყოფითობების მნიშვნელობები

H																
2,1																
Li	Be	B											C	N	O	F
1,0	1,5	2,0											2,5	3,0	3,5	4,0
Na	Mg	Al											Si	P	S	Cl
0,9	1,2	1,5											1,8	2,1	2,5	3,0
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br
0,8	1,0	1,3	1,5	1,6	1,6	1,5	1,8	1,9	1,9	1,9	1,6	1,6	1,8	2,0	2,4	2,8
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I
0,8	1,0	1,2	1,4	1,6	1,8	1,9	2,2	2,2	2,2	1,9	1,7	1,7	1,8	1,9	2,1	2,5
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At
0,7	0,9	1,0	1,3	1,5	1,7	1,9	2,2	2,2	2,2	2,4	1,9	1,8	1,9	1,9	2,0	2,2

ამგვარად, ატომთა ზოგიერთი მახასიათებელი, როგორიცაა რადიუსი, იონიზაციის ენერგია, სწრაფვა ელექტრონისადმი, ელექტროუარყოფითობა დაკავშირებულია ატომის ელექტრონულ კონფიგურაციასთან და რადგან ეს უკანასკნელი ელემენტის ატომური ნომრის ზრდასთან ერთად პერიოდულად იცვლება, ანალოგიურად ხდება აღნიშნული მახასიათებლების ცვლილებაც.

§2.10. პერიოდულობის კანონის მნიშვნელობა

პერიოდულობის კანონის აღმოჩენამ და პერიოდული სისტემის შექმნამ დიდი გავლენა მოახდინა საერთოდ საბუნებისმეტყველო მეცნიერების და, კერძოდ, ქიმიის შემდგომ განვითარებაზე. მან მტკიცე საფუძველი ჩაუყარა თანამედროვე ქიმიას. პერიოდულობის კანონის აღმოჩენით და პერიოდული სისტემის შექმნით დადგინდა შინაგანი კავშირი ყველა ელემენტს შორის. ელემენტები განლაგდა ბუნებრივი თანამიმდევრობით, რომელშიც აღმოჩნდა თვისებების განმეორებადობა, პერიოდულობა. პერიოდული სისტემა წარმოადგენს არა მარტო ქიმიური ელემენტების სრულყოფილ კლასიფიკაციას, არამედ შემდგომი კვლევის მძლავრ იარაღს.

პერიოდულობის კანონის საფუძველზე შესაძლებელია ახალი ელემენტების არსებობის წინასწარმეტყველება და თვისებების წინასწარ განჭვრეტა. ამის ბრწყინვალე მაგალითი გვიჩვენა თვით დ. მენდელეევმა. პერიოდული სისტემის შედგენისას მან შეუვსებელი დატოვა უჯრების მნიშვნელოვანი ნაწილი, რადგან იმ პერიოდისათვის არ იყო ცნობილი შესაბამისი ატომური მასის და თვისებების მქონე ელემენტები. იგი თვლიდა, რომ ეს ელემენტები ბუნებაში არსებობს, მაგრამ ჯერ კიდევ არაა აღმოჩენილი. მათი თვისებები შუალედური უნდა ყოფილიყო, ერთი მხრივ, იმავე პერიოდში მარცხნივ და მარჯვნივ მდებარე, მეორე მხრივ, იმავე ქვეჯგუფში ზედა და ქვედა მეზობელი ელემენტების, ელემენტ-ანალოგების, თვისებებისა. ამის გათვალისწინებით დ. მენდელეევმა საოცარი სიზუსტით აღწერა სამი უცნობი ელემენტის თვისებები, მათი ნაერთების ფორმები და თვისებები. პირობითად მათ უწოდა ეკაბორი, ეკაალუმინი, ეკასილიციუმი (ბერძნ. „ეკა“ – მსგავსი). სამივე ელემენტი მენდელეევის სიცოცხლეშივე, 15 წლის განმავლობაში იქნა აღმოჩენილი. 1875 წელს ფრანგმა ლეკოკ დე ბუაბოდრანმა აღმოაჩინა გალიუმი (ეკაალუმინი), 1879 წელს შვედმა ლ. ნილსონმა – სკანდიუმი (ეკაბორი), 1886 წელს გერმანელმა კ. ვინკლერმა – გერმანიუმი (ეკასილიციუმი). ამავე დროს დ. მენდელეევის ნაწინასწარმეტყველები თვისებები ზუსტად დაემთხვა ცდით დადგენილს.

პერიოდულობის კანონის საფუძველზე შეივსო ცარიელი უჯრები პერიოდულ სისტემაში 1-დან 92-ე ელემენტამდე (ურანამდე), მიღებულია, აგრეთვე, ტრანსურათიანული ელემენტები.

დღეს ეს კანონი ორიენტირია ახალი ელემენტების ძიების საქმეში. ამ კანონის გათვალისწინებით შეგვიძლია დავასკვნათ, რომ, თუ ხელოვნური გზით მივიღებთ 118-ე ელემენტს, ის იქნება ინერტული აირი და დაამთავრებს VII პერიოდს.

პერიოდულობის კანონის დახმარებით შესწორდა მთელი რიგი ელემენტების არასწორად განსაზღვრული ატომური მასები. დაზუსტდა რიგი ელემენტების ვალენტობაც. მაგალითად, Be მიაჩნდათ სამვალენტიან ელემენტად, ხოლო ატომურ მასას თვლიდნენ 13,5-ის ტოლად. მაშინ ბერილიუმი პერიოდულ სისტემაში უნდა მოთავსებულიყო ნახშირბადსა და აზოტს შორის. ამით კი ირღვეოდა პერიოდულობა, ვინაიდან ამფოტერული ბერილიუმი თავსდებოდა ორ არალითონს შორის, ხოლო ერთვალენტიან ელემენტ ლითიუმის გვერდით ორვალენტიანის ნაცვლად აღმოჩნდებოდა სამვალენტიანი ელემენტი ბორი. აქედან დ. მენდელეევმა დაასკვნა, რომ ბერილიუმის ატომური მასა უნდა იყოს ლითიუმის და ბორის ატომური მასების საშუალო არითმეტიკული, ეი. (7 + 11) : 2 = 9–ის ტოლი, ხოლო ვალენტობა 2-ის ტოლი, რაც შემდგომი კვლევით დადასტურდა.

ასევე, ქრომის უმაღლესი ვალენტობა მიჩნეული იყო 5-ის, ხოლო ატომური მასა 43,3-ის ტოლად. დ. მენდელეევმა შეასწორა ქრომის ვალენტობა – ხუთი ექვსად და ატომური მასის ძველი მნიშვნელობის ნაცვლად შემოიტანა ახალი, სწორი მნიშვნელობა – 52.

დ. მენდელეევმა ოცამდე ელემენტს შეუსწორა ატომური მასა და ვალენტობა, რის შემდეგაც ამ ელემენტებმა დაიკავეს შესაბამისი ადგილები პერიოდულ სისტემაში.

დ. მენდელეევი ეჭვის ქვეშ აყენებდა აქტური არალითონებიდან – ჰალოგენებიდან ტუტე ლითონებზე მკვეთრი გადასვლის რეალობას. მისი მეცნიერული განჭვრეტა გამართლდა. შემდგომ აღმოაჩინეს ინერტული აირები, რომლებისთვისაც იმ დროს პერიოდულ სისტემაში ადგილი არ იყო დატოვებული. ისინი ცალკე ჯგუფად გამოყვეს.

პერიოდულ სისტემაში რამდენიმე ადგილას აუცილებელი გახდა ელემენტების მიმდევრობის შეცვლა, მეტი ატომური მასის ელემენტის უფრო წინ ჩასმა, რათა ერთნაირი თვისებების ელემენტები ერთ ჯგუფში მოხვედრილიყო. მაგალითად, კალიუმი მოთავსებულია არგონის შემდეგ, რაც სავსებით გამართლებულია დღეს არსებული წარმოდგენებით ატომის აღნაგობასა და პერიოდულობის კანონზე.

მეცნიერების შემდგომმა განვითარებამ შესაძლებელი გახადა პერიოდულობის კანონზე დაყრდნობით უფრო ღრმად ჩაწვდომოდით მატერიის აგებულებას. ამ კანონისა და პერიოდული სისტემის საფუძველზე სწრაფად განვითარდა მოძღვრება ატომის აღნაგობის შესახებ. მან, თავის მხრივ, ღრმა მეცნიერული დასაბუთება მისცა პერიოდულობის კანონს და ახსნა ელემენტების განლაგება პერიოდულ სისტემაში.

კითხვები და სავარჯიშოები

1. 1 სმ^3 მოცულობაში თუთია და პლატინა შეიცავს ატომთა ერთსა და იმავე რიცხვს. განსხვავდება თუ არა ერთმანეთისგან ამ ლითონთა თხელი ფირფიტიდან არეკლილი α ნაწილაკების ტრაექტორია?
2. რით განსხვავდება ერთმანეთისგან ქიმიური და ბირთვული რეაქციები?
3. რომელი ელემენტი წარმოიქმნება ^{40}K-ის β დაშლით?
4. ^{238}U ატომები გამოტყორცნის α ნაწილაკს, ამ დროს მიღებული ელემენტის ატომები კი – β ნაწილაკს. უკანასკნელის გარდაქმნის შედეგად მიღებული ელემენტებიც ნაწილაკს გამოტყორცნის. დაადგინეთ, ამ სამი თანმიმდევრული გარდაქმნის შედეგად რომელი ელემენტის იზოტოპი მიიღება.
5. ^{56}Fe-ზე ნეიტრონების მოქმედებით მიიღება პროტონი და ახალი ელემენტის იზოტოპი. დაწერეთ ამ ბირთვული გარდაქმნის განტოლება.
6. ბერილიუმის იზოტოპი – $^{9}_{4}$Be, შთანთქავს რა α ნაწილაკს, გამოასხივებს ნეიტრონს და გარდაიქმნება ახალი ელემენტის იზოტოპად. დაწერეთ ამ ბირთვული გარდაქმნის განტოლება.
7. რად გარდაიქმნება არგონის ატომი ბირთვიდან ერთი პროტონის ამოვარდნით, თუ ელექტრონული გარსი დარჩება უცვლელი?
8. ატომური ორბიტალების ქვემოთ ჩამოთვლილი აღნიშვნებიდან, რომელს არა აქვს აზრი: 4f,2d,2s,5p,1p,3f,3d?

9. დაასახელეთ ელექტრონების მაქსიმალური რიცხვი, რომელიც შეიძლება იმყოფებოდეს შემდეგ ქვედონეებზე: ა) 3d, ბ) 5p, გ) 2s, დ) 4f.
10. დაასახელეთ ატომში ელექტრონების რიცხვი, რომელთაც შეიძლება ჰქონდეს შემდეგი კვანტური რიცხვები: ა) n=3, l=1; ბ) n=4, l=2; გ) n=3; l=2, m=2; დ) n=4, l=3, s=+½.
11. რამდენი ელექტრონული შრე აქვს იმ ელემენტთა ატომებს, რომელთა ატომური ნომერია: 9, 13, 23, 32?
12. მოიყვანეთ ქვემოთ ჩამოთვლილი ელემენტების ატომებისა და იონების ელექტრონულ-გრაფიკული ფორმულები: As, Gr, Y, Al, Sc^{3+}, S^{2}.
13. დაწერეთ ელექტრონული ფორმულა ელემენტებისა, რომლის ატომიც 3d ქვედონეზე შეიცავს 3 ელექტრონს. მიუთითეთ, რომელ პერიოდში, ჯგუფში მდებარეობს ის და დაასახელეთ.
14. რომელ ელემენტის ატომში ხორციელდება ე.წ. ელექტრონის „ჩავარდნა"? ახსენით ეფექტის მიზეზი.
15. მოცემულია ელემენტები ატომური ნომრით: 8, 11, 15, 24, 28, 31. რომელი მათგანი ავლენს ლითონურ და რომელი არალითონურ ბუნებას? პასუხი დაასაბუთეთ.
16. პერიოდულ სისტემაში ელემენტების მდებარეობიდან გამომდინარე, ქვემოთ დასახელებულ ატომთა წყვილებიდან რომელს აქვს უფრო დიდი რადიუსი: ა) Na, Li; ბ) Li, Be; გ) O,P; დ) N, Si?
17. აქვს თუ არა აზრი I პერიოდის ახალ ელემენტთა ძიებას?
18. პერიოდულ სისტემაში მდებარეობის მიხედვით დაახასიათეთ ელემენტები: ა) თუთია, ბ)დარიშხანი.
19. რომელ იონს აქვს უფრო დიდი რადიუსი: ა) Na^{+} თუ Mg^{2+}; ბ) Mg^{2+} თუ Ca^{2+}; გ) Cl^{-} თუ K^{+}; დ) K^{+} თუ Cu^{+} ? პასუხი დაასაბუთეთ.
20. რომელ იონს, Co^{2+} თუ Co^{3+}, აქვს უფრო მცირე რადიუსი და რატომ?
21. რა აქვს საერთო და რით განსხვავდება აღნიშვნები: p და H^{+}?
22. დაასახელეთ კრიპტონის იზოელექტრონული სამი იონი.
23. რა საერთო თვისებები აქვს პერიოდული სისტემის ერთსა და იმავე ჯგუფში მოთავსებულ ელემენტებს – ქრომსა და გოგირდს?
24. ახსენით, ერთისა და იმავე პერიოდის და ჯგუფის, მაგრამ სხვადასხვა ქვეჯგუფის, ელემენტები – კალიუმი და სპილენძი, რატომ ავლენენ განსხვავებულ თვისებებს.
25. რატომ მიეკუთვნება სხვადასხვა ქვეჯგუფს Sr და Cd, რომლებიც სავალენტო ელექტრონების ერთნაირი რიცხვით ხასიათდებიან?
26. ახსენით პერიოდული სისტემის ყოველი ჯგუფის ყველაზე მსუბუქი ელემენტის და ერთი უჯრით მის მარჯვნივ და ქვეით მოთავსებული ელემენტის თვისებებს შორის მსგავსება (ე.წ. დიაგონალური მსგავსება). მაგალითად, Li და Mg, Be და Al და სხვა.
27. განმარტეთ პერიოდებში ატომური ნომრის ზრდასთან ერთად ელემენტთა ელექტროუარყოფითობების თანდათანობით ზრდის მიზეზი.
28. დაწერეთ მიღების რეაქცია ნაერთისა, რომელშიც მხოლოდ $4S^{2}4P^{6}$ კონფიგურაციის ელემენტების იონები შედის.
29. პერიოდული სისტემის ჯგუფის ელემენტის ატომი შეიცავს 28 ელემენტარულ ნაწილაკს. დაასახელეთ ეს ელემენტი.

30. ჩამოთვლილი ელემენტებიდან – Li, Fe, F, I რომელს აქვს ყველაზე მაღალი იონიზაციის ენერგია?

31. მხედველობაში მიიღეთ ატომის ელექტრონული აღნაგობის შეცვლა კათიონად და ანიონად გარდაქმნისა და ახსენით ატომთა ($r_ა$) იონთა რადიუსების ($r_კ^+$, $r_ა^-$) შემდეგი თანაფარდობა:

$$r_კ^+ < r_ა < r_ა^-$$
$$r_კ^+ > r_კ^{2+}$$

32. ახსენით, რატომ იხარჯება თითოეული ელემენტის ატომიდან ელექტრონის მოწყვეტისათვის უფრო მცირე ენერგია, ვიდრე წარმოქმნილი იონიდან ელექტრონის მოწყვეტისათვის?

თავი 3

ქიმიური ბმა

ქიმიის ძირითადი ამოცანაა ქიმიური გარდაქმნების შესწავლა, რაც დაკავშირებულია ქიმიური ბმების გაწყვეტასა და ახალი ბმების წარმოქმნასთან.

ქიმიური ბმა ხასიათდება ენერგეტიკული და გეომეტრიული პარამეტრებით. უმნიშვნელოვანესი ენერგეტიკული მახასიათებელია ბმის ენერგია, რომელიც მისი სიმტკიცის საზომია. გეომეტრიული პარამეტრებია: ბმის სიგრძე, ბმებს შორის კუთხე მოლეკულებში, კრისტალებში და სხვა.

არჩევენ ქიმიური ბმის შემდეგ სახეებს: იონურს, კოვალენტურს, ლითონურს. ქიმიური ბმის სპეციფიკური სახეა წყალბადური ბმა.

§3.1. იონური ბმა

იონური ბმის თეორია ჩამოაყალიბა გერმანელმა ფიზიკოსმა ვ. კოსელმა 1916 წელს.

ცნობილია, რომ ატომებს გარე ელექტრონულ შრეზე აქვს ერთიდან რვა ელექტრონამდე. ამასთან, რვაელექტრონიანი შრე გააჩნია ინერტულ აირებს, რომლებიც ერთატომიანობით და ქიმიური ინერტულობით ხასიათდებიან. ვ. კოსელის თეორიის თანახმად, ყოველი ატომი იჩენს სწრაფვას ქიმიურ რეაქციებში ელექტრონების გაცემის ან შეძენის გზით ინერტული აირების ელექტრონული კონფიგურაცია მიიღოს.

დამუხტულ ატომს ან ატომთა ჯგუფს იონი (ბერძნ. ion – მოხეტიალე) **ეწოდება**. დადებითი მუხტის მატარებელი იონი კატიონია, ხოლო უარყოფითი მუხტის მატარებელი იონი – ანიონი. ატომები, რომლებიც გასცემენ ელექტრონებს, გარდაიქმნებიან კატიონებად, ხოლო ატომები, რომლებიც იძენენ ელექტრონებს – ანიონებად.

ქიმიურ ბმას, რომელიც საპირისპიროდ დამუხტულ იონებს შორის ელექტროსტატიკური ძალებით ხორციელდება, იონური ბმა ეწოდება, ხოლო ასეთი ბმის შემცველ ნაერთებს - იონური ნაერთები.

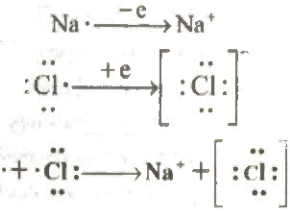
იონურ ბმაში მონაწილეობს ელექტროუარყოფითობით ერთმანეთისაგან მკვეთრად განსხვავებული ელემენტების ატომები (ფარდობითი ელექტროუარყოფითობების მნიშვნელობებს შორის სხვაობა 1,7-ს უნდა აღემატებოდეს). ასეთებია ლითონები, რომელთა გარე ენერგეტიკულ დონეზე ერთი, ორი ან სამი ელექტრონია, და არალითონები, რომელთა გარე ენერგეტიკული დონის რვამდე შევსებას აკლია ერთი, ორი ან სამი ელექტრონი.

ტიპური იონური ნაერთებია მარილები და ტუტეები.

განვიხილოთ იონური ბმის წარმოქმნა ნატრიუმის ქლორიდის მაგალითზე. ნატრიუმისა და ქლორის ატომების ელექტრონული კონფიგურაციებია:

$$_{11}Na - 2.8.1 \qquad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$$
$$_{17}Cl - 2.8.7 \qquad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$$

ნატრიუმის ატომი გასცემს ერთ ელექტრონს, ხოლო ქლორის ატომი იერთებს მას.



ნატრიუმის იონი იღებს ნეონის ელექტრონულ კონფიგურაციას, ხოლო ქლორის იონი – არგონისას:

$_{11}Na^{+} - 2.8 \qquad 1s^2 2s^2 2p^6$

$_{17}Cl^{-} - 2.8.8 \qquad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

იონების ურთიერთმიზიდვით წარმოიქმნება ნაერთი – ნატრიუმის ქლორიდი.

იდეალური იონური ბმა და, შესაბამისად, იონური ნაერთი არ არსებობს. ელექტროუარყოფითობით ყველაზე მეტად განსხვავებულ ელემენტთა ატომებს შორისაც კი (მაგალითად, CsF-ში) ბმა არ არის 100%-ით იონური. ამაზე მიუთითებს ნაერთებში შემავალი ატომების მუხტების ექსპერიმენტულად განსაზღვრული მნიშვნელობები. ისინი ერთზე ნაკლებია. მხოლოდ ტუტე ლითონთა ჰალოგენიდებში უახლოვდება ის ერთს. ნატრიუმის ქლორიდში მუხტები +0,87 და -0,87-ის ტოლია. ამიტომ მიზანშეწონილია გამოვიყენოთ იონურობის ხარისხის ცნება. ნატრიუმის ქლორიდში ის 87%-ია, CsF-ში – 89%. რაც უფრო მეტია ელემენტთა ელექტროუარყოფითობებს შორის სხვაობა, მით უფრო დიდია იონურობის ხარისხი. როცა ეს სხვაობა 1,7-ის ტოლია, ბმა 50%-ით იონურია, თუ 1,7-ზე მეტია, ქიმიური ბმა იონურად ითვლება.

ლითონური ელემენტის ატომიდან არალითონური ელემენტის ატომზე ელექტრონის სრული გადატანა შეუძლებელია იმიტომ, რომ ყველაზე აქტიური ლითონური ელემენტის იონიზაციის ენერგია მეტია, ვიდრე ტიპური ელექტროუარყოფითი ელემენტის ელექტრონისადმი სწრაფვა. მაგალითად, ნატრიუმის ქლორიდის იონური მოლეკულის წარმოქმნა ენერგეტიკულად არახელსაყრელია. ნატრიუმიდან ელექტრონის მოწყვეტას მეტი ენერგია სჭირდება, ვიდრე გამოიყოფა ქლორის ატომთან მისი მიერთებისას.

იდეალური იონური ბმა მეცნიერული აბსტრაქციის ტიპური მაგალითია.

იონური ბმის თვისებები. იონური ბმა, ისევე როგორც ნებისმიერი ქიმიური ბმა, ხასიათდება ენერგიითა და სიგრძით.

ქიმიური ბმის ენერგია განისაზღვრება იმ მუშაობით (ენერგიით), რომელიც საჭიროა 1 მოლ ნივთიერებაში არსებული ერთი და იმავე ბმების (ანუ $6{,}02 \cdot 10^{23}$ ბმის) გასაწყვეტად. მისი განზომილებაა კჯ/მოლი.

ბმის ენერგია მცირდება ელემენტების ატომური ნომრის ზრდასთან ერთად (მაგალითად, NaF, NaCl, NaBr, NaI რიგში). კრისტალში ის უფრო მეტია, ვიდრე შესაბამის მოლეკულაში:

$$NaCl_{(ა)} \rightarrow Na^{+}_{(ა)} + Cl^{-}_{(ა)}, \qquad \Delta H^0 = +548 \text{ კჯ}$$

$$NaCl_{(კრ)} \rightarrow Na^{+}_{(ა)} + Cl^{-}_{(ა)}, \qquad \Delta H^0 = +778 \text{ კჯ}$$

ამის გამო იონური ბმის შემცველი ნაერთები იონურ კრისტალებს წარმოქმნის (იხ. §3.6.).

ბმის სიგრძე (იონთა ბირთვების ცენტრებს შორის მანძილი კრისტალში ან მოლეკულაში) მატულობს ელემენტების ატომური ნომრის ზრდასთან ერთად (მაგალითად, LiCl, NaCl, KCl, RbCl, CsCl რიგში).

იონურ ბმას არ ახასიათებს მიმართულება სივრცეში (გეზურობა). იონს აქვს უნარი, მიიზიდოს საპირისპირო ნიშნის იონი ნებისმიერი მიმართულებით.

დადებითი და უარყოფითი იონების ურთიერთქმედებას არ მოსდევს ძალთა ველების კომპენსაცია. ე.ი. განსხვავებულმუხტიანი იონების ელექტროსტატიკურ ურთიერთქმედებას გაჯერებულობა არ ახასიათებს. თუ დადებითი იონი მიიზიდება რომელიმე უარყოფითი იონით, ეს მას ხელს არ უშლის იმავდროულად სხვა უარყოფით იონებთან დაამყაროს კავშირი. მაგალითად, ნატრიუმის ქლორიდის კრისტალში ნატრიუმის თითოეული იონი ექვს ქლორის იონთან არის ბმული, ხოლო თითოეული ქლორის იონი – ექვს ნატრიუმის იონთან. თითოეული იონის გარშემო განლაგებული საპირისპირო იონების რიცხვი (კოორდინაციული რიცხვი) იონის რადიუსზეა დამოკიდებული.

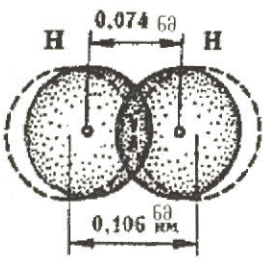
§3.2. კოვალენტური ბმა

§3.2.1. კოვალენტური ბმის ზოგადი დახასიათება

კოვალენტური ბმის თეორიის საფუძვლები ჩამოაყალიბა ამერიკელმა ფიზიკოს-ქიმიკოსმა ჰ. ლუისმა 1916 წ. ვ. კოსელის მსგავსად იგი თვლიდა, რომ ნებისმიერი ელემენტის ატომი ინერტული აირის ელექტრონული კონფიგურაციის მიღებას ისწრაფვის, მაგრამ ამას ის აღწევს არა ელექტრონების გაცემით ან შეძენით (როგორც იონური ბმის წარმოქმნისას), არამედ სხვა ატომებთან ერთი ან რამდენიმე საზიარო წყვილის წარმოქმნით.

ორ ატომს შორის საზიარო ელექტრონული წყვილით დამყარებულ ქიმიურ ბმას კოვალენტური ბმა ეწოდება.

საზიარო ელექტრონული წყვილის წარმოსაქმნელად თითოეული ატომი ერთ გაუწყვილებელ ელექტრონს იძლევა. ბმა ლოკალიზებულია ორ ატომს შორის და წარმოიქმნება იმ შემთხვევაში, თუ ელექტრონებს ანტიპარალელური სპინები აქვს. როგორც გამოთვლებმა აჩვენა, ანტიპარალელური სპინების მქონე ორი ელექტრონის ორი ბირთვის ველში ყოფნა ენერგეტიკულად უფრო ხელსაყრელია, ვიდრე ერთი ელექტრონისა – თავისი ბირთვის ველში. კოვალენტური ბმის წარმოქმნისას ურთიერთმოქმედ ატომებს შორის ელექტრონული სიმკვრივის ზრდა (≈15-20%-ით) სისტემის მთლიანი ენერგიის შემცირებას და მის სტაბილიზაციას იწვევს.



სურათი 3.1. წყალბადის მოლეკულის წარმოქმნისას ელექტრონული ორბიტალების გადაფარვის სქემა

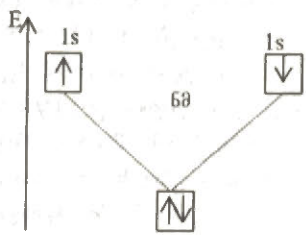
კოვალენტური ბმა წარმოიქმნება ერთნაირი ან მცირედ განსხვავებული ელექტროუარყოფითობის მქონე ელემენტების ატომებს შორის.

ნაერთებს, რომლებშიც ატომთა შორის ქიმიური ბმა საზიარო ელექტრონული წყვილებით ხორციელდება, კოვალენტური ნაერთები ეწოდება.

კოვალენტური ბმის წარმოქმნის მექანიზმი განვიხილოთ წყალბადის მოლეკულის მაგალითზე (სურათი 3.1 და 3.2).

წყალბადის ატომში ერთი გაუწყვილებელი ელექტრონია. ის ქმნის სფერული სიმეტრიის ელექტრონულ ღრუბელს, რომლის მაქსიმალური სიმკვრივე შეიმჩნევა ატომბირთვიდან 0,053

ნმ-ზე. ორი ატომის გარკვეულ მანძილზე მიახლოებისას თითოეული ატომის ბირთვი იზიდავს არა მარტო საკუთარ, არამედ მეზობელი ატომის ელექტრონულ ღრუბელს და ამიტომ იწყება ატომების ელექტრონული ღრუბლების გადაფარვა. ატომბირთვებს შორის ელექტრონული სიმკვრივის ზრდა განაპირობებს ბირთვების უფრო მეტად მიახლოებას და ეს პროცესი გრძელდება, სანამ ერთნაირმუხტიანი ბირთვების განზიდვის ძალა არ გაუტოლდება დადებითმუხტიანი ბირთვებისა და ბირთვებს შორის ლოკალიზებული ელექტრონული სიმკვრივის მიზიდვის ძალას. მიიღება მოლეკულური ელექტრონული ღრუბელი, რომელსაც მაქსიმალური სიმკვრივე ბირთვებს შორის სივრცეში ექნება. ამ პროცესის დროს მცირდება სისტემის საერთო ენერგია და წარმოიქმნება მოლეკულა.



სურათი 3.2. წყალბადის მოლეკულის წარმოქმნის ენერგეტიკული დიაგრამა

წყალბადატომების შეხებამდე მიახლოებისას ბირთვებს შორის მანძილი 0,106 ნმ-ია, ხოლო მოლეკულის წარმოქმნის შემდეგ – 0,074 ნმ. რაც უფრო მეტია გადაფარვის არე, მით უფრო მტკიცეა ქიმიური ბმა.

კოვალენტური ბმის გამოსახატავად, ჰ. ლუისის მიხედვით, ორივე ატომის სიმბოლოს გარშემო სვამენ იმდენ წერტილს, რამდენი ელექტრონიც აქვს მათ გარე ენერგეტიკულ დონეზე, ხოლო საზიარო ელექტრონებს ატომთა სიმბოლოებს შორის ათავსებენ. მაგალითად, წყალბადის მოლეკულის წარმოქმნა ასე გამოისახება:

$$\cdot H + \cdot H \rightarrow H:H$$

კოვალენტური ბმები ქლორწყალბადის, წყლის, ამიაკისა და მეთანის მოლეკულებში შემდეგი სახით ჩაიწერება:



ამ ფორმულებს ელექტრონული ფორმულები ეწოდება.

ორ ატომს შორის კავშირის დამყარებაში შეიძლება თითოეული ატომის ორი გაუწყვილებელი ელექტრონი მონაწილეობდეს. ამ შემთხვევაში მიიღება ორმაგი ბმა. მაგალითად:



თუ კავშირი თითოეული ატომის სამი გაუწყვილებელი ელექტრონით მყარდება, სამმაგი ბმა წარმოიქმნება. მაგალითად:



არსებობს კოვალენტური ბმის ორი სახე: არაპოლარული და პოლარული. არაპოლარული კოვალენტური ბმა წარმოიქმნება ერთი და იმავე ელემენტების ატომებს ან ერთნაირი ელექტროუარყოფითობის მქონე სხვადასხვა ელემენტის ატომებს შორის. ამ დროს საზიარო ელექტრონებით წარმოქმნილი მოლეკულური ელექტრონული ღრუბელი ორივე ატომის ბირთვის მი-

მართ სივრცეში თანაბრადაა განაწილებული. ასეთია მარტივი აირადი ნივთიერებების ორატომიანი მოლეკულები: H_2, Cl_2, O_2, N_2 და სხვ., ასევე CS_2, PH_3 და სხვა.

პოლარული ბმის შემთხვევაში საზიარო ელექტრონული წყვილი (ბმის ელექტრონული სიმკვრივე) უფრო ელექტროუარყოფითი ელემენტის ატომისკენაა გადაწეული. მაგალითად, ქლორწყალბადის, წყლის, ამიაკის და მეთანის მოლეკულებში – წყალბადიდან, შესაბამისად, ქლორის, ჟანგბადის, აზოტისა და ნახშირბადის ატომისაკენ.

კოვალენტური ბმა მყარდება ურთიერთქმედი ატომების ელექტრონული ღრუბლების მაქსიმალური გადაფარვის მიმართულებით. s– ორბიტალებს სფერული სიმეტრია აქვს და ამიტომ ამ ორბიტალებით დამყარებული ბმები ნებისმიერი მიმართულებით ერთნაირი სიმტკიცისაა. ყველა სხვა ბმა სივრცეში გარკვეული ორიენტაციით ხასიათდება.

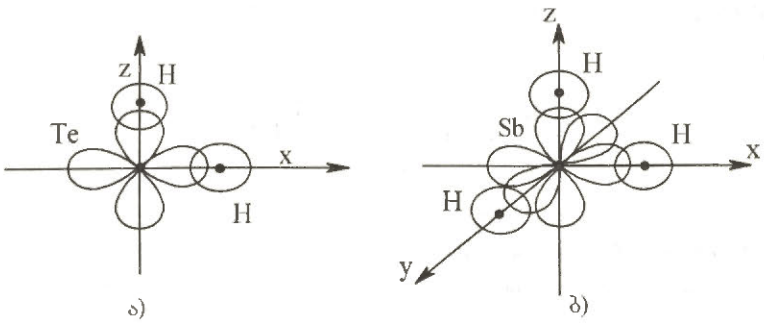
p– ორბიტალის გადაფარვა როგორც s–, ისე p– ორბიტალით მისი ღერძის გასწვრივ ხდება (მაგალითად, HI და I_2 მოლეკულებში. იხ. სურათი 3.3).



ა) ბ)

სურათი 3.3. იოდწყალბადისა (ა) და იოდის(ბ) მოლეკულების წარმოქმნა

თუ ატომის ორი ან სამივე p-ორბიტალი მონაწილეობს ქიმიურ ბმაში, მაშინ, ატომში p-ორბიტალების ერთმანეთის მიმართ 90°-იანი კუთხით განლაგების გამო, წარმოქმნილ ბმებს შორის კუთხეც 90°-თან ახლოს უნდა იყოს. მართლაც, H_2S და PH_3-ში ის 92°-ის, ხოლო H_2Te და SbH_3-ში – 90°-ის ტოლია (სურათი 3.4).



ა) ბ)

სურათი 3.4. ტელურწყალბადისა (ა) და სტიბინის (ბ) მოლეკულების წარმოქმნა

§3.2.2. წარმოდგენა ჰიბრიდიზაციაზე

თუ კოვალენტური ბმების წარმოქმნაში მონაწილე ელექტრონები ატომში სხვადასხვა მდგომარეობაში იმყოფება (მაგალითად, ერთი ელექტრონი s-ორბიტალზეა, ხოლო მეორე – p-ორბიტალზე), მაშინ უნდა წარმოიქმნას არატოლფასი ბმები. ისინი ერთმანეთისაგან გადაფარვის ხარისხით და, აქედან გამომდინარე, ბმის თვისებებით (სიგრძე, ენერგია) უნდა განსხვავდებოდეს, რაც ექსპერიმენტულად არ დასტურდება.

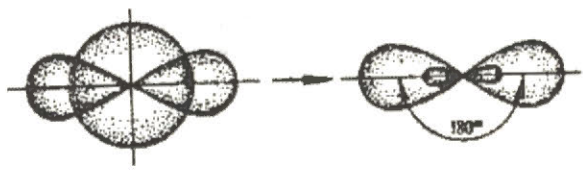
ამ მოვლენის ასახსნელად ლ. პოლინგმა მეცნიერებაში შემოიტანა წარმოდგენა ელექტრონული ორბიტალების ჰიბრიდიზაციის შესახებ. პოლინგის მიხედვით, ბმის წარმოქმნაში მონაწილეობს საწყისი ორბიტალების შერევით მიღებული ჰიბრიდული ორბიტალები. წარმოქმნილი ჰიბრიდული ორბიტალების რიცხვი ჰიბრიდიზაციაში მონაწილე საწყისი ორბიტალების რიცხვის ტოლია. ჰიბრიდიზაციაში მონაწილეობს ენერგიებით ერთმანეთისაგან მცირედ განსხვავებული ორბიტალები და შედეგად მათი ენერგიების გასაშუალოება ხდება, რაც ელექტრონული ორბიტალის ფორმის შეცვლაში გამოიხატება. ჰიბრიდული ორბიტალი ასიმეტრიულია, აქვს ცალ მხარეს გაწელილი რვიანის ფორმა და, ბუნებრივია, ასეთი ორბიტალებით ბმის დამყარებისას, არაჰიბრიდულ ორბიტალებთან შედარებით, გადაფარვის ხარისხი მეტია. შედეგად, ჰიბრიდული ორბიტალებით უფრო მტკიცე ბმები მყარდება.

ამგვარად, **ჰიბრიდიზაცია არის განსხვავებული ფორმისა და ენერგიებით ახლოს მყოფი ატომური ორბიტალების ერთმანეთთან შერევა ერთნაირი ენერგიებისა და ფორმის ორბიტალების წარმოქმნით.**

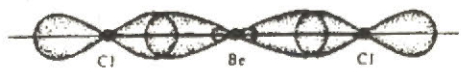
განვიხილოთ ბერილიუმის ქლორიდის მოლეკულა (ორთქლის მდგომარეობაში). ბერილიუმის აღგზნებულ ატომს ერთი გაუწყვილებელი ელექტრონი აქვს 2s-, მეორე კი – 2p-ორბიტალზე (სურათი 3.5 და 3.6).



ვინაიდან p-ორბიტალი s-თან შედარებით უფრო გაწელილია, მისი გადაფარვა ქლორის p-ორბიტალით მეტი ხარისხით უნდა მოხდეს და ამ შემთხვევაში უფრო მტკიცე ბმა უნდა დამყარდეს. ბერილიუმის ქლორიდის ორთქლში მოლეკულის თვისებების შესწავლა ორივე ბმის იდენტურობას და მათი 180°-ით ერთმანეთის მიმართ განლაგებას ამტკიცებს. ბერილიუმის ქლორიდის მოლეკულის ხაზოვანი აღნაგობა აიხსნება ერთი s- და ერთი p-ორბიტალის ჰიბრიდიზაციით, რის შედეგად ერთმანეთის მიმართ 180°-ით განლაგებული (სავალენტო ელექტრონული წყვილების მაქსიმალური განზიდვის თეორიის შესაბამისად), ორი იდენტური ჰიბრიდული ორბიტალი მიიღება. ჰიბრიდიზაციის ამ სახეს sp-ჰიბრიდიზაცია ეწოდება.



სურათი 3.5. sp ჰიბრიდიზაციის სქემა

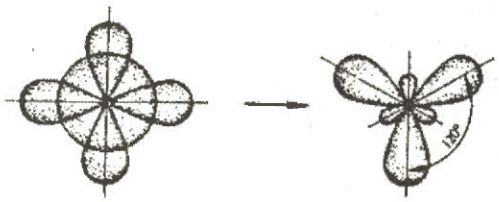


სურათი 3.6. $BeCl_2$-ის ხაზოვანი მოლეკულა

ბორის აღგზნებულ ატომში სამი გაუწყვილებელი ელექტრონია – ერთი 2s- და ორი 2p-ორბიტალზე.

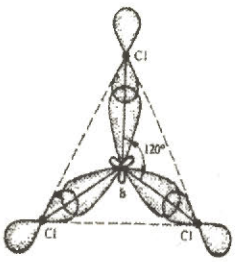


ამ სამი ორბიტალის კომბინაციით მიიღება სამი ჰიბრიდული ორბიტალი, რომლებიც ერთმანეთისაგან მაქსიმალური დაცილებით, 120°-იანი კუთხით განლაგდებიან ერთ სიბრტყეში. ჰიბრიდიზაციის ამ სახეს sp^2-ჰიბრიდიზაცია ეწოდება (სურათი 3.7):



სურათი 3.7. sp^2- ჰიბრიდიზაციის სქემა

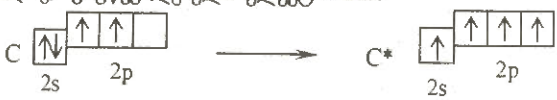
ამგვარი ჰიბრიდული ორბიტალებით მყარდება კოვალენტური ბმები BX_3 ტიპის ნაერთებში. მათში ყველა ბმა ტოლფასია და მოლეკულას ტოლგვერდა სამკუთხედის ფორმა აქვს (სურათი 3.8).



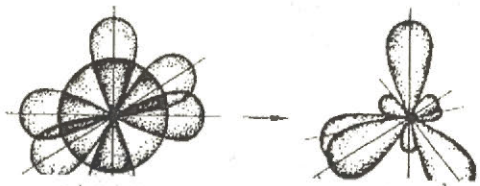
სურათი 3.8. BCl_3-ის მოლეკულის წარმოქმნა

ნახშირბადი ნაერთებში CH_4, CCl_4 და სხვ. ოთხ ტოლფას ბმას ამყარებს, რაც ასევე ჰიბრიდიზაციით შეიძლება აიხსნას.

ნახშირბადის აღგზნებულ ატომში ოთხი (ერთი 2s- და სამი 2p- ორბიტალზე) გაუწყვილებელი ელექტრონია:

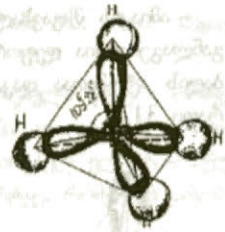


ერთი s- და სამი p- ორბიტალის ჰიბრიდიზაციით მიღებული ასიმეტრიული ორბიტალები მიმართულია ტეტრაედრის წვეროებისაკენ. კუთხე მათ შორის 109°28′-ია, რაც ორბიტალების მაქსიმალურ დაცილებას და სისტემის მინიმალურ ენერგიას (მინიმალური ურთიერთგანზიდვის გამო) შეესაბამება. ჰიბრიდიზაციის ამ სახეს sp^3-ჰიბრიდიზაცია ეწოდება (სურათი 3.9).



სურათი 3.9. sp^3-ჰიბრიდიზაციის სქემა

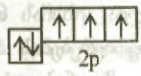
თუ გავითვალისწინებთ, რომ ბმა მაქსიმალური გადაფარვის მიმართულებით წარმოიქმნება, ადვილი გასაგებია მეთანის მოლეკულის ტეტრაედრული ფორმა (სურათი 3.10).



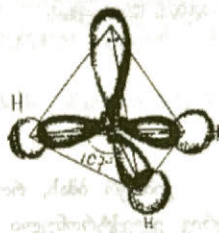
სურათი 3.10. მეთანის მოლეკულაში ქიმიური ბმების წარმოქმნის სქემა

ჰიბრიდიზაცია ვალენტური ატომური ორბიტალების შერევაა და ის ხორციელდება იმისდა მიუხედავად, ორბიტალებზე არის გაუწყვილებელი ელექტრონი, ელექტრონული წყვილი, თუ ის ცარიელია. ამიტომ წარმოქმნილი ბმების რიცხვი ჰიბრიდული ორბიტალების რიცხვზე ნაკლები შეიძლება აღმოჩნდეს.

აზოტის ატომის გარე ენერგეტიკული დონის ელექტრონული კონფიგურაციაა: $2s^22p^3$



ამიაკის მოლეკულის წარმოქმნისას აზოტი წყალბადის სამ ატომთან ბმებს sp^3-ჰიბრიდული ორბიტალებით ამყარებს. მეოთხე ჰიბრიდული ორბიტალი, თავისუფალი ელექტრონული წყვილით, ბმაში არ მონაწილეობს. ასეთ ორბიტალს არაკვივალენტური ორბიტალი ეწოდება (სურათი 3.11).



სურათი 3.11. ამიაკის მოლეკულაში ქიმიური ბმის წარმოქმნის სქემა

ამრიგად, ამიაკში, მეთანის მსგავსად, ვალენტური ორბიტალების sp^3-ჰიბრიდიზაცია ხორციელდება. მაგრამ ამ უკანასკნელისაგან განსხვავებით, ამიაკში ბმებს შორის კუთხე ტეტრაედრულ კუთხეზე ნაკლებია და 107,3°-ის ტოლია. მაშასადამე, ამიაკში აზოტის ჰიბრიდული ორბიტალები განლაგებულია დეფორმირებული ტეტრაედრის წვეროების მიმართულებით. არაკვივალენტური ორბიტალი განსხვავებული ფორმისაა და კუთხეც, რომელსაც ბმის წარმომქმნელ ჰიბრიდულ ორბიტალებთან ქმნის, მეტია ჰიბრიდულ ორბიტალებს შორის კუთხესთან შედარებით. მოლეკულა პირამიდის ფორმისაა. ეს ფაქტი შეიძლება შემდეგნაირად აიხსნას: ჰიბრიდიზაციაში s-ორბიტალის წილის გაზრდა იწვევს ბმებს შორის კუთხის გაზრდას.

ჰიბრიდიზაცია	sp	sp^2	sp^3	p^3 (არაჰიბრიდული)
კუთხე	180°	120°	109°28′	90°

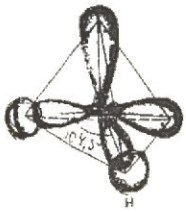
სამი არაჰიბრიდული p-ორბიტალი სივრცეში ორიენტირებულია ურთიერთმართობულად და მათ მიერ განხორციელებულ ბმებს შორის კუთხე 90°-ის ტოლია. იმის გამო, რომ ამიაკში კუთხე ტეტრაედრულზე ნაკლებია, შეიძლება ვივარაუდოთ, რომ ამ შემთხვევაში არ ხორციელდება ვალენტური ორბიტალების სრული sp^3-ჰიბრიდიზაცია (sp^3-ჰიბრიდიზაციის ხარისხი არ აღწევს 100%-ს), s-ორბიტალების წილი ჰიბრიდიზაციაში რამდენადმე ნაკლებია, რაც, საბოლოო ტეტრაედრული კუთხის შემცირებას იწვევს.

აზოტის ქვეჯგუფის ელემენტების წყალბადნაერთებში (PH_3, AsH_3, SbH_3) ატომური ნომრის ზრდასთან ერთად კუთხე ბმებს შორის თანდათან უახლოვდება 90°-ს, რაც ნიშნავს, რომ ამ უკანასკნელ შემთხვევაში ბმები არაჰიბრიდული ორბიტალებით მყარდება.

ჟანგბადის ატომის გარე ენერგეტიკული დონის ელექტრონული კონფიგურაციაა: $2s^22p^4$



ამიაკის მსგავსად წყლის მოლეკულაშიც ჟანგბადის ატომის sp^3-ჰიბრიდული ორბიტალები განლაგებულია დეფორმირებული ტეტრაედრის წვეროების მიმართულებით. ორი წვერო წყალბადის ატომითაა დაკავებული, ორი – არაკავალენტური ელექტრონული ორბიტალით (სურათი 3.12).



სურათი 3.12. წყლის მოლეკულაში ქიმიური ბმების წარმოქმნის სქემა

არასრული ჰიბრიდიზაციის გამო აქაც კუთხე ბმებს შორის 104,5°-ია (მოლეკულას კუთხური აღნაგობა აქვს) და ის თანდათან მცირდება რიგში: H_2S, H_2Sc, H_2Te (შესაბამისად 92°, 91° და 90°), რაც ნიშნავს, რომ ტელური წყალბადთან ბმებს არაჰიბრიდული p- ორბიტალებით ამყარებს.

ამგვარად, ატომების ელექტრონული ორბიტალების ჰიბრიდიზაციით შესაძლებელია ათხსნას ნივთიერებების ქიმიური აღნაგობა, მათი გეომეტრია, რაც ნივთიერებების თვისებებს განსაზღვრავს. ჰიბრიდიზაციაზე წარმოდგენის გამოყენებით გასაგები ხდება ატომის თავისუფალი ელექტრონული წყვილების იდენტურობა, და, რაც მთავარია, ჰიბრიდული ორბიტალებით, არაჰიბრიდულ ორბიტალებთან შედარებით, უფრო მტკიცე ქიმიური ბმების წარმოქმნა.

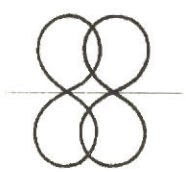
§3.2.3. σ- და π- ბმები

ქიმიურ ბმას, რომელიც ხორციელდება ატომთა ბირთვების შემაერთებელი წრფის გასწვრივ ელექტრონული ორბიტალების გადაფარვით, σ- ბმა ეწოდება. შემაერთებელი წრფე σ-ბმის სიმეტრიის ღერძს წარმოადგენს. ერთმაგი ბმა ყოველთვის არაჰიბრიდული ან ჰიბრიდული ორბიტალებით დამყარებული σ- ბმაა (ასეთი ბუნებისაა ზემოთ განხილული ბმები).

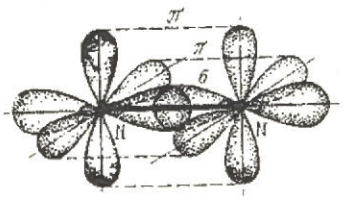
თუ ატომებს შორის კავშირი ერთზე მეტი ელექტრონული წყვილით ხორციელდება, წარმოიქმნება ორმაგი ან სამმაგი ბმა. ის დამახასიათებელია მრავალვალენტიანი ატომისაგან წარმოქმნილი მოლეკულებისათვის. მაგალითად, აზოტის მოლეკულაში ატომებს შორის სამმაგი ბმაა. ითვლება, რომ მოლეკულის წარმოქმნისას თითოეული ატომის ერთი s- და ერთი p- ვალენტური ორბიტალი განიცდის sp-ჰიბრიდიზაციას და მიღებული ორი ჰიბრიდული ორბიტალიდან ერთ-ერთის (რომელზეც გაუწყვილებელი ელექტრონია) გადაფარვით ატომშირთვების



შემაერთებელი წრფის გასწვრივ ატომთა შორის მყარდება ერთი σ-ბმა. ჰიბრიდიზაციის არსებობაზე მიუთითებს ექსპერიმენტულად განსაზღვრული σ-ბმის ენერგიის მაღალი მნიშვნელობა (543,4 კჯ/მოლი) თეორიულად მოსალოდნელთან შედარებით. თითოეულ აზოტის ატომს რჩება ერთი ჰიბრიდული არაკავალენტური და ორი არაჰიბრიდული p_y– და p_z– ორბიტალი. აზოტის ატომების p_y– და p_z– ორბიტალების გვერდითი გადაფარვით ურთიერთმართობულ სიბრტყეში წარმოიქმნება ორი დამატებითი ბმა, რომელთაც π-ბმებს უწოდებენ (სურათი 3.13).



სურათი 3.13. π-ბმა



სურათი 3.14. აზოტის მოლეკულის აღნაგობა

მაშასადამე, აზოტის მოლეკულაში ატომებს შორის ხორციელდება სამი ბმა: ერთი σ_{sp-sp} და ორი π_{p-p} ბმა (სურათი 3.14).

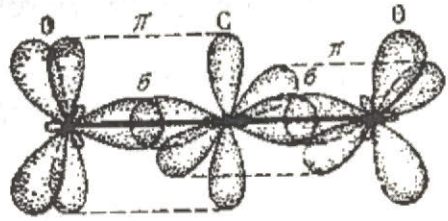
ქიმიურ ბმას, რომელიც ხორციელდება ატომთა ბირთვების შემაერთებელი წრფის ორივე მხარეს p-ორბიტალების გვერდითი გადაფარვით, π-ბმა ეწოდება. π-ბმა ყოველთვის არაჰიბრიდული ელექტრონული ორბიტალების გადაფარვით მიიღება. დამაკავშირებელ ელექტრონულ ღრუბელს სიმეტრიის ღერძი არ გააჩნია, აქვს მხოლოდ სიმეტრიის სიბრტყე, რომელიც ატომთა ბირთვებზე გადის.

განვიხილოთ ჯერადი ბმების შემცველი ნაერთების მოლეკულების ელექტრონული აღნაგობა CO_2-ის მაგალითზე (სურათი 3.15).

ნახშირბად (IV)-ის ოქსიდში ნახშირბადი ჟანგბადთან ორმაგი ბმითაა დაკავშირებული O=C=O.

ნახშირბადის აღგზნებული ატომის ერთი s- და ერთი p-ორბიტალის ჰიბრიდიზაციით მიიღება ორი ჰიბრიდული sp-ორბიტალი, ხოლო ორი p-ორბიტალი ჰიბრიდიზაციის გარეშე რჩება. ყველა ორბიტალზე თითო გაუწყვილებელი ელექტრონია. ჟანგბადის თითოეულ ატომში კი ხორციელდება სავალენტო ორბიტალების sp^2-ჰიბრიდიზაცია და მიღებული სამ-სამი ჰიბრიდული ორბიტალიდან მხოლოდ ერთზეა გაუწყვილებელი ელექტრონი.

ნახშირბადის ატომი sp-ჰიბრიდული ორბიტალებით ამყარებს ორ σ-ბმას ჟანგბადის ატომის გაუწყვილებელ ელექტრონიან sp^2-ჰიბრიდულ ორბიტალებთან.



სურათი 3.15. ნახშირბად (IV)-ის ოქსიდის მოლეკულის აღნაგობა

ნახშირბადის ატომს რჩება ორი, ხოლო ჟანგბადის ატომს თითო არაჰიბრიდული p-ორბიტალი, თითოეულზე გაუწყვილებელი ელექტრონით. ამ ორბიტალების გვერდითი გადაფარვით მიიღება ორი π-ბმა ურთიერთპერპენდიკულარულ სიბრტყეში.

ამგვარად, მოლეკულაში ნახშირბადის ატომსა და ჟანგბადის თითოეულ ატომს შორის წარმოიქმნება ორი ბმა: ერთი σ_{sp-sp^2} და მეორე π_{p-p} ბმა. თითოეულ ჟანგბადის ატომს რჩება ორი არაეკვივალენტური sp^2-ჰიბრიდული ორბიტალი.

π-ბმის წარმოქმნისას ელექტრონული ორბიტალების გადაფარვის არე, σ-ბმასთან შედარებით, ნაკლებია. გარდა ამისა, ის მეტად არის დაცილებული ბირთვებიდან. ამიტომ π-ბმას ნაკლები სიმტკიცე ახასიათებს. ორმაგი ბმის ენერგია ერთმაგი ბმის გაორკეცებულ ენერგიაზე ნაკლებია. რადგან π-ბმას არა აქვს სიმეტრიის ღერძი, მოლეკულის ფრაგმენტების თავისუფალი ბრუნვა ამ ბმის მიმართ (რასაც ადგილი აქვს σ-ბმის შემთხვევაში) არ ხორციელდება.

§3.2.4. კოვალენტური ბმის წარმოქმნის დონორულ-აქცეპტორული მექანიზმი

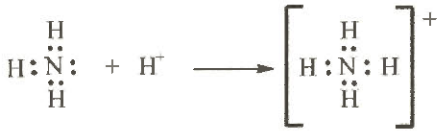
კოვალენტური ბმა მყარდება ორი ატომის ისეთი ელექტრონული ორბიტალების გადაფარვით, რომლებზეც ანტიპარალელური სპინების მქონე თითო ელექტრონია. მაგრამ არსებობს კო-

ვალენტური ბმის წარმოქმნის განსხვავებული მექანიზმი, როდესაც ქიმიური ბმა წარმოიქმნება ერთი ატომის არაკვივალენტური ორბიტალის (თავისუფალი ელექტრონული წყვილით) და მეორე ატომის თავისუფალი ორბიტალის ხარჯზე.

ატომს, რომელიც ქიმიურ ბმაში თავისი ელექტრონული წყვილით მონაწილეობს, დონორი ეწოდება, ხოლო ბმაში მონაწილე თავისუფალი ორბიტალის მქონე ატომს — აქცეპტორი.

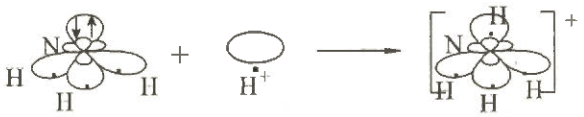
ერთი ატომის (დონორის) ორელექტრონიანი ორბიტალისა და მეორე ატომის (აქცეპტორის) თავისუფალი ორბიტალის ხარჯზე კოვალენტური ბმის წარმოქმნის მექანიზმს დონორულ-აქცეპტორული მექანიზმი ეწოდება.

მაგალითად, აზოტის ატომს ამიაკის მოლეკულაში აქვს თავისუფალი ელექტრონული წყვილი და ამ მექანიზმით ადვილად ამყარებს ბმას თავისუფალი ორბიტალის მქონე წყალბადის დადებით იონთან (პროტონთან):



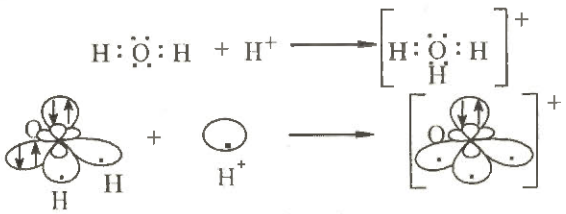
წარმოქმნილ ამონიუმის იონში წყალბადის მუხტი დელოკალიზებულია (თანაბრად განაწილებულია) წყალბადის ყველა ატომზე. აზოტის ოთხივე ბმა წყალბადთან ტოლფასია, არავითარი განსხვავება არ არსებობს სხვადასხვა მექანიზმით წარმოქმნილი კოვალენტური ბმების თვისებებს შორის.

ამიაკის მოლეკულის პირამიდული (აზოტის ატომით წვეროში) აღნაგობა (კუთხე ბმებს შორის 107,3°-ია) ამონიუმის იონში ტეტრაედრული (ცენტრში აზოტის ატომით) აღნაგობით იცვლება და ბმებს შორის ყველა კუთხე 109°28′-ის ტოლი ხდება (სურათი 3.16).



სურათი 3.16. ამონიუმის იონის მიღება

ანალოგიურად მიიღება ჰიდროქსონიუმ-იონი. თუ წყლის მოლეკულას კუთხური აღნაგობა ჰქონდა, ჰიდროქსონიუმ-იონს პირამიდის ფორმა აქვს და მასში ჟანგბადს ერთი არაკვივალენტური ორბიტალი რჩება (სურათი 3.17).



სურათი 3.17. ჰიდროქსონიუმ-იონის მიღება

§3.2.5. კოვალენტური ბმის თვისებები

კოვალენტური ბმა, ნებისმიერი ქიმიური ბმის ანალოგიურად, ხასიათდება ბმის ენერგიითა და ბმის სიგრძით. გარდა ამისა, როგორც კოვალენტური ბმის ზოგადი დახასიათებიდან გამომდინარეობს, მას აქვს გეზურობა, ახასიათებს გაჯერებულობა, პოლარობა და პოლარიზებადობა.

კოვალენტური ბმის ენერგია, იონური ბმის ენერგიის ანალოგიურად, მცირდება ელემენტის ატომური ნომრის ზრდისას.

მაგალითად:

ბმა	H-F	H-Cl	H-Br	H-I
ბმის ენერგია, კჯ/მოლი	564,3	430,5	364	297

კოვალენტური ბმის ენერგია დამოკიდებულია ბმის ჯერადობაზეც. ამასთან, σ-ბმის ენერგია მეტია, ვიდრე π-ბმისა.

ბმა	C-C	C=C	C≡C
ბმის ენერგია, კჯ/მოლი	346	602	835

კოვალენტური ბმის სიგრძე მოლეკულაში (ან კრისტალში) ატომთა ბირთვების ცენტრებს შორის მანძილია. ბმის სიგრძე მატულობს ელემენტების ატომური ნომრის ზრდასთან ერთად და მცირდება ბმის ჯერადობის გაზრდით.

ბმა	H-F	H-Cl	H-Br	H-I	C-C	C=C	C≡C
ბმის სიგრძე, ნმ	0,0917	0,1274	0,1408	0,1609	0,154	0,134	0,120

კოვალენტური ბმა ყოველთვის მყარდება ელექტრონული ორბიტალების მაქსიმალური გადაფარვის მიმართულებით და ამიტომ ახასიათებს გეზურობა. კოვალენტური ბმის ეს თვისება განაპირობებს მოლეკულის სივრცით აღნაგობას, მის გეომეტრიულ ფორმას, რის მაგალითებიც იყო მოყვანილი წინა ქვეთავებში (§ 3.2.1. - §3.2.4).

ქიმიური ბმის გაჯერებულობა კოვალენტური ბმის ის თვისებაა, რომელიც მას სხვა ბმებისაგან გამოარჩევს. გაჯერებულობაში იგულისხმება ატომის მიერ ვალენტური ორბიტალების სრული გამოყენება, რის გამოც ის დამატებით ბმებს ვეღარ ამყარებს.

ვალენტური ორბიტალების არასრული გამოყენებისას მიიღება არამდგრადი ნაწილაკები – რადიკალები (ატომი ან ატომთა ჯგუფი გაუწყვილებელი ელექტრონით): $^{\bullet}CH_3$, $^{\bullet}C_6H_5$, $^{\bullet}OH$ და სხვა.

არაპოლარული კოვალენტური ბმისაგან განსხვავებით, პოლარულ-კოვალენტურ ბმაში საზიარო ელექტრონებით წარმოქმნილი მოლეკულური ელექტრონული ღრუბლის სიმკვრივე ელექტროუარყოფითი ელემენტის ატომისკენაა გადანაცვლებული. შედეგად დადებითი და უარყოფითი მუხტების (ბირთვისა და ელექტრონების) სიმძიმის ცენტრების სივრცითი დაცილება ხდება. წარმოიქმნება დიპოლი პოლუსებზე ნაწილობრივი δ+ და δ- მუხტებით.

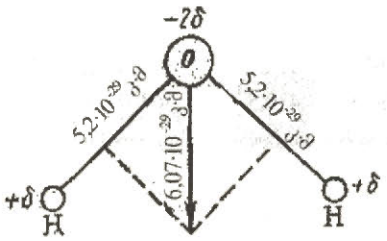
კოვალენტური ბმის პოლარობის საზომს წარმოადგენს წარმოქმნილი დიპოლის ელექტრული მომენტი (μ). ის ვექტორული სიდიდეა, მიმართულია უარყოფითიდან დადებითი პოლუსისაკენ და დიპოლის სიგრძისა და მუხტის ნამრავლის ტოლია. $\mu = l \cdot \delta$. მაგალითად, ქლორწყალბადის მოლეკულისათვის $l = 0,023$ ნმ $= 0,23 \cdot 10^{-10}$ მ, ხოლო დიპოლის ნაწილობრივი მუხტების მნიშვნელობებია: $H^{+0,17}$ და $Cl^{-0,17}$,

აქედან, $\delta = 0,17 \times 1,6 \cdot 10^{-19}$ კ $= 0,272 \cdot 10^{-19}$ კ

ხოლო $\mu = 0,23 \cdot 10^{-10}$მ $\times 0,272 \cdot 10^{-19}$ კ $= 0,342 \cdot 10^{-29}$ კ $\cdot$ მ

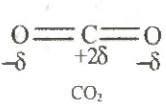
რაც უფრო დიდია დიპოლის ელექტრული მომენტი, მით უფრო პოლარულია მოლეკულა.

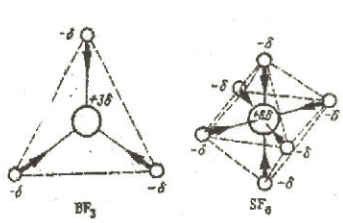
მრავალატომიან მოლეკულაში ატომებს შორის ბმა შეიძლება იყოს პოლარული, ხოლო თვით მოლეკულა, სივრცითი აგებულების მიხედვით, როგორც პოლარული, ისე არაპოლარული. მოლეკულა – დიპოლის ელექტრული მომენტი ცალკეული ბმების ელექტრული მომენტების ვექტორული ჯამის ტოლია. შეკრება პარალელოგრამის წესით ხდება. ჯამური დიპოლური მომენტი განსხვავდება ცალკეული ბმების დიპოლების ელექტრული მომენტისაგან, რაც კარგად ჩანს წყლის მაგალითზე (სურათი 3.18):



სურათი 3.18. დიპოლის ელექტრული მომენტი წყლის მოლეკულაში

მაღალსიმეტრიული მოლეკულებისათვის ჯამური დიპოლური მომენტი ნულის ტოლია (დადებითი და უარყოფითი მუხტების სიმძიმის ცენტრი ერთ წერტილშია). მაგალითად, ნახშირბად (IV)-ის ოქსიდი ხაზოვანი აღნაგობის არაპოლარული მოლეკულაა, თუმცა მასში ბმები პოლარულია. ასევე არაპოლარულია BCl_3, SF_6 და სხვა.





სურათი 3.19. არაპოლარული სიმეტრიული მოლეკულები: CO_2, BF_3, SF_6

ამგვარად, დიპოლის ელექტრული მომენტის არსებობა ქიმიური ბმის გეზურობით განისაზღვრება.

პოლარიზება არის კოვალენტური ბმის უნარი, გარე ველის ზემოქმედებით განიცადოს პოლარიზაცია, ე.ი. საზიარო ელექტრონული ღრუბლის დეფორმაცია, დადებითი და უარყოფითი მუხტების სიმძიმის ცენტრების დაცილება. შედეგად არაპოლარული ბმა პოლარული ხდება, ხოლო პოლარული ბმა უფრო ძლიერად პოლარიზდება. პოლარიზება დამოკიდებულია ბმის წარმომქმნელ ატომთა ზომებზე. რაც უფრო დიდია ატომის რადიუსი, ე.ი. რაც უფრო დაცილებულია გარე ელექტრონული შრე ატომბირთვიდან, მით უფრო დიდია პოლარიზაციის უნარი. მაგალითად, C-I ბმის პოლარიზება უფრო დიდია, ვიდრე C-Cl ბმისა.

არ არსებობს პრინციპული განსხვავება პოლარულ-კოვალენტურ ბმასა და იონურ ბმას შორის. ეს უკანასკნელი შეიძლება განვიხილოთ როგორც პოლარულ-კოვალენტური ბმის ზღვრული პოლარიზაციის შედეგი.

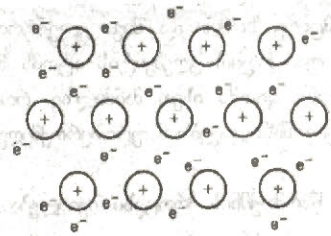
Cl_2-ში არაპოლარულ-კოვალენტური ბმაა, HCl-ში – პოლარულ-კოვალენტური (ბმის იონურობის ხარისხი 17%-ია), NaCl-ში – იონური (ბმის იონურობის ხარისხი 87%-ია).

ხშირად ნაერთებში, რომლებიც სამი ან მეტი ელემენტის ატომისაგან შედგება, ერთდროულად ბმის სხვადასხვა სახეა. მაგალითად, ჟანგბადიანი მჟავას მარილებში. Na_2SO_4-ში ნატრიუმსა და სულფატ-იონს შორის ბმა იონურია, ხოლო სულფატ-იონში ატომებს შორის – კოვალენტური.

§3.3. ლითონური ბმა

ლითონთა ატომებს გარე შრეზე შეიძლება ჰქონდეს ელექტრონების მცირე რიცხვი (ძირითადად 1, 2 ან 3). იონიზაციის დაბალი ენერგიის გამო ისინი ადვილად წყდებიან ლითონის ატომებს და თავისუფლად გადაადგილებადი, განზოგადებული ელექტრონების ერთობლიობას, ე.წ. ელექტრონულ აირს ქმნიან. ლითონის კატიონებსა და ელექტრონულ აირს შორის ალიძვრება ელექტროსტატიკური მიზიდვა. ამრიგად, ლითონი შეიძლება წარმოვიდგინოთ როგორც ელექტრონული აირით ერთმანეთთან მჭიდროდ დაკავშირებული კატიონების წყობა. რადგან ლითონთა იონებს გარე ენერგეტიკულ დონეზე აქვს თავისუფალი ორბიტალების დიდი რიცხვი, ეს ელექტრონს ნებისმიერ ატომშირთვთან მიახლოების და იონის ნეიტრალურ ატომად გარდაქმნის საშუალებას აძლევს (სურათი 3.20).

ბმას, რომელიც ხორციელდება ლითონის დადებით იონებს შორის განზოგადებული ელექტრონებით მიზიდვის ხარჯზე, ლითონური ბმა ეწოდება.



სურათი 3.20. ლითონური სტრუქტურის სქემატური გამოსახვა

ლითონური ბმა ემსგავსება კოვალენტურ და იონურ ბმებს, მაგრამ მათ შორის არსებობს განსხვავების ნიშნები.

ლითონური ბმა კოვალენტურს ემსგავსება იმით, რომ ორივე ბმის შემთხვევაში ატომთა გარე ენერგეტიკული დონის ელექტრონების განზოგადება ხდება. მაგრამ განსხვავებით კოვალენტური ბმისაგან, სადაც ქიმიური ბმა ორი მეზობელი ატომის ელექტრონების განზოგადებით (საზიარო ელექტრონული წყვილის წარმოქმნით) მყარდება, ლითონებში ადგილი აქვს ყველა ატომის გარე ენერგეტიკული დონის ელექტრონების საერთო სარგებლობაში გადასვლას. კოვალენტური ბმისგან ლითონური ბმა იმითაც განსხვავდება, რომ არ ახასიათებს გეზურობა – ელექტრონული სიმკვრივე ყველა მიმართულებით თანაბრადაა განაწილებული, მთლიანად დელოკალიზებულია.

ლითონური ბმა იონურს ემსგავსება ელექტროსტატიკური ურთიერთქმედების არსებობით, მაგრამ ლითონებში დადებითი იონები ერთმანეთთან დაკავშირებულია განზოგადებული ელექტრონებით და არა უარყოფითი იონებით, როგორც იონური ბმის შემთხვევაში.

ტიპური ლითონური ბმა ტუტე და ტუტემიწათა ლითონებში ხორციელდება. გარდამავალი (d) ელემენტების კრისტალებში სავალენტო ელექტრონების მხოლოდ მცირე რიცხვია განზოგადებული.

ლითონური ბმა ხორციელდება მხოლოდ მყარ და თხევად მდგომარეობაში. ლითონთა ორთქლში ცალკული ატომებია.

ლითონური ბმა განაპირობებს ლითონებისათვის დამახასიათებელ ფიზიკურ თვისებებს.

§3.4. წყალბადური ბმა

წყალბადური ბმა თავისებური, სპეციფიკური ბმაა. სიძლიერით შეუალედურია ქიმიურ ძალებსა და მოლეკულათშორისი ურთიერთქმედების ძალებს (იხ. §3.5.) შორის. ის შეიძლება იყოს მოლეკულათშორისი და შიგამოლეკულური.

წყალბადური ბმა რომ წარმოიქმნას, მოლეკულა უნდა შეიცავდეს ძლიერ ელექტროუარყოფით ელემენტის ატომთან კოვალენტური ბმით დაკავშირებულ წყალბადის ატომს. როცა ეს უკანასკნელი ურთიერთქმედებს მეორე მოლეკულის ელექტროუარყოფით ელემენტის ატომთან, რომელსაც გააჩნია თავისუფალი ელექტრონული წყვილი, ადგილი აქვს მოლეკულათშორის წყალბადურ ბმას, ხოლო, თუ ურთიერთქმედებს იმავე მოლეკულის მასთან არაბმული ელექტროუარყოფითი ელემენტის ატომთან – შიგამოლეკულურ წყალბადურ ბმას.

წყალბადური ბმის წარმოქმნაში ელექტროუარყოფითი ელემენტებიდან, უპირატესად, მონაწილეობს: F, O, N, იშვიათად: Cl, S და სხვ. ის გარემოება, რომ ბმის ეს სახე დამახასიათებელია მხოლოდ წყალბადის შემცველი ნაერთებისათვის, განპირობებულია წყალბადის ატომის უნიკალური თვისებებით – მისი მცირე ზომით და შიგა ელექტრონული შრეების უქონლობით. ეს საშუალებას აძლევს ელექტროუარყოფით ელემენტის ატომს მიუახლოვდეს წყალბადის ნაწილობრივ დადებითი მუხტის მქონე ატომს ისეთ მანძილზე, რომელზეც შეუძლებელია მიახლოება სხვა დადებითად დამუხტულ ნაწილაკებთან ურთიერთქმედებისას. წყალბადურ ბმას სამი წერტილით აღნიშნავენ.

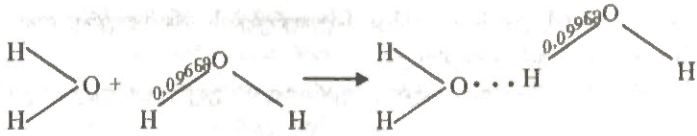
ზოგადად, წყალბადური ბმის წარმოქმნის პროცესი შეიძლება შემდეგნაირად გამოვსახოთ:

$$\overset{-\delta_1\ +\delta_1\ \ -\delta_2}{X-H} + Y \rightarrow \overset{-\delta_1\ +\delta_1\ \ -\delta_2}{X-H\cdots Y}$$

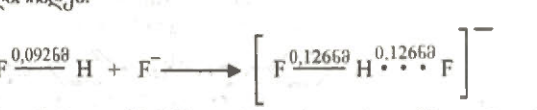
რაც უფრო პოლარულია X – H ბმა, ე.ი. რაც უფრო მეტია X ელემენტის ელექტროუარყოფითობა, მით უფრო მტკიცე წყალბადური ბმა მყარდება. ხშირად X და Y ერთი და იმავე ელემენტის ატომებია. თავდაპირველად წყალბადური ბმა განიხილებოდა როგორც პოლარული ჯგუფების ელექტროსტატიკური მიზიდულობა (იხ. §3.5). მაგრამ ბმის სიმტკიცე, გეზურობა მოწმობს, რომ, თუმცა წყალბადურ ბმაში ელექტროსტატიკური ურთიერთქმედება ძირითადია, მხედველობაში მისაღებია დონორ-აქცეპტორული ურთიერთქმედებაც. მოლეკულების (მოლეკულების ფრაგმენტების) მიახლოებისას, მათ შორის ხდება ურთიერთქმედება–ურთიერთპოლარიზაცია. ბმის წარმომქმნელი ელექტრონული წყვილი წყალბადიდან უფრო მეტად გადაინაცვლებს X-ატომისკენ და წყალბადის s-ორბიტალი მნიშვნელოვნად თავისუფლდება ელექტრონული ღრუბლის სიმკვრივისაგან. წყალბადის ბირთვის (პროტონის) დადებითი მუხტი კონცენტრირებულია მცირე მოცულობაში და წარმოიქმნება ელექტროსტატიკური ველი, რომელიც იწვევს Y-დან თავისუფალი ელექტრონული წყვილის წყალბადის s-ორბიტალზე ნაწილობრივ გადასვლას, რაც მნიშვნელოვან როლს ასრულებს წყალბადური ბმის ჩამოყალიბებაში.

მაშასადამე, წყალბადურ ბმაში წყალბადის ატომი ერთდროულად დაკავშირებულია ორ ატომთან. ამავე დროს X-H და H···Y ბმები ენერგიითა და სიძლიერით არატოლფასი ბმებია.

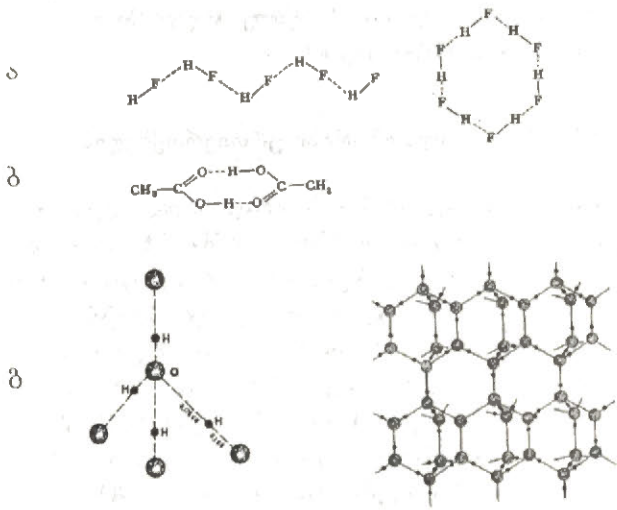
წყალბადური ბმის წარმოქმნისას X-H ბმის სიგრძე იზრდება წყალბადის რამდენადმე Y-კენ გადაწევის გამო. მაგალითად, წყალში:



ზოგ შემთხვევაში, მაგალითად, $[HF_2]^-$ იონში, ზემოაღნიშნული ორივე ბმა შეიძლება ერთი სიგრძისაც კი აღმოჩნდეს.



წყალბადური ბმის ენერგია 40-160 კჯ/მოლი-ს ფარგლებშია. ის ერთი რიგით სუსტია კოვალენტურ ბმაზე და ერთი რიგით ძლიერია მოლეკულათშორისი ურთიერთქმედების ძალებზე. წყალბადური ბმების ხარჯზე მოლეკულები ერთიანდება დიმერებად და უფრო რთულ ასოციატებად. თუ ფტორწყალბადის მოლეკულები წყალბადური ბმებით ზიგზაგისებურ ჯაჭვს ან ციკლებს ქმნის, ძმარმჟავა დიმერებს წარმოქმნის, ხოლო წყლის მოლეკულები ყინულში ტეტრაედრის წვეროების მიმართულებით უკავშირდებიან ერთმანეთს. აღსანიშნავია, რომ ამ უკანასკნელში ჟანგბადის თითოეული ატომი წყალბადის ოთხ ატომთანაა ბმული, ორთან – კოვალენტური, ორთან წყალბადური ბმით (იხ. სურათი 3.21).



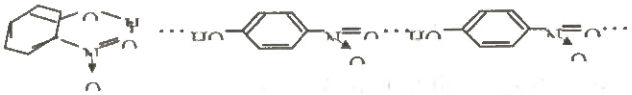
სურათი 3.21. წყალბადური ბმები: ა) ფტორწყალბადში, ბ) ძმარმჟავაში, გ) ყინულში

მიუხედავად მცირე სიმტკიცისა, წყალბადური ბმა მნიშვნელოვან გავლენას ახდენს ნივთიერების ფიზიკურ და ქიმიურ თვისებებზე, განსაზღვრავს მის სტრუქტურას. მაგალითად, წყლის მოლეკულები წყალბადური ბმებით რომ არ იყოს ასოცირებული, წყალი ათრადი ნივთიერება იქნებოდა და სიცოცხლე დედამიწაზე არსებული სახით ვერ ჩაისახებოდა. წყალ-

ბადური ბმების წყალობით ფტორწყალბადი 19,5°C-ზე დაბალ ტემპერატურაზე თხევადია. წყალბადური ბმები გავლენას ახდენს ფტორწყალბადის ქიმიურ თვისებებზეც. ფტორწყალბადმჟავა საშუალო ძალის მჟავაა, როცა დანარჩენი ჰალოგენწყალბადმჟავები ძლიერი მჟავებია. ამიაკის, სპირტების, კარბონმჟავების და სხვა ნივთიერებების ანომალური თვისებებიც მათი მოლეკულების ასოცირებითაა განპირობებული.

შიგამოლეკულური წყალბადური ბმებიც ფართოდაა გავრცელებული, განსაკუთრებით ცოცხალ ბუნებაში.

შიგამოლეკულური წყალბადური ბმა ხორციელდება ორთო-ნიტროფენოლში მაშინ, როცა მეტა- და პარა-ნიტროფენოლში ასოციატები მიიღება მოლეკულათშორისი წყალბადური ბმებით:



ორთო-ნიტროფენოლი პარა-ნიტროფენოლი

შიგამოლეკულური წყალბადური ბმები ხორციელდება ცილებში. წყალბადური ბმები დიდ როლს ასრულებს ცილების მეორეული სტრუქტურისა და დეზოქსირიბონუკლეინმჟავების „ორმაგი სპირალის" ჩამოყალიბებაში.

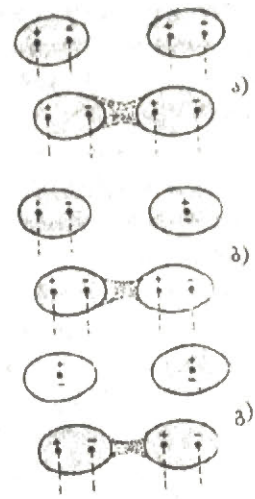
წყალბადური ბმები, მათი მცირე ენერგიის გამო, ადვილად წარმოიქმნება და ასევე ადვილად წყდება, რაც ბიოქიმიურ პროცესებში მონაწილე მრავალ ბიოლოგიურად აქტიურ ნივთიერების სპეციფიკურ მოქმედებას უზრუნველყოფს.

§3.5. მოლეკულათშორისი ურთიერთქმედება

ნეიტრალურ ატომებს ან მოლეკულებს შორის აირად, თხევად მდგომარეობაში, ან მოლეკულებს შორის მოლეკულურ კრისტალებში (იხ. §3.6) იმ მანძილებზე, რომელიც აღემატება თვით ნაწილაკების ზომებს და რომელზეც ჩვეულებრივი ქიმიური ურთიერთქმედება ქრება, მოქმედებს ძალიან სუსტი მიზიდვის ძალები. მათ მოლეკულათშორისი ურთიერთქმედების ანუ ვან-დერ-ვაალსური ძალები ეწოდება, ვინაიდან ასეთი ძალების არსებობაზე აირებში პირველად მიუთითა ჰოლანდიელმა ფიზიკოსმა ი. ვან-დერ-ვაალსმა. მათი ბუნების გარკვევა შესაძლებელი გახდა ნივთიერების აღნაგობის შესწავლის შემდეგ. დადგინდა, რომ ისეთი მოლეკულების ურთიერთქმედება, რომლებშიც სავალენტო ორბიტალები მთლიანად გამოყენებულია ატომებს შორის ქიმიური ბმების წარმოქმნაზე, დაკავშირებული არ არის ელექტრონების გაცემა-შეძენასთან (იონური ბმის ანალოგიურად), ან საზიარო ელექტრონული წყვილის წარმოქმნასთან (კოვალენტური ბმის ანალოგიურად). იგი მოქმედებს მანძილებზე, რომელიც გამორიცხავს ელექტრონული ორბიტალების გადაფარვას, ე.ი. ქიმიური ძალების გამოვლენას. მაშასადამე, ვან-დერ-ვაალსური ძალები განსხვავდება ქიმიური ძალებისაგან. გამოკვლევებმა აჩვენა, რომ ვან-დერ-ვაალსური ძალებიც ელექტრონული ბუნებისაა, მაგრამ განპირობებულია მოლეკულის პოლარობით ან პოლარიზებით. ეს ძალები სამი ეფექტის – ორიენტაციულის, ინდუქციურისა და დისპერსიულის მოქმედების შედეგია. თითოეული კი სხვადასხვა წარმოშობის დიპოლურ ურთიერთქმედებასთან არის დაკავშირებული.

$$E = E_{ორ.} + E_{ინდ.} + E_{დისპ.}$$

პოლარულ მოლეკულებში ვან-დერ-ვაალსური ძალები ალიძრება დიპოლების ელექტროსტატიკური მიზიდვის შედეგად (სურათი 3.22). დიპოლები ორიენტირდება ერთმანეთის მიმართ საწინააღმდეგო პოლუსებით. ერთი დიპოლის დადებითი ბოლო მიიზიდება მეორე დიპოლის უარყოფითი ბოლოთი და პირიქით. რაც უფრო დიდია მოლეკულის პოლარობა, ე.ი. რაც უფრო დიდია დიპოლის ელექტრული მომენტი, და რაც უფრო მცირეა მანძილი დიპოლებს შორის, მით უფრო ძლიერია დიპოლ-დიპოლური ურთიერთქმედება. პოლარულ მოლეკულებს შორის აღძრულ მიზიდვის ძალებს, რომლებიც განპირობებულია მუდმივი დიპოლების ურთიერთქმედებით, ორიენტაციულ ძალებს უწოდებენ. ორიენტაციული ძალები მნიშვნელოვან როლს ასრულებს პოლარული მოლეკულების (H_2O, NH_3, HCl და სხვ.) მოლეკულათშორის ურთიერთქმედებაში. ტემპერატურის გაზრდა მოლეკულების სითბური მოძრაობის გაძლიერების გამო არღვევს დიპოლების ურთიერთორიენტაციას და ასუსტებს დიპოლ-დიპოლურ ურთიერთქმედებას.



სურათი 3.22. მოლეკულების ურთიერთქმედება: ა-ორიენტაციული; ბ-ინდუქციური; გ-დისპერსიული

პოლარული და არაპოლარული მოლეკულების ურთიერთქმედება განსხვავებულია. პოლარული მოლეკულის გავლენით არაპოლარული მოლეკულა განიცდის პოლარიზაციას, მასში დადებითი და უარყოფითი მუხტების სიმძიმის ცენტრები სცილდება ერთმანეთს, რადგან ელექტრონული ღრუბელი და ატომბირთვი საწინააღმდეგო მიმართულებით გადაადგილდება. შედეგად, არაპოლარულ მოლეკულაში აღიძრება ინდუცირებული დიპოლი, რომელიც ურთიერთქმედებს პოლარული მოლეკულის დიპოლთან (იხ. სურათი 3.22). მუდმივი და ინდუცირებული დიპოლების ურთიერთქმედებით განპირობებულ მიზიდვის ძალებს ინდუქციურ ძალებს უწოდებენ. მაშასადამე, ინდუქციური ეფექტი დაკავშირებულია გარემომცველი დიპოლებით მოლეკულის პოლარიზაციასთან. ანალოგიური მოვლენა შეიმჩნევა პოლარული მოლეკულებისთვისაც. ამ შემთხვევაში ინდუქციური ეფექტი ემატება დიპოლ-დიპოლურ ურთიერთქმედებას, რის შედეგადაც იზრდება ურთიერთმიზიდვა. ინდუქციური ურთიერთქმედების ენერგია მატულობს დიპოლის ელექტრული მომენტის და პოლარიზების ზრდისას და მკვეთრად მცირდება დიპოლებს შორის მანძილის გაზრდით.

ორიენტაციული ურთიერთქმედებისაგან განსხვავებით, ინდუქციური ურთიერთქმედება დამოკიდებული არ არის ტემპერატურაზე, რადგან მას ადგილი აქვს სივრცეში მოლეკულების ნებისმიერი განლაგების დროს. ინდუქციური ძალები 10-20-ჯერ უფრო სუსტია ორიენტაციულ ძალებზე. შედარებით ძლიერი ინდუქციური ურთიერთქმედება შეიმჩნევა ისეთი მოლეკულებისათვის, რომელთაც ძლიერი პოლარიზება ახასიათებთ. რაც უფრო ნაკლებია მოლეკულის პოლარობა, მით უფრო პოლარიზებადია ის. წყლის დიპოლის ელექტრული მომენტი აღემატება ამიაკისას, მაგრამ ამ უკანასკნელის პოლარიზება მეტია, ამიტომ ინდუქციური ეფექტის ფარდობითი წილი ჯამურ მოლეკულათშორის ურთიერთქმედებაში ამიაკისათვის მეტია, ვიდრე წყლისათვის.

არაპოლარულ მოლეკულებს არ გააჩნია მუდმივი დიპოლი და მათ შორის თითქოს არავითარი მიზიდვის ძალები არ უნდა არსებობდეს, მაგრამ მაშინ წნევის გაზრდით და ტემპერატურის შემცირებით ვერ მივაღწევდით მათ გათხევადებას. ეს იმის მაჩვენებელია, რომ ასეთ მოლეკულებს შორისაც მოქმედებს მიზიდვის ძალები.

თუ განვიხილავთ ატომს, როგორც ბირთვისა და ელექტრონისაგან შემდგარ სისტემას, მაშინ ყოველ მომენტში ბირთვისა და ელექტრონული ღრუბლის მუხტების სიმძიმის ცენტრების არათანხვედრის გამო წარმოიქმნება მყისიერი დიპოლი. ასეთი დიპოლების რიცხვი ატომში ელექტრონების რიცხვის ტოლია

ყოველი დიპოლი მოახდენს გავლენას მეზობელ ატომსა თუ მოლეკულაში ასეთივე მყისიერი დიპოლების ორიენტაციაზე (სურათი 3.22). მყისიერი დიპოლები არსებობს დროის მეტად მცირე მონაკვეთის განმავლობაში. დიპოლების მიმართულება ელექტრონების მოძრაობის მიმართულების შესაბამისად განუწყვეტლივ იცვლება, მაგრამ ყოველ მომენტში ადგილი ექნება კვლავ შეთანხმებულ ორიენტაციას: დიპოლები კვლავ საწინააღმდეგო ნიშნის პოლუსებით განლაგდება ერთმანეთის ირგვლივ და ერთმანეთთან მიიზიდება (სურათი 3.22). მყისიერი დიპოლების ურთიერთქმედებით განპირობებულ ძალებს უწოდებენ დისპერსიულ ძალებს. რადგან ელექტრონების მოძრაობაზე ტემპერატურა არ ახდენს შესამჩნევ გაელენას, ამიტომ დისპერსიული ურთიერთქმედებაც არ არის დამოკიდებული ტემპერატურაზე. დისპერსიული ძალები იზრდება ატომსა თუ მოლეკულაში ელექტრონების რიცხვის გადიდებისას. სწორედ ამ მიზეზის გამო იზრდება მოლეკულათშორისი ურთიერთქმედება ატომური ნომრის ზრდასთან ერთად ჰალოგენების ქვეჯგუფში F_2-დან I_2-კენ, ინერტული აირების ქვეჯგუფში – He-დან Xe-კენ.

მაშასადამე, მოლეკულათშორისი ურთიერთქმედება განპირობებულია ორიენტაციული, ინდუქციური და დისპერსიული ძალებით და თითოეული მათგანის წილი განისაზღვრება ურთიერთქმედებაში მყოფი მოლეკულების თვისებებით – პოლარობით და პოლარიზებით. მოლეკულათშორის ურთიერთქმედებაში განსაკუთრებით დიდი მნიშვნელობა ენიჭება დისპერსიულ ძალებს, მიუხედავად იმისა, რომ ეს ძალები გაცილებით სუსტია, ვიდრე ორიენტაციული და ინდუქციური ძალები, მათ უნივერსალური ხასიათი აქვთ და მოქმედებენ ნებისმიერ ატომებსა თუ მოლეკულებს შორის, ამ უკანასკნელთა აღნაგობის მიუხედავად. ამასთან, არაპოლარული მოლეკულებისათვის დისპერსიული ძალებით მიზიდვა მოლეკულათშორისი ურთიერთქმედების ერთადერთი სახეა.

მოლეკულათშორისი ურთიერთქმედების ძალის ფარდობით სიდიდეზე შეიძლება ვიმსჯელოთ აირების გათხევადების ტემპერატურის მიხედვით: რაც უფრო სუსტია მოლეკულათშორისი ურთიერთქმედება აირის მოლეკულებს შორის, მით უფრო ძნელად გადადის თხევად მდგომარეობაში. ყველაზე ძნელად თხევადდება ინერტული აირები: ჰელიუმი – ძლივ დაბალ ტემპერატურაზე, რომელიც უახლოვდება აბსოლუტურ ნულს – 4 K (-269°C), ნეონი – 27K (-246°C), არგონი – 88 K (-185°C), კრიპტონი – 121 K (-152°C), ქსენონი – 165K (-108°C). როგორც ვხედავთ, ინერტულ აირებში ატომური ნომრის ზრდასთან ერთად იზრდება მოლეკულათშორისი ურთიერთქმედების ძალა, რაც ადვილებს მათ გათხევადებას.

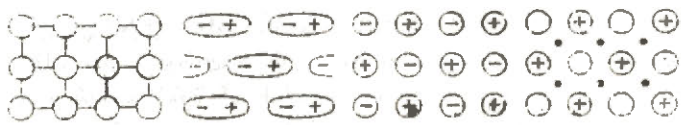
§3.6. კრისტალური სტრუქტურები

ნივთიერებებს მყარ მდგომარეობაში უპირატესად კრისტალური აღნაგობა აქვს. განსხვავებით აირებისა და ხსნარებისაგან, მყარ ნივთიერებათა ნაწილაკებს მხოლოდ რხევითი მოძრაობა შეუძლია წონასწორული მდგომარეობის მახლობლად. თუ მათ წერტილებით გამოვსახავთ, სივრცეში ისინი კანონზომიერად განლაგდებიან და მათი წარმოსახვითი შეერთებით ამა თუ იმ სახის სივრცითი მესერი მიიღება. სივრცეში ნაწილაკების მოწესრიგებული განლაგება ექსპერიმენტულად მტკიცდება. ნაწილაკების ბუნებისა და ნაწილაკებს შორის ბმის ხასიათის

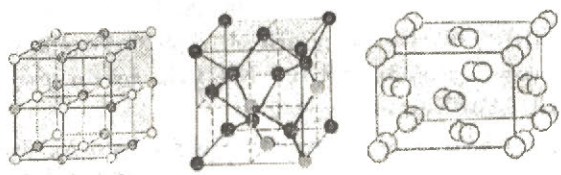
მიხედვით არჩევენ მყარ ნივთიერებათა სტრუქტურის ოთხ ძირითად სახეს: ატომურს, მოლეკულურს, ლითონურს და იონურს (იხ. სურათი 3.23).

ატომური სტრუქტურის შემთხვევაში მესრის კვანძებში ცალკეული ატომებია განლაგებული. ისინი ერთმანეთს უკავშირდებიან კოვალენტური ბმებით, რის გამოც ცალკეული მოლეკულა არ მიიღება და მთელი კრისტალი განიხილება როგორც ერთიანი გიგანტური მაკრომოლეკულა. ატომური სტრუქტურის ტიპური მაგალითია ალმასი – ნახშირბადის ერთ-ერთი ალოტროპიული მოდიფიკაცია. ალმასი შედგება ნახშირბადის ატომებისაგან, რომელთაგან თითოეული დაკავშირებულია კოვალენტური ბმებით ოთხ ატომთან ტეტრაედრის წვეროების მიმართულებით (იხ. სურათი. 3.24 ბ). **უახლოესი მეზობელი ნაწილაკების რიცხვს, რომელიც გარს ერტყმის მოცემულ ნაწილაკს კრისტალში, კოორდინაციული რიცხვი ეწოდება.** ნახშირბადის კოორდინაციული რიცხვი ალმასში ოთხის ტოლია. ატომური სტრუქტურით ხასიათდება ასევე Si, B, Ge, SiO_2 და სხვ. ატომური სტრუქტურის მქონე ნივთიერებებს აქვს ლღობის მაღალი ტემპერატურა (მაგალითად, ალმასი ლღვება 3500°C-ზე ზემოთ), დიდი სიმტკიცე, სიმაგრე და სითხეებში პრაქტიკულად უხსნადია.

მოლეკულური სტრუქტურის კრისტალებში მესრის კვანძებში არაპოლარული ან პოლარული მოლეკულებია, რომლებიც ერთმანეთთან დაკავშირებულია შედარებით სუსტი მოლეკულათშორისი (ვან-დერ-ვაალსური) ძალებით ან წყალბადური ბმებით. ამიტომ მოლეკულური სტრუქტურის ნივთიერებებს აქვს დაბალი ლღობის ტემპერატურა, მცირე სიმაგრე, ადვილად აქროლადი და წყალში უხსნადი, ან მცირედ ხსნადებია. მოლეკულური სტრუქტურის მქონე ნივთიერებები ძალიან ბევრია: ყინული, მყარ მდგომარეობაში ნახშირბად (IV)-ის ოქსიდი, ჰალოგენწყალბადები, მარტივი ნივთიერებები – ინერტული აირები, H_2, O_2, N_2, ჰალოგენები, ასევე P_4, S_8 და ორგანული ნაერთების უმრავლესობა.



სურათი 3.23. მყარი ნივთიერების სტრუქტურის ძირითადი ტიპები



ა ბ გ

სურათი 3.24: ა) იონების განლაგება NaCl-ის კრისტალში
ბ) ატომთა განლაგება ალმასში
გ) მოლეკულების განლაგება იოდის კრისტალში

ოთახის ტემპერატურაზე უმეტეს ნივთიერებათა მოლეკულური სტრუქტურები დაშლილია და ნივთიერება თხევად ან აირად მდგომარეობაშია, მაგალითად, H_2, O_2, N_2, F_2, Cl_2, Br_2, ინერტული აირები, CO_2, HCl.

იონური ნაერთები ქმნის იონურ სტრუქტურას, სადაც მესრის კვანძებში საპირისპიროდ დამუხტული იონებია განლაგებული. მაგალითად, ნატრიუმის ქლორიდის კრისტალში ნატრიუმის თითოეული იონი გარშემორტყმულია ექვსი ქლორიდ-იონით, ხოლო თითოეული ქლორიდ-იონი – ნატრიუმის ექვსი იონით. ე.ი. კრისტალში თითოეული იონის კოორდინაციული რიცხვი 6-ის ტოლია (სურათი 3.24 ა).

იონურ კრისტალში არ შეიძლება გამოვყოთ ცალკეული იონური მოლეკულები, ისინი არ არსებობენ და მთელი კრისტალი, ატომური კრისტალის ანალოგიურად, განიხილება როგორც გიგანტური მაკრომოლეკულა, რომელიც აგებულია საწინააღმდეგოდ დამუხტული იონებისგან. იონებს შორის ბმები მტკიცეა, ამიტომ იონური სტრუქტურის ნივთიერებებს გააჩნია შედარებით დიდი სიმაგრე, ძნელად ლღობადები და ნაკლებაქროლადებია. ისინი ადვილად იხსნებიან პოლარულ გამხსნელებში, მაგალითად, წყალში. იონური სტრუქტურა აქვთ მარილებს (CsI, Na_2SO_4 და სხვ.), ტუტეებს (NaOH, KOH და სხვ.).

ლითონები მყარ მდგომარეობაში ქმნის ლითონურ სტრუქტურას, რომლის მესრის კვანძებში განლაგებულია ნეიტრალური ატომები და დადებითად დამუხტული იონები, ერთმანეთთან დაკავშირებული თავისუფლად გადაადგილებადი, განზოგადებული ელექტრონებით. ატომებს შორის ხორციელდება ლითონური ბმა და მთლიანად კრისტალი აქაც განიხილება ერთიან გიგანტურ ნაწილაკად. თავისუფალი ელექტრონების არსებობა ყველა ლითონის საერთო თვისებებს განაპირობებს (იხ. §11.1).

§3.7. ვალენტობა და ქიმიური ბმა

ელემენტის ვალენტობა (ლათ. valentia – ძალა) ქიმიის ფუნდამენტურ ცნებებს მიეკუთვნება. წარმოდგენა ვალენტობაზე ქიმიაში შემოიტანა ინგლისელმა ქიმიკოსმა ე. ფრანკლენდმა 1853 წელს. ნივთიერებათა გარდაქმნების შესწავლისას მან შენიშნა, რომ ერთი ელემენტის ატომი უერთდება სხვა ელემენტის ატომთა განსაზღვრულ რაოდენობას. ამიტომ ვალენტობა ეწოდა ატომის უნარს, ქიმიური ნაერთის წარმოქმნისას შეუერთდეს ან ჩაენაცვლოს სხვა ატომების ან ატომთა ჯგუფების განსაზღვრულ რიცხვს.

წყალბადის ატომს არ შეუძლია შეერთოს სხვა ელემენტის ერთ ატომზე მეტი. თუ წყალბადის ვალენტობას ერთეულად მივიღებთ, მაშინ ვალენტობის რაოდენობითი საზომი იქნება წყალბადნაერთის (EH_x) წარმოქმნისას ელემენტის მიერ მიერთებული წყალბადის ატომთა რიცხვი (X). მაგალითად, ნაერთებში: HCl, H_2O, NH_3, CH_4, ქლორი ერთვალენტიანია, ჟანგბადი – ორ-, აზოტი – სამ, ნახშირბადი ოთხვალენტიანი.

ელემენტების დიდი ნაწილი არ წარმოქმნის წყალბადნაერთებს, მაგრამ გვაძლევს ოქსიდებს. ამიტომ ელემენტის ვალენტობა შეიძლება განისაზღვროს ოქსიდის (E_2O_x) წარმოქმნისას ელემენტის მიერ მიერთებული ჟანგბადის ატომთა რიცხვით (x). ამ ნაერთებში ვალენტობის განსაზღვრისას გამოიყენება შემდეგი მარტივი წესი: ბინარულ ნაერთში ერთი ელემენტის ყველა ატომის ვალენტობის ერთეულთა ჯამი (ატომთა რიცხვის ნამრავლი ვალენტობაზე) ტოლია მეორე ელემენტის ყველა ატომის ვალენტობის ერთეულთა ჯამისა. ამის გათვალისწინებით ნაერთებში: Na_2O, CaO, Al_2O_3, SiO_2, P_2O_5, SO_3, Mn_2O_7, OsO_4 შესაბამისი ელემენტების ვალენტობა იცვლება 1-დან 8-მდე.

წარმოდგენამ ვალენტობაზე მნიშვნელოვანი როლი შეასრულა ქიმიური აღნაგობის თეორიის ჩამოყალიბებასა და ქიმიურ ელემენტთა პერიოდული სისტემის შექმნაში.

ქიმიური ბმის თეორიის განვითარებასთან ერთად ვალენტობის ცნება გაღრმავდა. **ვალენტობა ეწოდა ქიმიური ელემენტის ატომის უნარს, წარმოქმნას კოვალენტური ბმების განსაზღვრული რიცხვი.** ის განისაზღვრება ელემენტის ატომის გაუწყვილებელი ელექტრონების რიცხვით ძირითად და აღგზნებულ მდგომარეობაში.

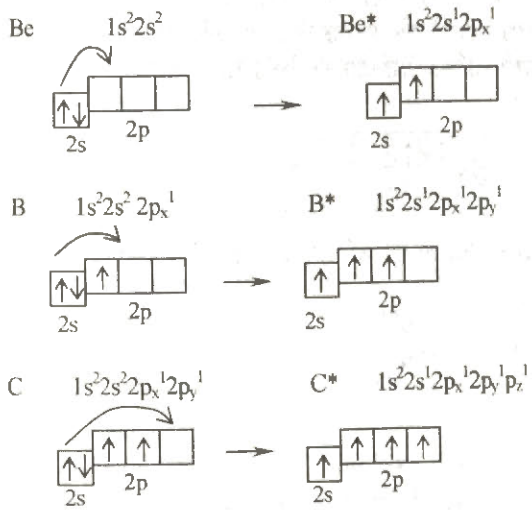
ვინაიდან წყალბადის ატომს ერთი გაუწყვილებელი ელექტრონი აქვს, ის ერთვალენტიანია.

ჰელიუმს ნორმალურ მდგომარეობაში არა აქვს გაუწყვილებელი ელექტრონი. მისი ელექტრონული წყვილის გათიშვა და ერთი ელექტრონის მომდევნო ენერგეტიკულ დონეზე გადასვლა ქიმიური გარდაქმნების პირობებში არ ხორციელდება, ვინაიდან ასეთი აღგზნება 1s→2s დიდ ენერგიას მოითხოვს, რაც არ კომპენსირდება ქიმიური ბმების დამყარებისას გამოყოფილი ენერგიით. ამიტომ ჰელიუმი ქიმიურ ნაერთებს არ წარმოქმნის.

აღგზნებისას ელექტრონების უფრო მაღალი ენერგიების ორბიტალებზე გადასვლას პრომოტირება ეწოდება.

ლითიუმს ნორმალურ მდგომარეობაში ერთი გაუწყვილებელი ელექტრონი აქვს; ის ერთვალენტიანია. პრომოტირებით მისი ვალენტური შესაძლებლობების ზრდა (1s→2p გადასვლა) არ ხორციელდება.

ბერილიუმის, ბორის, ნახშირბადის გარე ენერგეტიკულ დონეზე შესაბამისად 0, 1 და 2 გაუწყვილებელი ელექტრონია, მაგრამ ნაერთებში მათი ვალენტობა შესაბამისად 2-ის, 3-ის და 4-ის ტოლია. ამის მიზეზია პრომოტირება; თუ ელექტრონული წყვილის გათიშვისას ელექტრონი იმავე ენერგეტიკული დონის სხვა ქვედონეზე გადადის, დახარჯული ენერგია მთლიანად კომპენსირდება დამატებითი ბმების წარმოქმნისას გამოყოფილი ენერგიით:



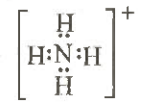
ამგვარად, ელემენტის ვალენტობა პერიოდულ სისტემაში მის მდებარეობასთან (ატომის ელექტრონული გარსის აღნაგობასთან) არის დაკავშირებული და, ამ ელემენტის უმაღლესი ვალენტობის მნიშვნელობა, უპირატესად, ჯგუფის ნომრის ტოლია.

მაგრამ მეორე პერიოდის ელემენტების – N, O, F უმაღლესი ვალენტობის მნიშვნელობა ამ ზოგადი წესით ვერ განისაზღვრება. აზოტს, ჟანგბადსა და ფტორს არა აქვს იმავე ენერგეტიკულ დონეზე თავისუფალი ორბიტალები, რის გამოც ამ ელემენტების ვალენტური შესაძლებლობების ზრდა ატომების აღგზნებისა და ელექტრონების იმავე დონის სხვა ქვედონის ორბიტალებზე გადასვლით ვერ ხორციელდება. შედეგად, ისინი ვერ ავლენენ ჯგუფის ნომრის ტოლ ვალენტობას.

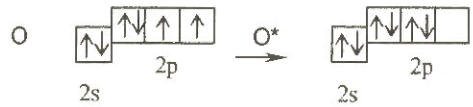
აზოტს სამი გაუწყვილებელი ელექტრონი აქვს. ის სამ ბმას ამყარებს და სამვალენტიანობას ავლენს:



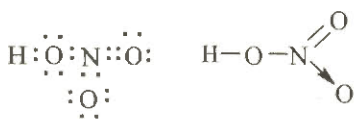
მეოთხე ბმის წარმოქმნა აზოტს შეუძლია დონორულ-აქცეპტორული მექანიზმით თავისუფალი ელექტრონული წყვილის ხარჯზე. მაგალითად, ამონიუმის იონში აზოტი ოთხვალენტიანია:



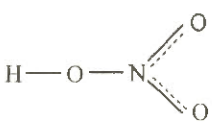
აზოტმჟავაში აზოტი სამი გაუწყვილებელი ელექტრონიდან ერთ-ერთი ელექტრონით ახორციელებს კოვალენტურ ბმას ჟანგბადის ატომთან, რომელიც მეორე გაუწყვილებელ ელექტრონს იყენებს წყალბადის ატომთან ბმის წარმოქმნისათვის. აზოტი დარჩენილი ორი გაუწყვილებელი ელექტრონით ორ კოვალენტურ ბმას ამყარებს ჟანგბადის მეორე ატომთან. აზოტის ატომს ალარ რჩება გაუწყვილებელი ელექტრონები ბმის დასამყარებლად, მაგრამ აქვს თავისუფალი ელექტრონული წყვილი, რომლის დახმარებითაც ახორციელებს ბმას დონორულ-აქცეპტორული მექანიზმით ჟანგბადის მესამე ატომთან, რომელსაც თავისუფალი ორბიტალი უჩნდება გაუწყვილებელი ელექტრონების ურთიერთგაწყვილების ხარჯზე (აღგზნებისას ასეთი გაწყვილება შესაძლებელია):



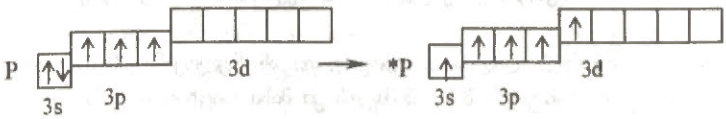
აქედან გამომდინარე, აზოტმჟავას ელექტრონული და გრაფიკული ფორმულებია:



დადგენილია, რომ აზოტის ატომის ბმები ჟანგბადის ორივე ატომთან ტოლფასია, ერთნაირია მათი სიგრძე და ენერგია. ამიტომ თვლიან, რომ მეოთხე, π-ბმის ელექტრონული სიმკვრივე თანაბრად გადანაწილებულია (დელოკალიზებულია) ჟანგბადის ორივე ატომზე, რაც შემდეგნაირად გამოისახება:



მაშასადამე, ოთხზე მაღალი ვალენტობის გამოვლენა აზოტს არ შეუძლია. იმავე ქვეჯგუფის ელემენტს ფოსფორსაც ელექტრონული გარსის გარე (მესამე) ენერგეტიკულ დონეზე სამი გაუწყვილებელი ელექტრონი აქვს, მაგრამ მას იმავე დონეზე აქვს თავისუფალი d-ორბიტალები. ატომის აღგზნებისას ერთი ელექტრონის 3s→3d გადასვლით ფოსფორის უმაღლესი ვალენტობა 5-ის, ჯგუფის ნომრის ტოლი ხდება.



ფოსფორი იძლევა ნაერთს PCl_5-ს, როცა იმავე ტიპის ნაერთი აზოტისათვის ცნობილი არ არის.

დონორულ-აქცეპტორული მექანიზმით წარმოიქმნება ჰიდროქსონიუმის იონიც, რომელშიც ჟანგბადი სამვალენტიანია:



ამგვარად, **ვალენტობა განისაზღვრება იმ ელექტრონული წყვილების საერთო რიცხვით, რომლითაც ატომი სხვა ატომებთან არის დაკავშირებული მოლეკულაში (ან იონში), მიუხედავად ამ საერთო ელექტრონული წყვილების წარმოქმნის მექანიზმისა.** ე.ი. ელემენტის ვალენტობა განისაზღვრება ორბიტალების რიცხვით, რომლებიც ამ ელემენტის ატომს შეუძლია გამოიყენოს ქიმიური ბმების დასამყარებლად. მათ ვალენტური ორბიტალები ეწოდებათ. ვალენტური შეიძლება იყოს: ა)ორბიტალები გაუწყვილებელი ელექტრონებით, ბ)ორბიტალები თავისუფალი ელექტრონული წყვილით, გ)თავისუფალი ორბიტალები.

ელემენტების ნაწილს მუდმივი ვალენტობა აქვს (წყალბადს, ფტორს, I ჯგუფის მთავარი ქვეჯგუფის და II ჯგუფის ელემენტებს), მაგრამ უმრავლესობისათვის ცვლადი ვალენტობაა დამახასიათებელი. მაგალითად, გოგირდს ძირითად მდგომარეობაში აქვს 2-ის ტოლი ვალენტობა, მაგრამ პრომოტირების (3p→3d და 3s→3d) ხარჯზე ავლენს ოთხ- და ექვსვალენტიანობას.

ქიმიური ბმის წარმოქმნაში მონაწილე ელექტრონებს სავალენტო ელექტრონები ეწოდება. s- და p- ელემენტებისათვის სავალენტოა გარე ენერგეტიკული დონის ელექტრონები, d-ელემენტებისათვის – გარე s- და გარესწინა ენერგეტიკული დონის d-ელექტრონები, f- ელემენტებისათვის – გარედან მესამე შრის f-ელექტრონებიც.

აუცილებელია ხაზი გაესვას იმ ფაქტს, რომ ზემოაღნიშნული შეეხება კოვალენტურ ნაერთებში ვალენტობის განსაზღვრას. დღეს ვალენტობის ცნების უნივერსალური განმარტება არ არსებობს. ქიმიური ბმის თეორიის თანახმად, თუ ბმის წარმოქმნა ფიზიკურ-ქიმიური მოვლენაა, ვალენტობა შეიძლებოდა განხილულიყო როგორც მისი რაოდენობითი მახასიათებელი, რასაც რეალურად აზრი აქვს მხოლოდ კოვალენტური ბმების შემცველი ნაერთებისათვის, ისიც არა ყველა შემთხვევაში. ამიტომ ქიმიაში შემოტანილია ჟანგვის ხარისხის ცნება, ფორმალური სიდიდე, რომელიც ავსებს ვალენტობის ცნებას და მის შემცვლელად გამოიყენება იონური ნაერთებისათვის. კომპლექსურ ნაერთებში (იხ. §13.5) კი იყენებენ კოორდინაციული რიცხვის ცნებას, რომლის მნიშვნელობა უმეტეს შემთხვევაში ალემატება კოვალენტურ ვალენტობას.

ამრიგად, კოვალენტურ ნაერთებში ვალენტობის განსაზღვრის წესის გადატანა სხვა ტიპის ბმების შემცველ ნაერთებზე მიზანშეწონილი არ არის.

§3.8. ჟანგვის ხარისხი

ჟანგვის ხარისხი, ვალენტობის ანალოგიურად, ქიმიის ძირითად ცნებებს მიეკუთვნება და ნაერთებში ატომის მდგომარეობას ახასიათებს.

ჟანგვის ხარისხი ეწოდება იონურ ნაერთებში – იონის მუხტს და პოლარულ კოვალენტურ ნაერთებში – ატომთა პირობით მუხტს, გათვლილს იმ დაშვებით, რომ ნივთიერება მხოლოდ იონებისაგან შედგება.

ჟანგვის ხარისხს შეიძლება ჰქონდეს დადებითი, უარყოფითი ან ნულოვანი მნიშვნელობა (ჟანგვის ხარისხის აღნიშვნისას ჯერ მუხტის ნიშანი, შემდგომ კი მისი რიცხვითი მნიშვნელობა იწერება).

ბინარულ იონურ ნაერთებში ელემენტის ჟანგვის ხარისხი იონის მუხტის ტოლია. მაგალითად:

$$\overset{+1\ -1}{NaCl} \qquad \overset{+2\ -1}{CaF_2} \qquad \overset{+3\ -2}{Al_2S_3}$$

არაპოლარული კოვალენტური ბმის შემცველ ნივთიერებებში, მაგალითად, მარტივ ნივთიერებებში – H_2, Cl_2, O_2, F_2, P_4, S_8, Fe, ასევე ნაერთებში CS_2, PH_3 და სხვ., ელემენტების ჟანგვის ხარისხი ნულის ტოლია.

პოლარულ-კოვალენტურ ნაერთებში ელემენტის ჟანგვის ხარისხი განისაზღვრება იმ პირობითი მუხტით, რომელიც წარმოიქმნებოდა მის ატომზე, ბმის წარმომქმნელი საზიარო ელექტრონული წყვილები მთლიანად რომ ყოფილიყო გადანაცვლებული უფრო ელექტროუარყოფითი ელემენტის ატომისაკენ. ასეთ ნაერთებში დადებით ჟანგვის ხარისხს ავლენს ატომი, რომლიდანაც გადაწეულია ელექტრონები, ხოლო უარყოფით ჟანგვის ხარისხს – ატომი, რომლისკენაც გადაწეულია ელექტრონები. მაგალითად:

$$\overset{+1\ -1}{HCl} \qquad \overset{+4\ -1}{CF_4}$$

მაშასადამე, ჟანგვის ხარისხი განისაზღვრება ნაერთებში ერთი ატომიდან მეორე ატომისკენ მთლიანად ან ნაწილობრივ გადაწეული ელექტრონების რიცხვით. მაგალითად, ქლორის ჟანგვის ხარისხი მარტივ ნივთიერებაში (Cl_2) ნულის ტოლია, ხოლო HCl და NaCl-ში –1-ის ტოლი.

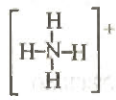
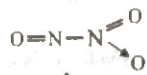
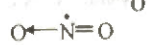
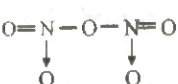
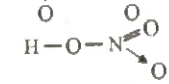
ყველა ნაერთში მუდმივი ჟანგვის ხარისხი აქვს ფტორს (-1), ტუტე ლითონებს (+1), II ჯგუფის ელემენტებს (+2, გარდა Hg-სა), III ჯგუფის მთავარი ქვეჯგუფის ელემენტებს (+3, გარდა Tl-სა). წყალბადის ჟანგვის ხარისხი ყველა ნაერთში +1-ის ტოლია, გარდა ლითონთა ჰიდრიდებისა (NaH, CaH_2 და სხვ.), სადაც ის –1-ია. ჟანგბადის ჟანგვის ხარისხი –2-ის ტოლია ნაერთთა უმრავლესობაში. გამონაკლისია ფტორთან ნაერთები – OF_2, O_2F_2, სადაც ჟანგვის ხარისხები, შესაბამისად, +2 და +1-ია, წყალბადისა და ლითონთა პეროქსიდები – H_2O_2, Na_2O_2, BaO_2 და სხვ., სადაც ის -1-ის ტოლია.

ყველა დანარჩენ ელემენტს ცვლადი ჟანგვის ხარისხი აქვს. მაგალითად, გოგირდის ჟანგვის ხარისხებია:

-2	H_2S, Na_2S
-1	FeS_2 $(S–S)^{-2}$
0	S_8
+2	SCl_2
+4	SO_2, H_2SO_3, Na_2SO_3
+6	SO_3, H_2SO_4, Na_2SO_4

ლითონები ყველა ნაერთში ავლენს მხოლოდ დადებით ჟანგვის ხარისხს, არალითონებმა კი, ფტორის გარდა, შეიძლება გამოავლინოს როგორც დადებითი, ისე უარყოფითი ჟანგვის ხარისხი. ეს დამოკიდებულია იმაზე, თუ რომელ ელემენტთან ახორციელებს ის ბმას: ელექტროუარყოფითობების მნიშვნელობათა ზრდის მიხედვით განლაგებულ ელემენტთა რიგში მარცხნივ მდებარე ელემენტი გასცემს (პირობითად) ელექტრონს, მარჯვნივ მდებარე კი – იერთებს. ატომი იერთებს იმდენ ელექტრონს, რამდენიც აკლია გარე შრის 8 ელექტრონამდე შევსებისათვის და ამის გამო, ძირითადად, მუდმივ უარყოფით ჟანგვის ხარისხს ავლენს. გაცემით კი – გასცემს გარე შრის ელექტრონებს მთლიანად ან ნაწილობრივ და ავლენს ცვლად დადებით ჟანგვის ხარისხს. მოცემული ელემენტის დადებითი ჟანგვის ხარისხის ყველაზე მაღალ მნიშვნელობას უწოდებენ უმაღლეს ჟანგვის ხარისხს და ის პერიოდულ სისტემაში ჯგუფის ნომრის ტოლია.

ვალენტობა და ჟანგვის ხარისხი სხვადასხვა ცნებებია. ეს უკანასკნელი პირობითი სიდიდეა. მისი განსაზღვრისათვის საკმარისია ნაერთის ქიმიური ფორმულის ცოდნა, მაშინ როცა, ვალენტობის დასადგენად აუცილებელია ნაერთში ქიმიური ბმების ხასიათის განსაზღვრა. ზშირად ვალენტობის და ჟანგვის ხარისხის მნიშვნელობები ერთმანეთს რიცხობრივად არ ემთხვევა. ამასთან, ვალენტობას, ჟანგვის ხარისხისაგან განსხვავებით, ნიშანი არა აქვს. მაგალითად, აზოტის ვალენტობა და ჟანგვის ხარისხი ქვემოთ მოყვანილ ნაერთებში ასეთია:

NH_3		3	-3
NH^+_4		4	-3
N_2		3	0
N_2O		3,4	+1
NO		2	+2
N_2O_3		3,4	+3
NO_2		3	+4
N_2O_5		4	+5
HNO_3		4	+5

ასევე განსხვავებული ჟანგვის ხარისხები, მაგრამ მუდმივი ვალენტობა (4-ის ტოლი) აქვს ნახშირბადს ორგანულ ნაერთებში. მაგალითად:

ნივთიერება	ჟანგვის ხარისხი
CH_4	-4
CH_4O	-2
CH_2O	0
CH_2O_2	+2

ნაერთში შემავალი ყველა ატომის ჟანგვის ხარისხების ალგებრული ჯამი ნულის ტოლია, ხოლო რთულ იონში – იონის მუხტის ტოლი. აქედან გამომდინარე, შესაძლებელია ნაერთში ერთ-ერთი ელემენტის ჟანგვის ხარისხის დადგენა, თუ ცნობილია დანარჩენი ელემენტების ჟანგვის ხარისხები. მაგალითად, $KMnO_4$-ში Mn-ის ჟანგვის ხარისხი (X) შემდეგნაირად გამოითვლება:

$$+1 + X + 4(-2) = 0$$

$$X = +7$$

არაორგანულ ნაერთთა ფორმულების შედგენა მიზანშეწონილია ჟანგვის ხარისხების (და არა ვალენტობების) გათვალისწინებით. მაგალითად:

$$\overset{+3\ \ -4}{Al_xC_y}$$

ელემენტთა სიმბოლოების ჩაწერის თანამიმდევრობა განისაზღვრება მათი ელექტროუარყოფითობით. ვერ იწერება ნაკლებელექტროუარყოფითი ელემენტი. ატომის აღნაგობის შესაბამისად სიმბოლოებს ზევით ეწერება ჟანგვის ხარისხები. ვინაიდან ნაერთში ატომთა ჟანგვის ხარისხების ალგებრული ჯამი ნულის ტოლია, ამიტომ:

$$+3x + (-4y) = 0$$

$$x : y = 4 : 3$$

ალუმინის კარბიდის ფორმულაა Al_4C_3.

კითხვები და სავარჯიშოები

1. რა არის ნებისმიერი ქიმიური ბმის წარმოქმნის მიზეზი? რა ენერგეტიკული ეფექტი მოყვება ამ პროცესს? მოიყვანეთ მაგალითები.
2. შეადგინეთ ელექტრონულ-იონური განტოლება ატომებისაგან შემდეგი იონური ნაერთების წარმოქმნისა: ა) CaF_2, ბ) Na_2S, გ) Al_2O_3.
3. რომელ ელემენტთა წყვილი იძლევა იონურ ნაერთს: ა) Na, O; ბ)P, S; გ)C, O; დ) Ba, I; ე)Sc, F?
4. რომელ ნაერთში – კალიუმის ფტორიდსა თუ ნატრიუმის ქლორიდში იქნება იონურობის ხარისხი უფრო მაღალი?
5. როგორი სახის ბმები გვხვდება შემდეგ ნაერთებში: $MgCl_2$, Cl_2, ZnS, Al_2O_3, O_2, HCl, HI, SCl_2, H_2O, H_2SO_4, CO_2?
6. შეიძლება თუ არა, რომ მარტივი ნივთიერების მოლეკულა იყოს პოლარული?
7. რით ჰგავს პოლარულ-კოვალენტური ბმა იონურს და რით განსხვავდება მისგან?
8. ქვემოთ ჩამოთვლილი ნაერთებიდან რომელი ნივთიერებისათვის არ სრულდება ოქტეტის წესი: NO_2, CF_4, SF_6, BCl, PCl_5, OF_2, XeF_2?
9. რას ეწოდება პრომოტორების ენერგია. რით კომპენსირდება ის? რა შემთხვევაშია ატომში ელექტრონების პრომოტირება შეუძლებელი და, პირიქით, ენერგეტიკულად ხელსაყრელი?
10. რით იყო განპირობებული ატომური ორბიტალების ჰიბრიდიზაციის თეორიის შემოტანა ქიმიაში და რაში მდგომარეობს ამ თეორიის ძირითადი არსი?
11. მოიყვანეთ შესაძლო ახსნა იმ ფაქტისა, რომ არსებობს: ა) Cl_2O_7 და არ არსებობს ClH_7, ბ) არსებობს N_2O_5 და არ არსებობს NH_5.

12. ამიაკის, წყლისა და მეთანის მოლეკულები იზოელექტრონულია ამონიუმ-იონთან. რატომაა, რომ პირველი სამი ელექტრონეიტრალურია, ხოლო უკანასკნელს მუხტი აქვს?
13. როგორაა დაკავშირებული ერთმანეთთან ბმის სიგრძე და ენერგია? მოიყვანეთ მაგალითები.
14. მოყვანილი იონებიდან – Ca^{2+}, K^+, F^-, Cl^-, რომელს აქვს ყველაზე დიდი რადიუსი?
15. რომელი ბმაა უფრო მტკიცე: ა) C-F თუ C-Br; ბ) C=O თუ C-O; გ) O-O თუ S-S; დ) S-H თუ Se-H? რა მოსაზრებას ემყარება თქვენი ვარაუდი?
16. განსხვავდება თუ არა S-O ბმის სიგრძეთა მნიშვნელობები სულფიტ-იონსა და გოგირდ(IV)-ის ოქსიდში? რომელ შემთხვევაშია ბმის ენერგია მეტი?
17. გამოსახეთ ქვემოთ ჩამოთვლილი იონების აღნაგობა: ClO^-, PO_4^{3-}, CN^-, NO^+, BF_4^-.
18. როგორი გეომეტრიული ფორმა აქვს ნაწილაკებს: SO_3^{2-}, SO_4^{2-}, H_2S, N_2O, H_2O_2?
19. რომელი ნივთიერების მოლეკულებია პოლარული: SO_2, CO_2, NH_3, BCl_3, CH_4, CH_3Cl, $C(CH_3)_4$, CF_4, H_2S, H_2O, HCl?
20. როგორ იცვლება ნაერთთა პოლარობა რიგში: HF, HCl, HBr, HI?
21. განმარტეთ, რატომ იწვევს $NH_3 + H^+ \longrightarrow NH_4^+$ რეაქცია HNH სავალენტო კუთხეების ცვლილებას?
22. როგორი უნდა იყოს ქიმიური ბმის ტიპი და იონის გეომეტრიული ფორმა BF_4^--ში?
23. რატომ არ წარმოიქმნება H_4O^{2+} იონი?
24. გაითვალისწინეთ ელემენტთა ელექტროუარყოფითობა და მიუთითეთ, როგორ იცვლება ბმის ხასიათი შემდეგ ნაერთებში: LiF, BeF_2, BF_3, CF_4, NF_3, OF_2, F_2.
25. რომელი მოლეკულაა უფრო მდგრადი: ა) H_2O თუ H_2S; ბ) NH_3 თუ PH_3; გ) BF_3 თუ BI_3?
26. მოიყვანეთ მაგალითები ისეთი მოლეკულებისა, რომლებიც შეიცავენ: ა) მხოლოდ ერთ σ–ბმას; ბ) ერთ σ– და ერთ π–ბმას; გ) ორ σ– და ერთ –π ბმას; დ) ორ σ– და ორ π–ბმას; ე) ერთ σ–და ორ π– ბმას; ვ) სამ σ– და ერთ π–ბმას;
27. რამდენ σ– და π– ბმას შეიცავს შემდეგი მოლეკულები: SF_6, CCl_4, SO_3, PCl_5, C_2H_4, C_2H_2?
28. როგორ ატომს ან იონს უწოდებენ ელექტრონული წყვილის დონორს ან აქცეპტორს? მოიყვანეთ მაგალითები.
29. როგორ შეიძლება აიხსნას ის ფაქტი, რომ, CaF_2 მაღალი ლღობის ტემპერატურის მქონე კრისტალური ნივთიერებაა, ხოლო $SnCl_4$ – აქროლადი სითხე?
30. რა პირობებში არა აქვს ადგილი აირებში მოლეკულათშორის ურთიერთქმედებას? ტემპერატურის შემცირებისა და წნევის გაზრდისას როგორ იცვლება ის და რატომ?
31. რა ნიშნებით შეიძლება მოლეკულური სტრუქტურის მქონე ნაერთებს მივაკუთვნოთ ნაფტალინი და ყინული?
32. ახსენით შემდეგ ნივთიერებათა რიგში დულილის ტემპერატურების (ატმოსფერულ წნევაზე) ცვლილების კანონზომიერება:

ნაერთი	CH_4	NH_3	H_2O
t^0,C	-164	-33	100

33. რატომ თხევადდება აირი ტემპერატურის დაწევისას? კიდევ უფრო დაბალ ტემპერატურაზე რატომ გადადის სითხე მყარ მდგომარეობაში?

34. ნატრიუმის ქლორიდის, ალუმინის ფოსფიდისა და მაგნიუმის სულფიდის კრისტალურ მესრებში დადებით და უარყოფით იონებს შორის დაახლოებით ერთნაირი მანძილებია. ამ ნაერთებიდან რომელს გააჩნია ყველაზე მაღალი ლღობის ტემპერატურა? პასუხი დაასაბუთეთ.

35. შეადარეთ ბმის სიმტკიცე ჟანგბადისა და წყალბადის ატომებს შორის წყლის მოლეკულაში, წყალბადისა და ჟანგბადის მოლეკულებს შორის, წყლის მოლეკულებს შორის.

36. რატომ არ შეიძლება ჰქონდეს მეორე პერიოდის რომელიმე ელემენტს ოთხზე მეტი ვალენტობა?

37. პერიოდული სისტემის რომელ ელემენტებს შეუძლია ცვლადი ვალენტობის გამომჟღავნება?

38. განსაზღვრეთ ელემენტთა ჟანგვის ხარისხები ნაერთებში: SiC, BN, $H_2C_2O_4$, $C_2H_6O_2$, $C_2H_{12}O_6$, : HCO_3, $[PtCl_6]^{2-}$, $[Fe(CN)_6]^{4-}$.

39. როგორია ნახშირბადის ვალენტობა და ჟანგვის ხარისხი შემდეგ ნაერთებში: CCl_4, C_2H_6, CH_3OH, HCHO, HCOOH, C_2H_5OH?

ქიმიური რეაქციების დახასიათება

§4.1. ქიმიური რეაქციების ტიპები

ქიმიური რეაქციები მრავალფეროვანია. მათი კლასიფიკაცია სხვადასხვა ნიშნის მიხედვით ხდება:

1. ურთიერთქმედების ხასიათის მიხედვით (დაშლის, შეერთების, ჩანაცვლების, მიმოცვლის);
2. სითბური ეფექტის მიხედვით (ეკზოთერმული, ენდოთერმული);
3. რეაქციის მიმდინარეობის მიმართულების მიხედვით (შეუქცევადი, შექცევადი);
4. ჟანგვის ხარისხის ცვლილების მიხედვით (ჟანგვა-აღდგენითი, არაჟანგვა-აღდგენითი).

ურთიერთქმედების ხასიათის ანუ რეაქციისათვის აღებული და რეაქციის შედეგად მიღებული ნივთიერებების შედგენილობისა და რიცხვის მიხედვით ქიმიური რეაქციები ოთხ ჯგუფად იყოფა: შეერთების, დაშლის, ჩანაცვლების და მიმოცვლის რეაქციები.

1. **შეერთების რეაქციები** ეწოდება ისეთ რეაქციებს, რომელთა შედეგადაც ორი ან რამდენიმე მარტივი ან რთული ნივთიერებიდან მიიღება ერთი ახალი ნივთიერება:

$$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$$
$$P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_4$$
$$4Fe(OH)_2 + O_2 + 2H_2O \rightarrow 4Fe(OH)_3$$

2. **დაშლის რეაქციები** ეწოდება ისეთ რეაქციებს, რომელთა შედეგადაც ერთი ნივთიერებიდან მიიღება ორი ან მეტი მარტივი ან რთული ნივთიერება:

$$2HgO \rightarrow 2Hg + O_2$$
$$Cu(OH)_2 \rightarrow CuO + H_2O$$
$$Cu_2(OH)_2CO_3 \rightarrow 2CuO + CO_2 + H_2O$$

3. **ჩანაცვლების რეაქციები** ეწოდება ისეთ რეაქციებს, რომელთა დროსაც მარტივი ნივთიერების ატომები ჩაენაცვლება ერთ-ერთი ელემენტის ატომებს რთულ ნივთიერებაში:

$$Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$$
$$Fe + CuSO_4 \rightarrow FeSO_4 + Cu$$
$$2KI + Cl_2 \rightarrow 2KCl + I_2$$

4. **მიმოცვლის რეაქციები** ეწოდება ისეთ რეაქციებს, რომელთა დროსაც ორი რთული ნივთიერება მიმოცვლის თავის შემადგენელ ნაწილებს ორი ახალი ნივთიერების წარმოქმნით:

$$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$$
$$2NaOH + CuSO_4 \rightarrow Cu(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$$
$$Na_3PO_4 + 3AgNO_3 \rightarrow Ag_3PO_4\downarrow + 3NaNO_3$$

§4.2. რეაქციის სითბური ეფექტი

ქიმიური რეაქციის მიმდინარეობის პროცესში საწყის ნივთიერებებში ხდება ქიმიური ბმების გაწყვეტა, რეაქციის პროდუქტებში კი – ახალი ბმების წარმოქმნა. ვინაიდან ქიმიური ბმების გაწყვეტისას ენერგია იხარჯება, ხოლო ახალი ბმების წარმოქმნისას ენერგია გამოიყოფა, ამ ენერგიებს შორის სხვაობის გამო ქიმიურ რეაქციებს ყოველთვის თან ახლავს ენერგიის შთანთქმა ან გამოყოფა სითბოს, სინათლის, წარმოქმნილი აირების გაფართოების მუშაობის სახით.

რეაქციებს, რომლებიც სითბოს გამოყოფით მიმდინარეობს, ეგზოთერმული (ბერძნ. „ეგზო" – გარეთ) რეაქციები ეწოდება, ხოლო სითბოს შთანთქმით მიმდინარე რეაქციებს – ენდოთერმული (ბერძნ. „ენდო" – შიგნით). მაგალითად, ნახშირის წვისას მხოლოდ რეაქციის დასაწყისშია საჭირო მისი გახურება, შემდგომ კი პროცესი სითბოს გამოყოფით მიმდინარეობს. წყლის დაშლისას კი ენერგიის მიწოდება (ელექტრული ენერგიის სახით) საჭიროა არა მარტო რეაქციის დასაწყისში, არამედ მთელი პროცესის განმავლობაში. პირველი რეაქცია ეგზოთერმულია, მეორე – ენდოთერმული.

რეაქციის შედეგად გამოყოფილ ან შთანთქმულ სითბოს რაოდენობას რეაქციის სითბური ეფექტი ეწოდება. ის გამოისახება კილოჯოულებში.

ქიმიის ნაწილს, რომელიც სწავლობს სხვადასხვა პროცესის სითბურ ეფექტს, თერმოქიმია ეწოდება, ხოლო ქიმიურ განტოლებებს, რომლებშიც მითითებულია რეაქციის სითბური ეფექტი – თერმოქიმიური განტოლებები. ამ განტოლებებში სითბურ ეფექტთან ერთად ნაჩვენებია აგრეთვე ნივთიერებათა აგრეგატული მდგომარეობა და ალოტროპიული მოდიფიკაცია. მაგალითად:

$$2H_{2(ა)} + O_{2(ა)} \rightarrow 2H_2O_{(ა)} + 484 \text{ კჯ}$$
$$2H_{2(ა)} + O_{2(ა)} \rightarrow 2H_2O_{(თხ)} + 573 \text{ კჯ}$$

მარტივი ნივთიერებებიდან 1 მოლი ნივთიერების წარმოქმნისას გამოყოფილ ან შთანთქმულ სითბოს რაოდენობას წარმოქმნის სითბოს ანუ წარმოქმნის ენთალპიას უწოდებენ (განზომილებაა კჯ/მოლი). ნივთიერების თბოშემცველობა ანუ ენთალპია (H) წარმოადგენს იმ ენერგიის საზომს, რომელიც ნივთიერებაში გროვდება მისი წარმოქმნისას. დავუშვათ, ქიმიური რეაქცია მიმდინარეობს შემდეგი განტოლებით:

$$A + B \rightarrow C + D$$

რეაქციის პროდუქტების წარმოქმნის ენთალპიების ჯამსა და საწყის ნივთიერებათა წარმოქმნის ენთალპიების ჯამს შორის სხვაობა იქნება ΔH, რომელიც წარმოადგენს ამ რეაქციის სითბურ ეფექტს. თუ $\Delta H < 0$, რეაქცია ეგზოთერმულია, ხოლო თუ $\Delta H > 0$ – ენდოთერმული.

ნაერთთა უმრავლესობა ხასიათდება წარმოქმნის ენთალპიის უარყოფითი მნიშვნელობით. მათ ეგზოთერმულ ნაერთებს უწოდებენ. შედარებით მცირეა ე.წ. ენდოთერმული ნაერთების რაოდენობა, რომელთა წარმოქმნის ენთალპიას დადებითი მნიშვნელობა აქვს. ეგზოთერმული ნაერთები ენდოთერმულთან შედარებით გაცილებით მდგრადებია.

ისტორიულად ათვლის ორი სისტემა ჩამოყალიბდა – თერმოქიმიური და თერმოდინამიკური. პირველში ეგზოთერმული რეაქციის სითბურ ეფექტს დადებითი ნიშანი აქვს, ენდოთერმულის კი – უარყოფითი. ნივთიერებები, რომლებიც მიიღება ენდოთერმული რეაქციის შედეგად, ენერგიით უფრო მდიდარია, ამიტომ თერმოდინამიკაში ნიშნების შებრუნებული სისტემაა მიღე-

ბული. ამასთან, სითბური ეფექტი გაიგივებულია სისტემის ენთალპიის ცვლილებასთან ($\Delta H = -Q$), ის განტოლებაში არ არის შეტანილი და ცალკეა მითითებული.

სხვადასხვა პროცესის ენერგეტიკული ეფექტების შედარების მიზნით თერმოქიმიურ გათვლებს აწარმოებენ 1 მოლი ნივთიერებისათვის სტანდარტულ (101325 პა, 298 K) პირობებში. სტანდარტული ენთალპიის ცვლილებას აღნიშნავენ ΔH^0_{298}, ან უბრალოდ ΔH^0-ით. განმარტებიდან გამომდინარე, მარტივი ნივთიერებების წარმოქმნის სითბო სტანდარტულ პირობებში ნულის ტოლია. რადგან წარმოქმნის სითბო დაკავშირებულია 1 მოლ ნივთიერებასთან, ამიტომ თერმოქიმიურ განტოლებაში სტექიომეტრული კოეფიციენტები ხშირად წილადით გამოისახება:

$$H_{2(გ)} + 1/2O_{2(გ)} \rightarrow H_2O_{(გ)}, \quad \Delta H^0 = -242 \text{ კჯ}$$
$$1/2N_{2(გ)} + 1/2O_{2(გ)} \rightarrow NO_{(გ)}, \quad \Delta H^0 = +90,4 \text{ კჯ}$$

პირდაპირი რეაქციის სითბური ეფექტი ტოლია შექცეული რეაქციის სითბური ეფექტისა საპირისპირო ნიშნით. მაგალითად:

$$1/2H_2 + 1/2Cl_2 \rightarrow HCl, \quad \Delta H^0 = -92,3 \text{ კჯ}$$
$$HCl \rightarrow 1/2H_2 + 1/2Cl_2, \quad \Delta H^0 = +92,3 \text{ კჯ}$$

მაშასადამე, თუ ნივთიერების წარმოქმნის რეაქცია ეგზოთერმულია, მისი დაშლა იქნება ენდოთერმული პროცესი და პირიქით.

თერმოქიმიის ძირითადი კანონია ჰერმან ჰესის კანონი, რომლის მიხედვით **მუდმივი წნევის ან მუდმივი მოცულობის პირობებში მიმდინარე რეაქციების სითბური ეფექტი არ არის დამოკიდებული გარდაქმნის შუალედურ სტადიებზე და განისაზღვრება მხოლოდ საწყისი ნივთიერებებისა და რეაქციის პროდუქტების ბუნებითა და მდგომარეობით.**

ჰესის კანონის თანახმად გრაფიტის CO_2-მდე ჟანგვისას მნიშვნელობა არა აქვს იმას, პროცესი ხორციელდება ერთ სტადიად:

$$C_{(გრაფიტი)} + O_{2(გ)} \rightarrow CO_{2(გ)}, \qquad \Delta H_1$$

თუ შუალედური საფეხურის გავლით:

$$C_{(გრაფიტი)} + 1/2O_{2(გ)} \rightarrow CO_{(გ)}, \qquad \Delta H_2$$
$$CO_{(გ)} + 1/2O_{2(გ)} \rightarrow CO_{2(გ)}, \qquad \Delta H_3$$

უკანასკნელი ორი განტოლების შეკრებით ვღებულობთ:

$$C_{(გრაფიტი)} + O_{2(გ)} \rightarrow CO_{2(გ)}, \quad \Delta H_2 + \Delta H_3$$

ამრიგად, $\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3$.

თუ ცნობილია ამ სამი რეაქციიდან ორის სითბური ეფექტი, მესამის გამოთვლა შესაძლებელია მარტივი ალგებრული მოქმედებით.

აქედან გამომდინარეობს, რომ, თუ რეაქცია მიდის რამდენიმე თანამიმდევრულ სტადიად, მაშინ ამ რეაქციის ენთალპიის ცვლილება ტოლია თითოეულ სტადიაზე ენთალპიის ცვლილებების ჯამისა, ე.ი. ენთალპიის ცვლილებები ადიტიურია.

ეს გარემოება მნიშვნელოვანია იმ თვალსაზრისით, რომ გვაძლევს იმ რეაქციათა სითბური ეფექტის გათვლის საშუალებას, რომელთა ექსპერიმენტული შესწავლა ძალიან ძნელი, ან შეუძლებელია.

მრავალი ნივთიერების წარმოქმნის სტანდარტული ენთალპია ცნობილია. თუ ის არ არის ექსპერიმენტულად დადგენილი, მისი გათვლა შესაძლებელია სხვა ნივთიერებების წარმოქმნის სტანდარტული ენთალპიების გამოყენებით, მათი კომბინაციით. ამისათვის მიზანშეწონილია გამოვიყენოთ ჰესის კანონიდან გამომდინარე შედეგები:

ა) ქიმიური რეაქციის სითბური ეფექტი რეაქციის პროდუქტების ჯამური წარმოქმნის ენთალპიებსა და საწყისი ნივთიერებების ჯამური წარმოქმნის ენთალპიების სხვაობის ტოლია (გათვლისას მხედველობაში მიიღება რეაქციის განტოლების სტექიომეტრული კოეფიციენტები). გათვლები წარმოებს სტანდარტული პირობებისათვის.

$$\Delta H^0 = \sum n\Delta H^0_{წარმ.}(პროდუქტები) - \sum m\Delta H^0_{წარმ.}(რეაგენტები),$$

სადაც ბერძნული ასო $\sum$ (სიგმა) აღნიშნავს შეკრების მათემატიკურ ოპერაციას, ხოლო m და n რეაგენტების და რეაქციის პროდუქტების სტექიომეტრული კოეფიციენტებია.

ბ) ქიმიური რეაქციის სითბური ეფექტი რეაქციისათვის აღებული ნივთიერებების ჯამური წვის ენთალპიების და მიღებული პროდუქტების ჯამური წვის ენთალპიების სხვაობის ტოლია. გათვლები ამ შემთხვევაშიც სტანდარტული პირობებისათვის წარმოებს.

$$\Delta H^0 = \sum n\Delta H^0_{წვ.}(რეაგენტები) - \sum m\Delta H^0_{წვ.}(პროდუქტები)$$

წვის სტანდარტული მოლური ენთალპია არის სტანდარტულ პირობებში აღებული 1 მოლი ნივთიერების სრული წვის სითბური ეფექტი.

§4.3. ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციები

§4.3.1 ზოგადი დახასიათება

ნივთიერებებში შემავალი ატომების ჟანგვის ხარისხის ცვლილების მიხედვით ქიმიური რეაქციები იყოფა ორ ჯგუფად – ჟანგვა-აღდგენით და არაჟანგვა-აღდგენით რეაქციებად.

არაჟანგვა-აღდგენითია რეაქციები, რომელთა მიმდინარეობისას მორეაგირე ნივთიერებებში შემავალი ატომების ჟანგვის ხარისხი არ იცვლება. ასეთია იონური მიმოცვლის რეაქციები, ზოგიერთი შეერთებისა და დაშლის რეაქცია. მაგალითად:

$$\overset{+2\ -1}{BaCl_2} + \overset{+1\ +6\ -2}{H_2SO_4} \longrightarrow \overset{+2\ +6\ -2}{BaSO_4} + \overset{+1\ -1}{2HCl}$$

$$\overset{+2\ -2\ +1\ +4\ -2}{(CuOH)_2CO_3} \longrightarrow \overset{+2\ -2}{2CuO} + \overset{+4\ -2}{CO_2} + \overset{+1\ -2}{H_2O}$$

რეაქციებს, რომლებიც მიმდინარეობს მორეაგირე ნივთიერებებში შემავალი ატომების ჟანგვის ხარისხთა ცვლილებით, ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციები ეწოდება.

$$\overset{-3\ +1}{4NH_3} + \overset{0}{5O_2} \longrightarrow \overset{+2\ -2}{4NO} + \overset{+1\ -2}{6H_2O}$$

$$\overset{+1\ -2\ \ +4\ -2}{2H_2S + SO_2} \longrightarrow \overset{0}{3S} + \overset{+1\ -2}{2H_2O}$$

ამ რეაქციების მიმდინარეობის დროს ხორციელდება ელექტრონების გადასვლა ერთი ატომიდან, მოლეკულიდან, ან იონიდან სხვა ატომზე, მოლეკულაზე, ან იონზე.

ატომის, მოლეკულის, ან იონის მიერ ელექტრონების გაცემის პროცესს ჟანგვა ეწოდება, ხოლო ელექტრონების მიერთების პროცესს – აღდგენა.

ატომს, მოლეკულას ან იონს, რომელიც გასცემს ელექტრონებს, აღმდგენი ეწოდება. რეაქციის დროს აღმდგენი იჟანგება:

$$Cu - 2e \rightarrow \overset{+2}{Cu} \qquad \overset{+2}{Fe} - e \rightarrow \overset{+3}{Fe}$$

$$2H_2O - 4e \rightarrow O_2 + 4H^+ \qquad 2Cl^- - 2e \rightarrow Cl_2$$

ატომს, მოლეკულას ან იონს, რომელიც იერთებს ელექტრონებს, მჟანგავი ეწოდება. რეაქციის დროს მჟანგავი აღდგება:

$$S + 2e \rightarrow S^{-2} \qquad Cl_2 + 2e \rightarrow 2Cl^-$$

$$2H_2O + 2e \rightarrow H_2 + 2OH^- \qquad Cu^{+2} + 2e \rightarrow Cu$$

ჟანგვას ყოველთვის თან ახლავს აღდგენა და პირიქით.

ელემენტთა პერიოდული სისტემის პერიოდებში მარცხნიდან მარჯვნივ მცირდება ატომის რადიუსი, იზრდება იონიზაციის ენერგია და სწრაფვა ელექტრონისადმი, რაც განაპირობებს აღმდგენი თვისებების შესუსტებას და მჟანგავი თვისებების გაძლიერებას. ასევე იცვლება თვისებები პერიოდული სისტემის მთავარ ქვეჯგუფებში ქვევიდან ზევით.

ლითონები ყოველთვის აღმდგენები არიან, არალითონები კი, ფტორის გარდა, რომელიც ყოველთვის მჟანგავია, შეიძლება იყოს როგორც მჟანგავი, ისე აღმდგენი. მაგალითად:

$$Fe + \overset{0}{S} \rightarrow \overset{-2}{FeS} \qquad \overset{0}{S} + O_2 \rightarrow \overset{+4}{S}O_2$$

პირველ რეაქციაში გოგირდი მჟანგავია, მეორეში – აღმდგენი. ყველაზე აქტიური მჟანგავია ფტორი, აღმდგენი კი – ცეზიუმი და ფრანციუმი.

რთული ნივთიერების ჟანგვა-აღდგენითი თვისებები დამოკიდებულია მის შედგენილობაში შემავალი იმ ელემენტის ატომის ჟანგვის ხარისხზე, რომელიც იცვლის მას რეაქციის მიმდინარეობისას. მაგალითად, აზოტმჟავაში (HNO_3) აზოტს აქვს უმაღლესი ჟანგვის ხარისხი (+5), რომლის გაზრდა ელექტრონების გაცემის ხარჯზე შეუძლებელია, ამიტომ აზოტმჟავა შეიძლება იყოს მხოლოდ მჟანგავი. ამიაკში (NH_3) აზოტს გააჩნია უმცირესი ჟანგვის ხარისხი (-3). მას ელექტრონების მიერთება აღარ შეუძლია და, აქედან გამომდინარე, ამიაკი შეიძლება იყოს მხოლოდ აღმდგენი. აზოტოვანმჟავას მარილები (მაგალითად, KNO_2) კი, პირობების მიხედვით, ამჟღავნებს როგორც მჟანგავ, ისე აღმდგენ თვისებებს, რადგან ამ ნაერთში აზოტს შუალედური ჟანგვის ხარისხი (+3) აქვს.

უმნიშვნელოვანესი აღმდგენებია: ლითონები, წყალბადი, ნახშირი, CO, H_2S, SO_2, H_2SO_3, HI, HBr, HCl, $SnCl_2$, $FeSO_4$, $MnSO_4$, $CrCl_3$, NH_3, NO, H_3PO_3, ალდეჰიდები, სპირტები, ჰიდრაზინმჟავა, მჟაუნმჟავა, გლუკოზა, ელექტრული დენი კათოდზე.

უმნიშვნელოვანესი მჟანგავებია: ჰალოგენები, O_2, O_3, $KMnO_4$, K_2MnO_4, $K_2Cr_2O_7$, H_2O_2, H_2SO_4 (კონც.), HNO_3, Ag_2O, PbO_2, Ag^+, Au^{+3}, ჰიპოქლორიტები, ქლორატები, ,,სამეფო წყალი'', ელექტრული დენი ანოდზე.

§4.3.2 ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციების კლასიფიკაცია

ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციები შეიძლება სამ ჯგუფად დაიყოს:

1. მოლეკულათშორისი; 2. შიგამოლეკულური; 3. დისპროპორციის.

1. მოლეკულათშორისი ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციების დროს მჟანგავი და აღმდგენი სხვადასხვა ნივთიერებაა. ამასთან, როგორც მჟანგავის, ისე აღმდგენის როლში შეიძლება იყოს სხვადასხვა ჟანგვის ხარისხის მქონე ერთი და იმავე ელემენტის ატომი:

$$2\overset{0}{Hg}+\overset{0}{O_2}\rightarrow 2\overset{+2-2}{HgO}$$

$$3\overset{+2}{Cu}O+2\overset{-3}{N}H_3\rightarrow 3\overset{0}{Cu}+\overset{0}{N_2}+3H_2O$$

$$5H\overset{-1}{Cl}+H\overset{+5}{Cl}O_3\rightarrow 3\overset{0}{Cl_2}+3H_2O$$

2. შიგამოლეკულური ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციები მიმდინარეობს ერთი და იმავე ნივთიერების სხვადასხვა ელემენტის ატომების ჟანგვის ხარისხების ცვლილებით. ამასთან, ნაერთში შემავალი მაღალი ჟანგვის ხარისხის მქონე ელემენტის ატომი ჟანგავს ამავე ნაერთში დაბალი ჟანგვის ხარისხის მქონე ელემენტის ატომს.

$$2K\overset{+5\ -2}{Cl}O_3\rightarrow 2K\overset{-1}{Cl}+3\overset{0}{O_2}$$

$$\overset{-3}{(NH_4)_2}\overset{+6}{Cr_2}O_7\longrightarrow \overset{0}{N_2}+\overset{+3}{Cr_2}O_3+4H_2O$$

ამავე ტიპს მიეკუთვნება რეაქციები, რომლებშიც მონაწილეობს სხვადასხვა ჟანგვის ხარისხის მქონე ერთი და იმავე ელემენტის ატომების შემცველი ნივთიერებები:

$$\overset{-3}{N}H_4\overset{+3}{N}O_2\rightarrow \overset{0}{N_2}+2H_2O$$

$$\overset{-3}{N}H_4\overset{+5}{N}O_3\rightarrow \overset{+1}{N_2}O+2H_2O$$

3. დისპროპორციის (თვითჟანგვა-თვითაღდგენის) რეაქციების მიმდინარეობისას ხორციელდება ერთნაირი ჟანგვის ხარისხის მქონე ერთი და იმავე ელემენტის ატომის ჟანგვის ხარისხის კლება-მატება. ცხადია, ასეთი რეაქციები ახასიათებს შუალედური ჟანგვის ხარისხის მქონე ატომის შემცველ ნივთიერებებს:

$$2\overset{+4}{NO_2}+H_2O\rightleftarrows \overset{+5}{HNO_3}+\overset{+3}{HNO_2}$$

$$\overset{0}{Cl_2}+H_2O\rightleftarrows \overset{-1}{HCl}+\overset{+1}{HClO}$$

$$\overset{+5}{4KClO_3}\longrightarrow \overset{+7}{3KClO_4}+\overset{-1}{KCl}$$

§4.3.3. ჟანგვა - აღდგენითი რეაქციების განტოლებების შედგენა

რეაქციათა განტოლებები ნივთიერებათა მასის მუდმივობის კანონის საფუძველზე იწერება. რადგან აღებულ და მიღებულ ნაერთებში ატომთა რიცხვი ერთნაირია, ხოლო ჟანგვის ხარისხების ჯამი – ნულის ტოლი, აღმდგენის მიერ გაცემული ელექტრონების რიცხვი მჟანგავთან მიერთებული ელექტრონების რიცხვის ტოლი უნდა იყოს.

ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციების განტოლებების შედგენისას საწყის ნივთიერებებში ჯერ იწერება აღმდგენი, შემდეგ მჟანგავი, ბოლოს კი ნივთიერება (თუ არის ასეთი), რომელიც არეს ქმნის. რეაქციის პროდუქტებში კი – ჯერ აღმდგენის ჟანგვის პროდუქტი, შემდეგ მჟანგავის აღდგენის პროდუქტი და ბოლოს სხვა პროდუქტები.

ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციების განტოლებების შედგენის ორი ძირითადი ხერხი არსებობს.

ა) ელექტრონული ბალანსის მეთოდი. ის დაფუძნებულია აღებულ და მიღებულ ნივთიერებებში ატომთა ჟანგვის ხარისხების შედარებაზე.

მეთოდი შემდეგ საფეხურებს მოიცავს:

1. რეაქციის სქემის შედგენა;
2. იმ ელემენტების განსაზღვრა, რომელთა ატომები იცვლიან ჟანგვის ხარისხს;
3. ჟანგვისა და აღდგენის პროცესების ელექტრონული განტოლებების შედგენა;
4. ელექტრონულ განტოლებებში ისეთი კოეფიციენტების შერჩევა, რომ აღმდგენის მიერ გაცემული ელექტრონების რიცხვი მჟანგავის მიერ მიერთებული ელექტრონების რიცხვის ტოლი იყოს;
5. მიღებული კოეფიციენტების გადატანა რეაქციის სქემაში;
6. რეაქციის სხვა პროდუქტებისათვის კოეფიციენტების შერჩევა.

ხშირ შემთხვევაში განტოლების შედგენის სისწორე მის მარცხენა და მარჯვენა ნაწილში ჟანგბადის ატომთა რიცხვის ტოლობით მოწმდება.

განვიხილოთ რამდენიმე მაგალითი:

$$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$$

$$\begin{array}{l|c} Mg^0 - 2e \rightarrow Mg^{+2} & 2 \\ O_2 + 4e \rightarrow 2O^{-2} & 1 \end{array}$$

$$6HI + KIO_3 \rightarrow 3I_2 + KI + 3H_2O$$

$$\begin{array}{l|c} I^- - e \rightarrow I & 5 \\ I^{+5} + 5e \rightarrow I & 1 \end{array}$$

$$Cu + 4HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$$

კონც.

$$\begin{array}{l|c} Cu^0 - 2e \rightarrow Cu^{+2} & 1 \\ N^{+5} + e \rightarrow N^{+4} & 2 \end{array}$$

$$5H_2S + 2KMnO_4 + 3H_2SO_4 \rightarrow 5S + 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 8H_2O$$

$$\begin{array}{l|c} S^{-2} - 2e \rightarrow S & 5 \\ Mn^{+7} + 5e \rightarrow Mn^{+2} & 2 \end{array}$$

$$C_6H_{12}O_6 + 4K_2Cr_2O_7 + 16H_2SO_4 \rightarrow 6CO_2 + 4Cr_2(SO_4)_3 + 4K_2SO_4 + 22H_2O$$

$$\begin{array}{l|c} 6C - 24e \rightarrow 6C^{+4} & 1 \\ 2Cr^{+6} + 6e \rightarrow 2Cr^{+3} & 4 \end{array}$$

ზოგჯერ გვხვდება რეაქციები, სადაც ორზე მეტი ელემენტის ატომი იცვლის ჟანგვის ხარისხს. ამ შემთხვევაში ცალ-ცალკე გამოითვლება მჟანგავების მიერ მიერთებული ელექტრონების საერთო რიცხვი და აღმდგენების მიერ გაცემული ელექტრონების საერთო რიცხვი, ხოლო შემდეგ კოეფიციენტები განხილული წესით შეირჩევა. მაგალითად:

$$4FeS_2 + 11O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3 + 8SO_2$$

$$\begin{array}{l|c} \left.\begin{array}{l} Fe^{+2} - e \rightarrow Fe^{+3} \\ (S_2)^{-2} - 10e \rightarrow 2S^{+4} \end{array}\right\} 11e & 4 \\ O_2 + 4e \rightarrow 2O^{-2} & 11 \end{array}$$

ბ) ელექტრონულ-იონური ბალანსის (ნახევარრეაქციების) მეთოდი.

ელექტრონული ბალანსის მეთოდი გამოიყენება როგორც აირად, ისე თხევად და მყარ ნივთიერებებს შორის მიმდინარე რეაქციების დროს, მაგრამ მოლეკულური განტოლებები არათვალსაჩინოდ ასახავს წყალხსნარებში ელექტროლიტების ჟანგვა-აღდგენითი პროცესის იონურ ხასიათს. ამიტომ, ასეთი რეაქციების განტოლებების შესადგენად იყენებენ ელექტრონულ-იონური ბალანსის მეთოდს, რომლის მიხედვითაც ჟანგვა და აღდგენა ცალ-ცალკე დამოუკიდებელ პროცესად განიხილება. თითოეული მათგანი მთლიანი პროცესის ნახევარს ასახავს, რის გამოც ამ მეთოდს ნახევარრეაქციების მეთოდსაც უწოდებენ.

თითოეული ნახევარრეაქციის დაწერისას ყურადღება უნდა მიექცეს შემდეგს: თუ საწყისი იონი (მოლეკულა) უფრო მეტ ჟანგბადს შეიცავს, ვიდრე რეაქციის პროდუქტი, მაშინ ჟანგბადის ჭარბი ატომები მჟავა არეში წყალბადის იონებს უკავშირდება წყლის წარმოქმნით, ნეიტრალურ და ტუტე არეში კი წყლის მოლეკულებით იბოჭება და ჰიდროქსიდ-იონები მიიღება.

თუ საწყისი იონი (მოლეკულა) ნაკლებ ჟანგბადის ატომს შეიცავს, ვიდრე რეაქციის პროდუქტი, მაშინ დანაკლისის შევსება ხორციელდება მჟავა და ნეიტრალურ არეში – წყლის მოლეკულების, ხოლო ტუტე არეში ჰიდროქსიდ-იონების ხარჯზე.

ჟანგბადის ატომების რაოდენობა საწყის იონში (მოლეკულაში)	არე		
სიჭარბე	მჟავა	ნეიტრალური	ტუტე
	$O^{-2} + 2H^+ \rightarrow H_2O$	$O^{-2} + H_2O \rightarrow 2OH^-$	$O^{-2} + H_2O \rightarrow 2OH^-$
დეფიციტი	$H_2O \rightarrow O^{-2} + 2H^+$	$H_2O \rightarrow O^{-2} + 2H^+$	$2OH^- \rightarrow O^{-2} + H_2O$

მხედველობაში უნდა მივიღოთ, რომ, ერთი მხრივ, თითოეულ ნახევარრეაქციაში იონთა მუხტების ჯამური ცვლილება რეაქციაში მონაწილე ელექტრონების რიცხვის ტოლი უნდა იყოს, ხოლო, მეორე მხრივ, ერთმანეთს უნდა უტოლდებოდეს აღმდგენის მიერ გაცემული და მჟანგავის მიერ მიერთებული ელექტრონების რაოდენობა.

ელექტრონულ-იონური ბალანსის მეთოდის უპირატესობა ის არის, რომ თითოეული ნახევარრეაქციის შედგენისას მხედველობაში მიიღება ხსნარში რეალურად არსებული იონები (მცირედ დისოცირებული, უხსნადი ან აირადი ნივთიერებები მოლეკულური ფორმით იწერება). ეს მეთოდი განსაკუთრებით მისაღებია ორგანულ ნაერთთა მონაწილეობით მიმდინარე რეაქციებისათვის, სადაც, ხშირ შემთხვევაში, ცალკეულ ელემენტთა ჟანგვის ხარისხების განსაზღვრაც კი რთულია.

ელექტრონულ-იონური ბალანსის მეთოდში ნათლად ჩანს არის, როგორც მთლიანი პროცესის აქტიური მონაწილის, როლი. ამასთან, ამ მეთოდის გამოყენებისას აუცილებელი არ არის ჟანგვისა და აღდგენის შედეგად მიღებული ნივთიერებების გარდა რეაქციის სხვა პროდუქტების ცოდნა.

განვიხილოთ ეს მეთოდი რამდენიმე მაგალითზე.

1. ცნობილია, რომ სპილენძი განზავებულ აზოტმჟავაში Cu^{2+}-მდე იჟანგება. მჟანგავია NO_3^- იონი, რომელიც აზოტ (II)-ის ოქსიდამდე აღდგება. ამ ინფორმაციის საფუძველზე შეიძლება დაიწეროს ორი ნახევარრეაქცია:

$$\begin{array}{l|l} Cu - 2e \rightarrow Cu^{2+} & 3 \\ NO_3^- + 4H^+ + 3e \rightarrow NO + 2H_2O & 2 \end{array}$$

თუ გავითვალისწინებთ აღმდგენის მიერ გაცემული და მჟანგავის მიერ მიერთებული ელექტრონების რიცხვის ტოლობას და შესაბამისი კოეფიციენტების გათვალისწინებით ამ ორ ნახევარრეაქციას შევაჯამებთ, მივიღებთ მიმდინარე ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციის შეკვეცილ იონურ განტოლებას:

$$3Cu + 2NO_3^- + 8H^+ \rightarrow 3Cu^{2+} + 2NO + 4H_2O$$

რეაქციის განტოლების მოლეკულური ფორმით ჩასაწერად შეკვეცილი იონური განტოლების მარცხენა მხარეს ყოველ იონს მის საპირისპირო იონს მივუწერთ. ეს უკანასკნელი უცვლელად გადადის მიღებული პროდუქტების შემადგენლობაში:

$$\begin{array}{r} 3Cu + 2NO_3^- + 8H^+ \rightarrow 3Cu^{2+} + 2NO + 4H_2O \\ \underline{6NO_3^- \rightarrow 6NO_3^-} \\ 3Cu + 8HNO_3 \rightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O \end{array}$$

2. თუ გოგირდწყალბადს გავატარებთ კალიუმის პერმანგანატის მჟავა ხსნარში, MnO_4^- იონის მოწითალო-ისფერი შეფერილობა ქრება (მიიღება Mn^{2+} იონი), ხოლო ხსნარი თავისუფალი გოგირდის გამოყოფის გამო იმღვრევა. ამ მონაცემების საფუძველზე შესაძლებელია დაიწეროს ორი ნახევარრეაქცია:

$$\begin{array}{rl} H_2S - 2e \rightarrow S + 2H^+ & \mid 5 \\ MnO_4^- + 8H^+ + 5e \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O & \mid 2 \end{array}$$

$$5H_2S + 2MnO_4^- + 16H^+ \rightarrow 5S + 10H^+ + 2Mn^{2+} + 8H_2O$$

$$\begin{array}{r} 5H_2S + 2MnO_4^- + 6H^+ \rightarrow 5S + 2Mn^{2+} + 8H_2O \\ \underline{2K^+ + 3SO_4^{2-} \rightarrow 2K^+ + 3SO_4^{2-}} \\ 5H_2S + 2KMnO_4 + 3H_2SO_4 \rightarrow 5S + 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 8H_2O \end{array}$$

3. ქრომ (III)-ის ქლორიდის ისფერ-მწვანე ხსნარზე ტუტე არეში ბრომის დამატებისას ხსნარი ყვითლად შეიღება. მიიღება CrO_4^{2-} იონი, ხოლო ბრომი ბრომიდ-იონად აღდგება.

$$\begin{array}{rl} Cr^{3+} + 8OH^- - 3e \rightarrow CrO_4^{2-} + 4H_2O & \mid 2 \\ \underline{Br_2 + 2e \rightarrow 2Br^-} & \mid 3 \end{array}$$

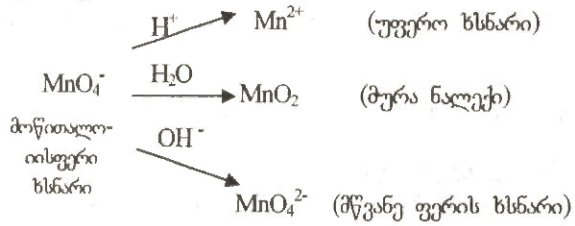
$$2Cr^{3+} + 16OH^- + 3Br_2 \rightarrow 2CrO_4^{2-} + 8H_2O + 6Br^-$$

$$\begin{array}{r} 6Cl^- + 16Na^+ \rightarrow 6Cl^- + 16Na^+ \\ \underline{\qquad\qquad\qquad\qquad} \\ 2CrCl_3 + 16NaOH + 3Br_2 \rightarrow 2Na_2CrO_4 + 6NaBr + 6NaCl + 8H_2O \end{array}$$

§4.3.4. არის გავლენა რეაქციის მიმდინარეობის ხასიათზე

ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციების მიმართულება დამოკიდებულია არეზე. მისი მოქმედებით შეიძლება შეიცვალოს ერთსა და იმავე ნივთიერებებს შორის რეაქციის მიმდინარეობის ხასიათი. მაგალითად, **კალიუმის პერმანგანატი** ჟანგვა-აღდგენით რეაქციებში არისგან დამოკიდებულებით სხვადასხვა ნივთიერებამდე აღდგება. მჟანგავია MnO_4^- იონი, რომელიც მჟავა არეში წარმოქმნის

Mn^{2+} კატიონს, ტუტე არეში – MnO_4^{2-} ანიონს, ხოლო ნეიტრალურ არეში ამფოტერული ოქსიდი – MnO_2 მიიღება.



ჟანგვა-აღდგენით რეაქციებში მჟავა არის შესაქმნელად გამოიყენება გოგირდმჟავა. მარილმჟავას და აზოტმჟავას იშვიათად იყენებენ, რადგან პირველი მჟავა ძლიერი აღმდგენია, მეორე კი ძლიერი მჟანგავი და შესაძლებელია თვით მათი მონაწილეობა ჟანგვა-აღდგენით პროცესებში. ტუტე არის შესაქმნელად გამოიყენება ნატრიუმის ან კალიუმის ჰიდროქსიდების ხსნარები.

ქვემოთ მოყვანილია ნატრიუმის ნიტრიტის კალიუმის პერმანგანატით დაჟანგვის რეაქციის განტოლებები
მჟავა არეში:

$$5NaNO_2 + 2KMnO_4 + 3H_2SO_4 \rightarrow 5NaNO_3 + 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 3H_2O$$

$$3NaNO_2 + 2KMnO_4 + H_2O \rightarrow 3NaNO_3 + 2MnO_2 + 2KOH$$

ტუტე არეში:

$$NaNO_2 + 2KMnO_4 + 2NaOH \rightarrow NaNO_3 + K_2MnO_4 + Na_2MnO_4 + H_2O$$

წყალბადის პეროქსიდი შეიძლება იყოს მჟანგავიც და აღმდგენიც. როდესაც მჟანგავია, მჟავა არეში ის აღდგება წყლის მოლეკულებამდე, ხოლო ნეიტრალურ და ტუტე არეში – ჰიდროქსიდ-იონამდე:

$$2FeSO_4 + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 2H_2O$$
$$2KI + H_2O_2 \rightarrow I_2 + 2KOH$$

ძლიერი მჟანგავებით კი თვით იჟანგება თავისუფალ ჟანგბადამდე:

$$5H_2O_2 + 2KMnO_4 + 3H_2SO_4 \rightarrow 5O_2 + 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 8H_2O$$

ქრომის მჟავათა მარილები ($K_2Cr_2O_7$, K_2CrO_4 და სხვ.), რომლებშიც ქრომი ავლენს უმაღლეს ჟანგვის ხარისხს (+6), ძლიერი მჟანგავებია მჟავა არეში და აღდგება Cr^{+3}-ის შემცველ ნაერთებამდე:

$$14HCl + K_2Cr_2O_7 \rightarrow 3Cl_2 + 2CrCl_3 + 2KCl + 7H_2O$$
$$3Na_2SO_3 + 2K_2CrO_4 + 5H_2SO_4 \rightarrow 3Na_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + 2K_2SO_4 + 5H_2O$$

ასევე ძლიერ მჟანგავ უნარს ავლენს ქრომ (VI)-ის ოქსიდი:

$$2CrO_3 + 2NH_3 \rightarrow N_2 + Cr_2O_3 + 3H_2O$$

ქრომის ნაერთები, სადაც ის ავლენს +2 და +3 ჟანგვის ხარისხს, ძლიერი აღმდგენებია ტუტე არეში და იჟანგება +6-მდე (CrO_4^{2-} იონებამდე):

$$2CrCl_3 + 3H_2O_2 + 10NaOH \rightarrow 2Na_2CrO_4 + 6NaCl + 8H_2O$$

ამ დროს არ ხდება $Cr_2O_7^{2-}$ იონის წარმოქმნა, რადგან ის ტუტე არეში CrO_4^{2-}-ში გადადის:

$$Cr_2O_7^{2-} + 2OH^- \rightleftarrows 2CrO_4^{2-} + H_2O$$

ჰალოგენების ჟანგბადიანი მჟავები და მათი მარილები ($HClO$, $KClO$, $KClO_3$, $NaBrO_3$, KIO_3 და სხვ.) ძლიერი მჟანგავებია. ისინი ალდგებიან შესაბამის ნაერთებამდე, რომლებშიც ქლორისა და ბრომის ჟანგვის ხარისხია -1, ხოლო იოდისა – 0. მაგალითად:

$$6FeCl_2 + KClO_3 + 6HCl \rightarrow 6FeCl_3 + KCl + 3H_2O$$

$$6KI + KBrO_3 + 6HCl \rightarrow 3I_2 + KBr + 6KCl + 3H_2O$$

$$5H_2O_2 + 2HIO_3 \rightarrow 5O_2 + I_2 + 6H_2O$$

ბუნებაში ჟანგვა-ალდგენითი რეაქციები უფრო ხშირად გვხვდება, ვიდრე არაჟანგვა-ალდგენითი. ასეთებია ცოცხალ სისტემებში მიმდინარე უმნიშვნელოვანესი პროცესები: ფოტოსინთეზი, ორგანიზმების მიერ საკვების ათვისება, სუნთქვა, ლპობა და სხვ. არაცოცხალ ბუნებაში – ლითონების კოროზია, მეტალურგიული წარმოება, გოგირდმჟავას, აზოტმჟავას, ამიაკის, ქლორწყალბადის სინთეზი და მრავალი სხვა.

§4.4. ეკვივალენტი. ეკვივალენტის მოლური მასა

ქიმიური ნაერთის წარმოქმნისას ელემენტები ერთმანეთს ზუსტად განსაზღვრული რაოდენობითი ან მასური თანაფარდობით უერთდება (გამომდინარე შედგენილობის მუდმივობის კანონიდან). ასევე, განსაზღვრული რაოდენობითი თანაფარდობით ურთიერთქმედებს ერთმანეთთან ნივთიერებები ქიმიური რეაქციების დროს. ამ უკანასკნელ ფაქტს 1792-1802 წლებში მიაქცია ყურადღება გერმანელმა ქიმიკოსმა ი. რიხტერმა, რომელმაც დაკვირვების შედეგები ჩამოაყალიბა ეკვივალენტების კანონის სახით (ლათ. aequivalens – ტოლფასი).

დღეს ქიმიაში ქიმიური ნაერთების და რეაქციების რაოდენობითი დახასიათებისათვის გამოიყენება ცნებები: ეკვივალენტთა რაოდენობა, ეკვივალენტის მოლური მასა, ასევე, ეკვივალენტობის რიცხვი და ეკვივალენტობის ფაქტორი.

ნივთიერების ეკვივალენტი ფორმალური ან რეალური ნაწილაკია, რომლის მოქმედება წყალბადის ერთი ატომის (წყალბადის ერთი იონის ან ერთი ელექტრონის) მოქმედების ტოლფასია.

ეკვივალენტი, როგორც ფორმალური ან რეალური ნაწილაკი, ხასიათდება ნივთიერების რაოდენობით და მოლური მასით.

ქიმიური ელემენტის ერთი მოლი ეკვივალენტი არის მისი ის რაოდენობა, რომელიც უერთდება ერთ მოლ წყალბადის ატომს ან ჩაენაცვლება წყალბადის ატომების 1 მოლს ქიმიურ რეაქციებში.

ქიმიური ნივთიერების ერთი მოლი ეკვივალენტი არის მისი ის რაოდენობა, რომელიც ერთი მოლი წყალბადის იონის ეკვივალენტურია მიმოცვლით რეაქციაში ან ერთი მოლი ელექტრონის ეკვივალენტური - ჟანგვა-ალდგენით რეაქციაში.

ეკვივალენტის მოლური მასა ($M_{ეკვ.}$) განისაზღვრება ნივთიერების მასის (m) ფარდობით ეკვივალენტის რაოდენობასთან (n):

$$M_{ეკვ} = \frac{m}{n} (გ/მოლი\ ეკვ)$$

ის ერთი მოლი ეკვივალენტი ნივთიერების მასის ტოლია. ნებისმიერი ნივთიერების ერთი მოლი ეკვივალენტი სრულად ურთიერთქმედებს მასთან რეაქციაში შესული ნივთიერების ერთ მოლ ეკვივალენტთან.

მორეაგირე ნივთიერებების მასების ფარდობა მათი ეკვივალენტების მოლური მასების ფარდობის ტოლია (ეკვივალენტების კანონი):

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{ეკვ_1}}{M_{ეკვ_2}}$$

აქედან გამომდინარე:

რიცხვს, რომელიც გვიჩვენებს, რამდენ ეკვივალენტს შეადგენს ქიმიური ელემენტის ერთი ატომი ან ნივთიერების ერთი მოლეკულა (პირობითი მოლეკულა), ეკვივალენტობის რიცხვი (z) ეწოდება. ქიმიური ელემენტისათვის ეკვივალენტობის რიცხვი განისაზღვრება ჟანგვის ხარისხის რიცხვითი მნიშვნელობით ნაერთში, ოქსიდისათვის – ელემენტის ჟანგვის ხარისხის რიცხვითი მნიშვნელობის ატომთა რიცხვზე ნამრავლით (ან ჟანგბადის ატომთა რიცხვის ნამრავლით ორზე), მჟავისათვის – ფუძიანობით, ფუძისათვის – მჟავურობით, მარილისათვის – ლითონის ატომთა რიცხვის ჟანგვის ხარისხის რიცხვით მნიშვნელობაზე ნამრავლით.

მაგალითად, ელემენტის ეკვივალენტობის რიცხვი ნაერთებში: HCl, H_2S, NH_3, CH_4, შესაბამისად 1, 2, 3, 4-ის ტოლია.

$$z(NaOH) = 1,\ z(H_2SO_4) = 2,\ z(Al_2(SO_4)_3) = 6 \text{ და სხვ.}$$

რიცხვს, რომელიც გვიჩვენებს ქიმიური ელემენტის ერთი ატომის ან ნივთიერების მოლეკულის (პირობითი მოლეკულის) რა ნაწილია ერთი ატომი წყალბადის ეკვივალენტური, ეკვივალენტობის ფაქტორი (f) ეწოდება. ეს უკანასკნელი ეკვივალენტობის რიცხვის შებრუნებული სიდიდეა: $f = 1/z$. ნაერთებში: HCl, H_2S, NH_3, CH_4 $f(Cl)=1$, $f(S) =1/2$, $f(N) = 1/3$, $f(C) =1/4$. რთული ნივთიერებების შემთხვევაში: $f(NaOH) = 1$, $f(H_2SO_4) = 1/2$½, $f(Al_2(SO_4)_3) = 1/6$. ეი. ფუძისათვის ის მჟავურობის შებრუნებული სიდიდეა, მჟავისათვის – ფუძიანობის შებრუნებული სიდიდე. ოქსიდისათვის – ელემენტის, ხოლო მარილისათვის – ლითონის ატომთა რიცხვის ჟანგვის ხარისხის რიცხვით მნიშვნელობაზე ნამრავლის შებრუნებული სიდიდის ტოლია.

აღნიშნული ცნებების გამოყენებით ეკვივალენტის რაოდენობასა (n) და ნივთიერების რაოდენობას (ν) შორის დამოკიდებულება მათემატიკურად შემდეგი ფორმულებით შეიძლება გამოვსახოთ: $n=z\nu$ და $n=\nu/f$, ხოლო ეკვივალენტის მოლურ მასასა და ნივთიერების მოლურ მასას შორის კავშირს შემდეგი სახე აქვს:

$$M_{ეკვ} = \frac{M}{z} \qquad \text{და} \qquad M_{ეკვ} = fM$$

ქიმიური ელემენტებისათვის, რომელთაც ცვლადი ჟანგვის ხარისხი აქვთ, ეკვივალენტი ცვლადი სიდიდეა: FeO-ში $z(Fe) = 2$, Fe_2O_3-ში $z(Fe) = 3$.

ნივთიერების ეკვივალენტი (მისი რაოდენობა, მოლური მასა) დამოკიდებულია იმ რეაქციაზე, რომელშიც ის მონაწილეობს. ჟანგვა-აღდგენით რეაქციებში ეკვივალენტი ნივთიერების ის ნაწილაკია, რომელიც მიიერთებს ან გასცემს ერთ ელექტრონს. ამიტომ, მაგალითად, გოგირდმჟავას ეკვივალენტი იცვლება ქვემოთ მოყვანილ რეაქციებში:

ა) $H_2SO_4 + NaOH \rightarrow NaHSO_4 + H_2O$
$z(H_2SO_4) = 1,\ f = 1,\ M_{ეკვ.} = 98$ გ/მოლი ეკვ.

ბ) $H_2SO_4 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$
$z(H_2SO_4) = 2,\ f = 1/2,\ M_{ეკვ.} = 49$ გ/მოლი ეკვ.

გ) $4Zn + 5H_2SO_4 \rightarrow 4ZnSO_4 + H_2S + 4H_2O$
$z(H_2SO_4) = 8,\ f = 1/8,\ M_{ეკვ.} = 12{,}25$ გ/მოლი ეკვ.

ასევე, იცვლება კალიუმის პერმანგანატის ეკვივალენტი, როდესაც ის ჟანგვა-აღდგენით რეაქციაში სხვადასხვა ნივთიერებამდე აღდგება:

$$5NaNO_2 + 2KMnO_4 + 3H_2SO_4 \rightarrow 5NaNO_3 + 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 3H_2O$$
$z(KMnO_4) = 5,\ f = 1/5,\ M_{ეკვ.} = 31,6$ გ/მოლი ეკვ.

$$3NaNO_2 + 2KMnO_4 + H_2O \rightarrow 3NaNO_3 + 2MnO_2 + 2KOH$$
$z(KMnO_4) = 3,\ f = 1/3,\ M_{ეკვ.} = 52,7$ გ/მოლი ეკვ.

$$NaNO_2 + 2KMnO_4 + 2KOH \rightarrow NaNO_3 + 2K_2MnO_4 + H_2O$$
$z(KMnO_4) = 1,\ f = 1,\ M_{ეკვ.} = 158$ გ/მოლი ეკვ.

§4.5. ქიმიური რეაქციის სიჩქარე

ქიმიური რეაქციის სიჩქარის ცნება ერთ-ერთი მნიშვნელოვანი ცნებაა ქიმიაში. მასთანაა დაკავშირებული სამრეწველო მასშტაბით ნივთიერებათა მიღების ეკონომიური ეფექტურობა. მიძღვრებას ქიმიური რეაქციების სიჩქარეებისა და მექანიზმების შესახებ, ქიმიური კინეტიკა ეწოდება.

ქიმიური რეაქციების სიჩქარე ფართო ზღვრებში იცვლება. ზოგი რეაქცია იმდენად სწრაფად მიმდინარეობს, რომ დაწყებისთანავე მთავრდება. მაგალითად, თუ ორი მოცულობა წყალბადისა და ერთი მოცულობა ჟანგბადის ნარევს ცეცხლს წავუკიდებთ, რეაქცია აფეთქებით წარიმართება. ასევე მყისიერად მიმდინარეობს იონური რეაქციები წყალხსნარებში. აღნიშნულ რეაქციათა საპირისპიროდ, ტენიან ჰაერში რკინის ნაკეთობებზე ოქსიდური ფენის წარმოქმნას 2-3 დღე-ღამე სჭირდება, ხოლო ფერმენტების მოქმედებით ყურძნის წვენის დაღვინების პროცესი რამდენიმე თვე გრძელდება.

ქიმიური რეაქცია შეიძლება მიმდინარეობდეს როგორც ერთგვაროვან, ანუ ჰომოგენურ, ისე არაერთგვაროვან ანუ ჰეტეროგენურ სისტემებში, რის მიხედვითაც ასხვავებენ ჰომოგენურ და ჰეტეროგენურ რეაქციებს.

ჰომოგენურია რეაქციები, თუ ურთიერთქმედება ხორციელდება აირებს, ან ერთმანეთში შერევად თხევად ნივთიერებებს შორის.

ჰომოგენური რეაქციის სიჩქარე განისაზღვრება ერთეულ მოცულობაში, დროის ერთეულში, რეაქციაში შესული ან რეაქციის შედეგად წარმოქმნილი ერთ-ერთი ნივთიერების რაოდენობით (მოლებში). მათემატიკურად აღნიშნული განმარტება ასე ჩაიწერება:

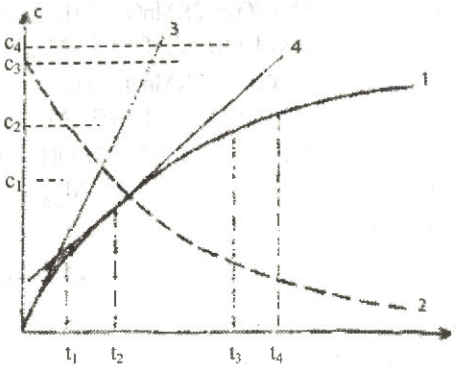
$$V_{ჰომ} = \pm \frac{\Delta \nu}{V \Delta t}$$

სადაც, $V_{ჰომ.}$ – ჰომოგენური რეაქციის სიჩქარეა, ν - ერთ-ერთი მორეაგირე ნივთიერების (რეაგენტის) ან რეაქციის პროდუქტის რაოდენობა, V – სისტემის მოცულობა, ხოლო t – დრო.

რადგან ნივთიერების რაოდენობის ფარდობა სისტემის მოცულობასთან არის ამ ნივთიერების კონცენტრაცია, ამიტომ ერთეულ მოცულობაში ნივთიერების რაოდენობის ცვლილება შეიძლება კონცენტრაციის ცვლილებით შეიცვალოს და, აქედან გამომდინარე, **ჰომოგენური რეაქციის სიჩქარე განიმარტოს, როგორც ერთ-ერთი მორეაგირე ნივთიერების ან რეაქციის პროდუქტის კონცენტრაციის ცვლილება დროის ერთეულში სისტემის უცვლელი მოცულობის პირობებში.** ამ დროს მნიშვნელობა არა აქვს, თუ რეაქციაში მონაწილე რომელ ნივთიერებაზეა საუბარი, რადგან ნივთიერებები ერთმანეთთან რაოდენობითად დაკავშირებულია ქიმიური განტოლების მიხედვით, და ერთ-ერთი ნივთიერების კონცენტრაციის ცვლილებით შეიძლება მსჯელობა დანარჩენების კონცენტრაციის შესაბამის ცვლილებაზე. კონცენტრაციის განზომილებაა მოლი/ლ, ხოლო რეაქციის სიჩქარისა – მოლი/(ლ.წმ.).

განვიხილოთ სიჩქარე რეაქციისა, რომელიც მიმდინარეობს განტოლებით: A + B = AB (სურათი. 4.1). დავუშვათ, რომ AB რეაქციის პროდუქტის კონცენტრაცია t_1 დროის მომენტში არის C_1, ხოლო t_2 დროის მომენტში – C_2, მაშინ $\Delta t = t_2 - t_1$ დროის ინტერვალში კონცენტრაციის ცვლილება $\Delta C = C_2 - C_1$, ხოლო რეაქციის საშუალო სიჩქარე:

$$V_{საშ} = \pm \frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1} = \frac{\Delta C}{\Delta t}$$



სურათი 4.1. პროდუქტის (1) და რეაგენტის (2) კონცენტრაციის ცვლილება დროში. 3,4-მხები t_0 და t_2 დროის შესაბამის წერტილებზე.

მინუსი ნიშანი იწერება მაშინ, როცა რეაქციის სიჩქარე ისაზღვრება A ან B რეაგენტის კონცენტრაციის ცვლილებით (მიუხედავად მისი კონცენტრაციის შემცირებისა და $c_2 - c_1$ სხვაობის უარყოფითი მნიშვნელობისა, რეაქციის სიჩქარე შეიძლება იყოს მხოლოდ დადებითი). ამავე სურათიდან ჩანს, რომ $t_2 - t_1$ და $t_4 - t_3$ დროის ინტერვალების ტოლობის მიუხედავად $t_4 - t_3$ მონაკვეთში უფრო მცირე რაოდენობის რეაქციის პროდუქტი მიიღება. ე.ი. რეაქციის სიჩქარე რეაგენტის კონცენტრაციის შემცირებასთან ერთად თანდათანობით კლებულობს.

რადგან რეაქციის მიმდინარეობისას სიჩქარე განუწყვეტლივ იცვლება, ქიმიურ კინეტიკაში განიხილავენ მხოლოდ რეაქციის ჭეშმარიტ სიჩქარეს. ამ ცნებაში გულისხმობენ სიჩქარეს დროის მოცემულ მომენტში. რეაქციის ჭეშმარიტი (მყისიერი) სიჩქარე ტოლია ერთ-ერთი რეაგენტის ან რეაქციის პროდუქტის კონცენტრაციის უსასრულოდ მცირე ცვლილებისა დროის უსასრულოდ მცირე ინტერვალში, ანუ – კონცენტრაციის წარმოებულისა დროით:

$$V = \pm \frac{dC}{dt}$$

ეს სიდიდე კი, თავის მხრივ, მრუდზე დროის გარკვეული მომენტის შესაბამის წერტილზე გავლებული მხების აბსცისთა ღერძის დადებით მიმართულებასთან დახრის კუთხის ტანგენსის ტოლია.

თუ რეაქცია მიმდინარეობს ჰეტეროგენურ სისტემაში, მაგალითად, მყარ და თხევად ნივთიერებებს შორის, მაშინ რეაქციის სიჩქარე დამოკიდებული იქნება მყარი ნივთიერების ზედაპირის ფართობზე. ამ ნივთიერებებს შორის რეაქცია მიმდინარეობს მხოლოდ მყარი ნივთიერების ზედაპირზე. ამიტომ, რაც უფრო მეტი იქნება ამ ზედაპირის ფართობი, მით უფრო სწრაფად წარიმართება რეაქცია. მაგალითად, მარმარილოს მსხვილი ნატეხები გაცილებით უფრო დაბალი სიჩქარით რეაგირებს მარილმჟავასთან, ვიდრე იგივე მასის წვრილი ნატეხები. ამავე მიზეზით ქიმიურ რეაგენტებს, როგორც წესი, იყენებენ ფხვნილების და არა ნატეხების სახით. იგივე კანონზომიერებას ექნება ადგილი, როდესაც ჰეტეროგენური რეაქციები ხორციელდება მყარ და აირად, თხევად და აირად, ორ მყარ, ან ორ შეურევად თხევად ნივთიერებებს შორის. ასეთი რეაქციები მიმდინარეობს ფაზათა (ფაზა – არაერთგვაროვანი სისტემის ერთგვაროვანი ნაწილია) შეხების ზედაპირზე. აქედან გამომდინარე, **ჰეტეროგენური რეაქციის სიჩქარე განისაზღვრება დროის ერთეულში ერთეულ ზედაპირზე რეაქციაში შესული ან რეაქციის შედეგად მიღებული ერთ-ერთი ნივთიერების რაოდენობით (მოლებში):**

$$V_{ჰტ} = \pm \frac{\Delta \nu}{S\Delta t},$$

სადაც, $V_{ჰტ}$ – ჰეტეროგენური რეაქციის სიჩქარეა, ν - ერთ-ერთი რეაგენტის ან რეაქციის პროდუქტის რაოდენობა, S – ფაზათა შეხების ზედაპირის ფართობი, ხოლო t – დრო.

ქიმიური რეაქციის სიჩქარეზე მოქმედი ფაქტორები. ქიმიური რეაქციის სიჩქარე დამოკიდებულია მორეაგირე ნივთიერებათა ბუნებაზე. ამასთან, ყოველი კონკრეტული რეაქციის სიჩქარე შეიძლება შეიცვალოს რიგი ფაქტორების გავლენით. ამ ფაქტორებიდან აღსანიშნავია: მორეაგირე ნივთიერებათა კონცენტრაცია, ტემპერატურა, კატალიზატორი, წნევა (აირადი რეაგენტების შემთხვევაში), დაწილადების ხარისხი (მყარი რეაგენტების შემთხვევაში) და სხვა.

წყალბადი ფთორთან რეაგირებს ოთახის ტემპერატურაზე როგორც სიბნელეში, ისე სინათლეზე. ქლორთან რეაქცია მიმდინარეობს მხოლოდ სინათლეზე, ხოლო იოდთან ურთიერთქმედება მაღალ ტემპერატურაზეც კი შედარებით ნელა ხორციელდება და რეაქცია შექცევადია. კალიუმი წყალთან რეაგირებს აფეთქებით, ხოლო კალციუმის წყალთან ურთიერთქმედება შედარებით ინერტულად მიმდინარეობს. რეაქცია წყალბადსა და ჟანგბადს შორის 450-500°C ტემპერატურაზე დიდი სიჩქარით მიმდინარეობს, მაშინ როცა, აზოტსა და ჟანგბადს შორის რეაქცია ამავე პირობებში არც კი შეიმჩნევა. მოყვანილი მაგალითებიდან ჩანს, რომ ქიმიური რეაქციის სიჩქარე დამოკიდებულია მორეაგირე ნივთიერებათა ბუნებაზე.

მოლეკულებს შორის ურთიერთქმედება შესაძლებელია მხოლოდ მათი შეჯახების შედეგად. აქედან გამომდინარე, რაც უფრო ხშირია დროის ერთეულში ეს შეჯახებები, მით მეტია რეაქციის სიჩქარეც. მორეაგირე ნივთიერებათა მოლეკულების შეჯახებათა ალბათობა, ცხადია, მით მეტი იქნება, რაც უფრო მაღალია ამ ნივთიერებათა კონცენტრაცია. 1867 წელს ნორვეგიელმა მეცნიერებმა კ. გულდბერგმა და პ. ვააგემ დაადგინეს რაოდენობითი თანაფარდობა ქიმიური რეაქციის სიჩქარესა და მორეაგირე ნივთიერებათა მოლურ კონცენტრაციებს შორის. ექსპერიმენტული მონაცემების საფუძველზე მათ ჩამოაყალიბეს **ქიმიური კინეტიკის ძირითადი კანონი – მოქმედ მასათა კანონი,** რომლის თანახმად **მუდმივი ტემპერატურის პირობებში ქიმიური რეაქციის სიჩქარე პროპორციულია მორეაგირე ნივთიერებათა მოლური კონცენტრაციების ნამრავლისა.** $A + B \rightarrow C$ და $aA + bB \rightarrow cC$ რეაქციებისათვის ეს კანონი, შესაბამისად, შემდეგი განტოლებების სახით ჩაიწერება:

$$\nu = kC_A \cdot C_B \qquad \text{და} \qquad \nu = kC_A^{a} \cdot C_B^{b}$$

სადაც C_A და C_B A და B ნივთიერებების მოლური კონცენტრაციებია, a, b და c – სტექიომეტრული კოეფიციენტები, ხოლო k – პროპორციულობის კოეფიციენტი, რომელსაც რეაქციის სიჩქარის მუდმივას უწოდებენ. ე.ი. კინეტიკურ განტოლებაში ქიმიური რეაქციის განტოლების სტექიომეტრული კოეფიციენტები ხარისხის მაჩვენებელში ადის.

მოყვანილი კინეტიკური განტოლებებიდან ადვილია რეაქციის სიჩქარის მუდმივას ფიზიკური არსის გაგება. ის რიცხობრივად ტოლია რეაქციის სიჩქარისა, როდესაც თითოეული რეაგენტის კონცენტრაცია შეადგენს 1 მოლ/ლ-ს, ან, როცა მათი ნამრავლი ერთის ტოლია. რაც მეტია k, მით უფრო სწრაფად მიმდინარეობს რეაქცია. რეაქციის სიჩქარის მუდმივა დამოკიდებულია მორეაგირე ნივთიერებათა ბუნებაზე, ტემპერატურაზე, კატალიზატორზე, მაგრამ არა ამ ნივთიერებათა კონცენტრაციაზე.

უნდა აღინიშნოს, რომ მოქმედ მასათა კანონით განსაზღვრული დამოკიდებულება რეაქციის სიჩქარესა და მორეაგირე ნივთიერებათა კონცენტრაციებს შორის სამართლიანია მხოლოდ აირად ან თხევად ფაზაში მიმდინარე ჰომოგენური რეაქციებისათვის და არ ვრცელდება ჰეტერო-

გენულ სისტემებზე. ამ უკანასკნელთათვის რეაქციის სიჩქარე პროპორციულია მორეაგირე ნივთიერებათა შეხების ზედაპირის ფართობისა. რომელიც რეაქციის მიმდინარეობისას დროის გარკვეულ მონაკვეთში უცვლელი რჩება. მაგალითად, ფოსფორის წვის რეაქციისათვის $P_4 + 5O_2 \rightarrow P_4O_{10}$ რეაქციის კინეტიკურ განტოლებას ასეთი სახე აქვს: $v = kC_{P_4} \cdot S \cdot C_{O_2}^5$, რადგან C_{P_4} და S (ფოსფორის ზედაპირის ფართობი) რეაქციის შედეგად არ იცვლება, ამიტომ:

$$kC_{P_4} \cdot S = k^1 \qquad \text{და} \qquad v = k^1 Co_2^5$$

ე.ი. რეაქციის კინეტიკურ განტოლებაში არ შედის მყარი ნივთიერების კონცენტრაცია.

ზოგჯერ სარეაქციო ნარევში წარმოიქმნება არამდგრადი ნაწილაკები, რომლებიც არ შედის რეაქციის სტექიომეტრულ განტოლებაში. ამ ნაწილაკებს რეაქციის შუალედურ პროდუქტებს ანუ ინტერმედიატებს უწოდებენ. აქედან გამომდინარე, ქიმიური რეაქცია შეიძლება მიმდინარეობდეს ერთ, ან რამდენიმე სტადიად. სწორედ ამ სტადიებისა და მათი თანმიმდევრობის განსაზღვრით ხდება რეაქციის მექანიზმის დადგენა. ამ უკანასკნელზე რეაქციის სტექიომეტრული განტოლება არავითარ ინფორმაციას არ გვაწვდის. მაგალითად, რეაქციებისათვის $H_2 + I_2 \rightarrow 2HI$ და $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$ ქიმიური განტოლებების საფუძველზე კინეტიკური განტოლებები ერთნაირად დაიწერება:

$$v = kC_{H_2} \cdot C_{I_2} \qquad v = kC_{H_2} \cdot C_{Cl_2}$$

პირველი რეაქციისათვის მოყვანილი კინეტიკური განტოლება რეალურად ასახავს დამოკიდებულებას მორეაგირე ნივთიერებათა კონცენტრაციებსა და რეაქციის სიჩქარეს შორის. რაც შეეხება მეორე რეაქციას, ის მიმდინარეობს სრულიად განსხვავებული, ე.წ. ჯაჭვური მექანიზმით:

$$Cl_2 \xrightarrow{h\nu} 2Cl \qquad Cl + H_2 \rightarrow HCl + H \qquad H + Cl_2 \rightarrow HCl + Cl$$

აღნიშნული რეაქციის სიჩქარე განისაზღვრება ბოლო ორი სტადიით, რომელთა საფუძველზეც უნდა დაიწეროს ამ სტადიების კინეტიკური განტოლებები:

$$v_1 = k_1 C_{H_2} \cdot C_{Cl} \qquad v_2 = k_2 C_H \cdot C_{Cl_2}$$

აქედან გამომდინარე, ქიმიური რეაქციის განტოლების საფუძველზე კინეტიკური განტოლების დაწერა ამ რეაქციის მექანიზმის გაუთვალისწინებლად არ შეიძლება.

რეაქციის სიჩქარეზე გავლენას ახდენს ტემპერატურა. მაგალითად, წყლის წარმოქმნისას რეაქცია წყალბადსა და ჟანგბადს შორის ოთახის ტემპერატურაზე არ წარიმართება. 400°C ტემპერატურაზე ის ძალიან ნელა მიმდინარეობს. 500°C-ზე რეაქციის სიჩქარე გაცილებით უფრო მალალია, ხოლო 600°C-ზე წყლის სინთეზი მკისიერად მიმდინარეობს და რეაქცია აფეთქებით მთავრდება.

ტემპერატურა მნიშვნელოვან ზეგავლენას ახდენს რთული ბიოლოგიური და ქიმიური პროცესების მიმდინარეობაზე. ზოგიერთი ქირურგიული ოპერაციის დროს ავადმყოფის სხეულს აცივებენ, რათა შეანელონ ორგანიზმში მიმდინარე მეტაბოლური პროცესები, შეამცირონ სისხლის მიმოქცევის სიჩქარე და სუნთქვის სიხშირე. სხვადასხვა საკვები პროდუქტების გაყინვა მათში მიმდინარე ბიოქიმიური პროცესების სიჩქარის შემცირებისა და, აქედან გამომდინარე, მათი გაფუჭების თავიდან აცილების მიზნით ხორციელდება.

რეაქციის სიჩქარესა და ტემპერატურას შორის დამოკიდებულება მიახლოებითი ფორმით განისაზღვრება ჰოლანდიელი მეცნიერის ი. **ვანტ-ჰოფის წესით,** რომლის თანახმად **ტემპერა-**

ტურის ყოველი ათი გრადუსით მომატებისას რეაქციის სიჩქარე 2-4-ჯერ იზრდება. მათემატიკურად ეს წესი ასე გამოისახება:

$$v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma^{(t_2 - t_1)/10},$$

სადაც v_{t_1} და v_{t_2} რეაქციის სიჩქარეებია საწყის (t_1) და საბოლოო (t_2) ტემპერატურაზე, ხოლო γ - რეაქციის სიჩქარის ტემპერატურული კოეფიციენტი, რომელიც გვიჩვენებს, თუ რამდენჯერ იზრდება რეაქციის სიჩქარე მორეაგირე ნივთიერებათა ტემპერატურის ათი გრადუსით მომატებისას. აღნიშნული განტოლებიდან ჩანს, რომ ტემპერატურის არითმეტიკული პროგრესიით გაზრდისას რეაქციის სიჩქარე გეომეტრიული პროგრესიით იზრდება.

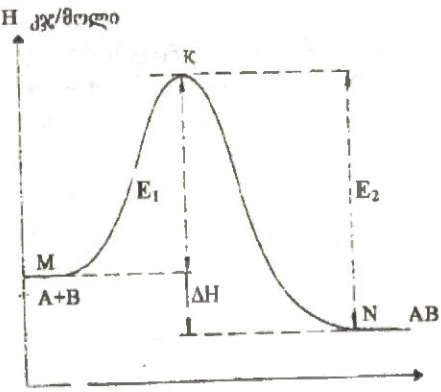
შეიძლება ვივარაუდოთ, რომ ტემპერატურის მატებისას სიჩქარის გაზრდა განპირობებულია მორეაგირე ნივთიერებათა მოლეკულების დაჯახებათა რიცხვის გაზრდით. მაგრამ დადგინდა, რომ ტემპერატურის ყოველი ათი გრადუსით გაზრდისას დაჯახებათა რიცხვი დროის ერთეულში იზრდება დაახლოებით 1-2%-ით, მაგრამ არა იმდენად, რამდენადაც ქიმიური რეაქციის სიჩქარე. ამავე დროს, მოლეკულათა ყოველ დაჯახებას რომ რეაქცია მოყვებოდეს, მაშინ აირებს შორის მიმდინარე ყველა რეაქცია მათი შერევისთანავე დამთავრდებოდა, რაც რეალურად არ ხდება.

1889 წელს შვედმა ქიმიკოსმა სვანტე არენიუსმა ჩამოაყალიბა თეორია, რომლის თანახმად რეაქციაში მხოლოდ აქტიური მოლეკულები შედის. ისინი კი არააქტიური მოლეკულებისაგან განსხვავდებიან ენერგიის მარაგით. არააქტიური მოლეკულები შეიძლება აქტიურად ვაქციოთ, თუ მათ მივანიჭებთ დამატებით ენერგიას. ამ პროცესს აქტივაცია ეწოდება. აქტივაციის ერთ-ერთი საშუალებაა ტემპერატურის გაზრდა. ამ დროს აქტიური მოლეკულების რიცხვი სწრაფად მატულობს და რეაქციის სიჩქარეც მკვეთრად იზრდება. **ენერგიას, რომელიც უნდა მივანიჭოთ მორეაგირე ნივთიერებათა მოლეკულებს (ნაწილაკებს), რათა ისინი აქტიურები გავხადოთ, აქტივაციის ენერგია ეწოდება.** ის დამოკიდებულია რეაგენტების ბუნებაზე, განზომილებაა კჯ/მოლი.

არენიუსის მიერვე პირველად იქნა დადგენილი რეაქციის სიჩქარესა და ტემპერატურას შორის ზუსტი დამოკიდებულება, რომელიც გამოისახება შემდეგი განტოლებით:

$$\mathbf{k = Ae^{-E_a/RT}},$$

სადაც k რეაქციის სიჩქარის მუდმივაა, A – არენიუსის მუდმივა; E_a – აქტივაციის ენერგია, R – აირების უნივერსალური მუდმივა, T – ტემპერატურა (კელვინებში), ხოლო e – ნატურალური ლოგარითმის ფუძე (2,718). არენიუსის მუდმივა ყოველი კონკრეტული რეაქციისათვის დამახასიათებელი მუდმივი სიდიდეა. ის რიცხობრივად ტოლია k-ს იმ მაქსიმალური მნიშვნელობისა, რომელიც მიიღებოდა, აბსოლუტურად ყველა მოლეკულა აქტიური რომ ყოფილიყო (ყველა შეჯახება გარდაქმნით დამთავრებულიყო).



სურათი 4.2. რეაქციის ენერგეტიკული დიაგრამა

ყოველი ქიმიური რეაქციის აქტივაციის ენერგია ექსპერიმენტული გზით ისაზღვრება. ქვე-

მოთ მოყვანილია მორეაგირე სისტემის ენერგიასა და რეაქციის მიმდინარეობას შორის დამოკიდებულების მრუდი (სურათი 4.2). იმისათვის, რომ A და B ნივთიერებებმა წარმოქმნას რეაქციის AB პროდუქტი, მათმა მოლეკულებმა (ნაწილაკებმა) უნდა გადალახონ ენერგეტიკული ბარიერი. ამაზე იხარჯება აქტივაციის ენერგია E_1. ამ სიდიდით იზრდება სისტემის ენერგია. ამასთან, რეაქციის მიმდინარეობისას მორეაგირე ნივთიერებათა მოლეკულებიდან (ნაწილაკებიდან) წარმოიქმნება შუალედური არამდგრადი დაჯგუფება, რომელსაც გააქტივებულ კომპლექსს უწოდებენ (K წერტილი). ამ უკანასკნელის დაშლით კი მიიღება რეაქციის საბოლოო პროდუქტი AB. თუ გააქტივებული კომპლექსის დაშლისას გამოიყოფა მეტი ენერგია, ვიდრე საჭიროა მოლეკულათა (ნაწილაკთა) აქტივაციისათვის, მაშინ რეაქცია ეგზოთერმული იქნება, წინააღმდეგ შემთხვევაში კი – ენდოთერმული. ენდოთერმული რეაქციის მაგალითად შეიძლება მოვიყვანოთ საწინააღმდეგო პროცესი – AB ნივთიერებიდან A და B ნივთიერებათა მიღება. ამ შემთხვევაში სისტემის საწყის მდგომარეობას შეესაბამება N წერტილი, ხოლო საბოლოოს – M. აქტივაციის ენერგია იქნება E_2, რომელიც ტოლია $E_1 + \Delta H$ (ΔH – რეაქციის სითბური ეფექტია). ენდოთერმული რეაქციის მიმდინარეობისათვის საჭიროა ენერგიის განუწყვეტელი მიწოდება გარედან.

რეაქციის სიჩქარე უშუალოდ დამოკიდებულია აქტივაციის ენერგიაზე. თუ ეს უკანასკნელი მცირეა, მაშინ რეაქციის მიმდინარეობისას გარკვეული დროის განმავლობაში ენერგეტიკული ბარიერის გადალახვას მოლეკულათა (ნაწილაკთა) დიდი რიცხვი შეძლებს და რეაქციის სიჩქარეც, შესაბამისად, მაღალი იქნება. მაგრამ, თუ აქტივაციის ენერგია დიდია, რეაქცია ნელა წარიმართება. მაგალითად, იონთა ურთიერთქმედებისას აქტივაციის ენერგია ძალიან მცირეა, რის გამოც იონური რეაქციები დიდი სიჩქარით მიმდინარეობს. ამრიგად, აქტივაციის ენერგია განისაზღვრება მორეაგირე ნივთიერებათა ბუნებით და განაპირობებს სხვადასხვა რეაქციის განსხვავებული სიჩქარით წარმართვას.

§4.6. კატალიზი

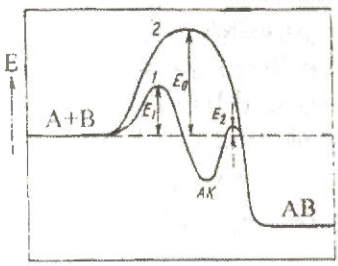
ქიმიური რეაქციის სიჩქარე დამოკიდებულია **კატალიზატორზე – ნივთიერებაზე, რომელიც ცვლის ქიმიური რეაქციის სიჩქარეს, თვითონ კი რეაქციის შედეგად როგორც თვისებითად, ისე რაოდენობითად უცვლელი რჩება.** კატალიზატორების რიცხვი ძალიან დიდია, ხოლო მათი კატალიზური აქტივობები – განსხვავებული. **ქიმიურ რეაქციას, რომელიც მიმდინარეობს კატალიზატორის მეშვეობით, კატალიზური რეაქცია ეწოდება, ხოლო რეაქციის სიჩქარის შეცვლას კატალიზატორის გავლენით – კატალიზი.**

ზოგიერთი კატალიზატორი აჩქარებს რეაქციას. ასეთ პროცესს დადებითი კატალიზი, ან, უბრალოდ, კატალიზი ეწოდება. მაგალითად, ბერთოლეს მარილის დაშლა მანგანუმ (IV)-ის ოქსიდის თანაობისას, ან რთული ეთერის სინთეზი მინერალური მჟავას თანაობისას. ზოგი კატალიზატორი ანელებს რეაქციას. ასეთ პროცესს უარყოფითი კატალიზი ანუ ინჰიბირება ეწოდება, ხოლო თვით კატალიზატორებს, რომლებიც ამცირებენ რეაქციის სიჩქარეს – ინჰიბიტორები. მაგალითად, წყალბადის პეროქსიდის დაშლა გაცილებით ნელა მიმდინარეობს მცირე რაოდენობით გოგირდმჟავას თანაობისას, ხოლო ჰაერის ჟანგბადით ნატრიუმის სულფიტის ხსნარის დაჟანგვის რეაქციის სიჩქარე საგრძნობლად კლებულობს ეთილის სპირტის თანაობისას. უარყოფითი კატალიზატორებით შესაძლებელია არასასურველი პროცესის თავიდან აცილება.

კატალიზატორებად იყენებენ ქიმიური ბუნებითა და შედგენილობით სრულიად განსხვავებულ ნაერთებს: ლითონებს (უფრო ხშირად გარდამავალ ლითონებს), ლითონთა და არალითონთა ოქსიდებს, ჰიდროქსიდებს, მჟავებსა და ფუძეებს და ა.შ. განსაკუთრებით მაღალი აქტივობით გამოირჩევა ზოგიერთ ნივთიერებათა ნარევები – ე.წ. შერეული კატალიზატორები.

ცალკე აღნიშვნის ღირსია ფერმენტები ანუ ენზიმები, რომელთაც ხშირად ბიოკატალიზატორებს უწოდებენ. ისინი ცილოვანი ბუნების ნივთიერებებია და წარმართავენ ქიმიურ რეაქციებს ბიოლოგიურ სისტემებში ცოცხალი ორგანიზმის ნორმალური ფუნქციონირებისათვის საჭირო სიჩქარით.

არჩევენ კატალიზის ორ სახეს – ჰომოგენურს და ჰეტეროგენურს. ჰომოგენური კატალიზის დროს მორეაგირე ნივთიერებები და კატალიზატორი ერთ ფაზაშია. მაგალითად, გოგირდ (IV)-ის ოქსიდის დაჟანგვა გოგირდ (VI)-ის ოქსიდად აზოტ (II)-ის ოქსიდის თანაობისას, ან წყალბადის პეროქსიდის კატალიზური დაშლა მარილთა ხსნარების მონაწილეობით. დადგენილია, რომ ჰომოგენური კატალიზის დროს ქიმიური რეაქციის სიჩქარე კატალიზატორის კონცენტრაციის პროპორციულია.



სურათი 4.3. კატალიზატორით (1) და უკატალიზატოროდ (2) მიმდინარე რეაქციების ენერგეტიკული დიაგრამა

დადებითი კატალიზატორების მოქმედება დამყარებულია რეაქციის აქტივაციის ენერგიის ანუ ენერგეტიკული ბარიერის სიმაღლის შემცირებაზე. ჰომოგენური კატალიზის დროს კატალიზატორის მოქმედების მექანიზმი აიხსნება ამ უკანასკნელსა და ერთ-ერთ რეაგენტს შორის შუალედური ნაერთის წარმოქმნით. მაგალითად, თუ $A + B \rightarrow AB$ რეაქციას, რომელიც ნელა მიმდინარეობს, ჩავატარებთ კატალიზატორის თანაობისას, მაშინ კატალიზატორი შევა რეაქციაში ერთ-ერთ საწყის ნივთიერებასთან და წარმოქმნის არამდგრად შუალედურ ნაერთს: $A + K \rightarrow AK$ (1). ეს რეაქცია სწრაფად მიმდინარეობს, რადგან ამ პროცესის აქტივაციის ენერგია მცირეა (სურათი 4.3). წარმოქმნილი შუალედური ნაერთი ურთიერთქმედებს მეორე საწყის ნივთიერებასთან და კატალიზატორი თავისუფალი სახით გამოიყოფა:

$$AK + B \rightarrow AB + K \qquad (2)$$

ამ პროცესის აქტივაციის ენერგიაც მცირეა და ეს რეაქციაც საკმაოდ სწრაფად წარიმართება. თუ შევაჯამებთ (1) და (2) განტოლებებს, მივიღებთ:

$$A + B \rightarrow AB$$

მოვიყვანოთ კონკრეტული მაგალითი – გოგირდ (IV)-ის ოქსიდის გოგირდ (VI)-ის ოქსიდად დაჟანგვა აზოტ (II)-ის ოქსიდის (კატალიზატორი) თანაობისას:

$$SO_2 + 1/2O_2 \rightarrow SO_3$$

$$(A + B \rightarrow AB)$$

სარეაქციო არეში კატალიზატორის შეტანისას ხდება შუალედური ნაერთის წარმოქმნა:

$$NO + 1/2O_2 \rightarrow NO_2$$

$$(K + B \rightarrow KB)$$

და შემდეგ:

$$SO_2 + NO_2 \rightarrow SO_3 + NO$$

$$(A + KB \rightarrow AB + K)$$

ჰეტეროგენური კატალიზის დროს მორეაგირე ნივთიერებები და კატალიზატორი სხვადასხვა ფაზაშია. მაგალითად, წყალბადის პეროქსიდის დაშლა მანგანუმ (IV)-ის ოქსიდის თანაობისას, ან ამიაკის დაჟანგვა პლატინის კატალიზატორით.

ჰეტეროგენური კატალიზის ასახსნელად უფრო ხშირად იყენებენ კატალიზის ე.წ. ადსორბციულ თეორიას (ლათ. ad-ზე, sorbere-შთანთქმა, იხ. § 10.1). ასხვავებენ ადსორბციის ორ ტიპს – ფიზიკურს და ქიმიურს. ფიზიკური ადსორბციის დროს ხდება მყარი ნივთიერების არაერთგვაროვან ზედაპირზე არსებული ე.წ. აქტიური ცენტრების მიერ შთანთქმული მოლეკულების დაკავშირება ვან-დერ-ვაალსური ძალებით, ქიმიური ადსორბციის, ანუ ქემოსორბციის დროს კი მოლეკულათა დაკავშირება აქტიურ ცენტრებთან ხორციელდება ქიმიური ბმებით.

ჰეტეროგენური კატალიზის დროს კატალიზატორის აქტიურ ცენტრებზე ხდება მორეაგირე ნივთიერებათა მოლეკულების ფიზიკური ადსორბცია. აქტიურ ცენტრებზე მათი კონცენტრაციის ზრდა იწვევს რეაქციის აჩქარებას. მაგრამ სიჩქარის გაზრდის ძირითადი მიზეზი მაინც ადსორბირებული მოლეკულების ქიმიური აქტივობის ზრდაა. კატალიზატორის გავლენით ადსორბირებულ მოლეკულებში სუსტდება ატომებს შორის კავშირი და ისინი უფრო რეაქციისუნარიანნი ხდებიან. მეორე მხრივ, მიაჩნიათ, რომ ჰომოგენური კატალიზის ანალოგიურად, ზოგიერთი ჰეტეროგენური კატალიზის დროსაც ხდება არამდგრადი შუალედური ნაერთების წარმოქმნა. მაგალითად, გოგირდ (IV)-ის ოქსიდის დაჟანგვისას გოგირდ (VI)-ის ოქსიდად ვანადიუმის პენტაოქსიდის კატალიზატორად გამოყენებისას მიმდინარეობს შემდეგი რეაქციები:

$$SO_2 + V_2O_5 \rightarrow SO_3 + 2VO_2 \qquad 2VO_2 + 1/2O_2 \rightarrow V_2O_5$$

პროცესის დამთავრების შემდეგ ხდება წარმოქმნილი რეაქციის პროდუქტების დესორბცია კატალიზატორის ზედაპირიდან.

უნდა აღინიშნოს, რომ კატალიზური რეაქციების ასახსნელად მოყვანილი სქემები ძლიერ გამარტივებულია. სინამდვილეში პროცესები გაცილებით უფრო რთულად მიმდინარეობს.

ზოგიერთი ნივთიერება ამცირებს, ან სრულიად სპობს კატალიზატორის აქტივობას. ასეთ ნივთიერებას კატალიზურ შხამს უწოდებენ. მაგალითად, პლატინის კატალიზატორისათვის კატალიზური შხამებია დარიშხანის, ვერცხლისწყლისა და ტყვიის ნაერთები. კატალიზატორის მოწამვლა შეიძლება აიხსნას მისი ურთიერთქმედებით კატალიზურ შხამებთან: კატალიზური შხამი ადსორბირდება აქტიურ ცენტრებზე, მასთან უფრო მდგრად ნაერთს წარმოქმნის, ვიდრე მორეაგირე ნივთიერებები. როცა ყველა აქტიური ცენტრი დაკავებული აღმოჩნდება კატალიზური შხამით, რეაქცია შეწყდება. საწარმოო პირობებში მორეაგირე ნივთიერებებს წინასწარ ასუფთავებენ კატალიზური შხამებისაგან, ხოლო „მოწამლულ" კატალიზატორებს აღადგენენ (რეგენერაცია).

ზოგიერთი ნაერთი კატალიზატორის მოქმედებას აძლიერებს, თუმცა თვითონ მოცემული რეაქციის კატალიზატორს არ წარმოადგენს. ასეთ ნივთიერებებს პრომოტორებს უწოდებენ. მაგალითად, რკინისა და ალუმინის დამატებით ზრდიან პლატინის კატალიზატორის აქტივობას, კალიუმისა და ალუმინის ოქსიდების დამატებით – რკინის აქტივობას.

კატალიზური რეაქციების წარმართვა ძალიან მაღალ ტემპერატურებზე არ შეიძლება. ამ დროს კატალიზატორში ხდება სტრუქტურული, ზოგ შემთხვევაში ქიმიური ცვლილებები. რაც შეეხება ფერმენტებს, მათი აქტივობა მაქსიმალურია ადამიანის სხეულის ტემპერატურაზე (~ 37°C). 50°C-ზე უფრო მაღალ ტემპერატურაზე ხდება მათი ინაქტივაცია.

კატალიზატორისათვის დამახასიათებელია სპეციფიკურობა (შერჩევითობა). ერთი და იმავე ნივთიერებებიდან განსხვავებული კატალიზატორების გამოყენებით შეიძლება სხვადასხვა პროდუქტის სინთეზი. მაგალითად, ნახშირბად (II)-ის ოქსიდის წყალთან ურთიერთქმედების დროს ნიკელის კატალიზატორის თანაობისას მიიღება მეთანი, ხოლო ქრომ-თუთიის კატალიზატორით – მეთანოლი:

$$CO + 3H_2 \rightarrow CH_4 + H_2O$$
$$CO + 2H_2 \rightarrow CH_3OH$$

ერთი და იგივე რეაქცია შეიძლება სხვადასხვა კატალიზატორის გამოყენებით წარიმართოს. მაგალითად, გოგირდ (IV)-ის ოქსიდის დაჟანგვა გოგირდ (VI)-ის ოქსიდად მიმდინარეობს როგორც პლატინის, ისე რკინა (III)-ის ოქსიდის ან ვანადიუმ (V)-ის ოქსიდის თანაობისას. ამავე დროს ერთი და იგივე ნივთიერება შეიძლება იყოს სხვადასხვა რეაქციის კატალიზატორი. მაგალითად, პლატინა გამოიყენება კატალიზატორად ორგანულ ნაერთთა ჰიდრირებისა და დეჰიდრირების რეაქციებში, ჟანგვის რეაქციებში (ამიაკის კატალიზური ჟანგვა, გოგირდოვანი აირის ჟანგვა) და სხვა.

§4.7. ქიმიურ რეაქციათა შექცევადობა. ქიმიური წონასწორობა

ქიმიური რეაქციები შეიძლება დავყოთ ორ ჯგუფად – შექცევად და შეუქცევად რეაქციებად. **რეაქცია, რომელიც მხოლოდ ერთი მიმართულებით მიმდინარეობს და მთავრდება მორეაგირე ნივთიერებების რეაქციის პროდუქტებად სრული გარდაქმნით, შეუქცევადია.** მაგალითად, თუ კალიუმის პერმანგანატს გავახურებთ, ის დაიშლება შემდეგი განტოლების მიხედვით:

$$2KMnO_4 \rightarrow K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2$$

ეს რეაქცია მხოლოდ მაშინ შეწყდება, როცა კალიუმის პერმანგანატი მთლიანად დაიშლება. თუ ჩვენ შევეცდებით კალიუმის მანგანატისა და მანგანუმ (IV)-ის ოქსიდის ნარევში ჟანგბადის გატარებით ისევ კალიუმის პერმანგანატის მიღებას, ცდა უშედეგოდ დამთავრდება. ეს იმაზე მეტყველებს, რომ მოცემული რეაქცია შეუქცევადია. შეუქცევადია რეაქციები, რომელთა მიმდინარეობისას:

1. რეაქციის ერთ-ერთი პროდუქტი ტოვებს სარეაქციო არეს – გამოიყოფა ნალექის ან აირის სახით:

$$BaCl_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2HCl$$
$$K_2CO_3 + 2HCl \rightarrow 2KCl + CO_2\uparrow + H_2O$$

2. წარმოიქმნება მცირედ დისოცირებული ნივთიერება:

$$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$$

3. გამოიყოფა დიდი რაოდენობის ენერგია:

$$Mg + 0{,}5O_2 \rightarrow MgO, \quad \Delta H^0 = -602{,}5 \text{ კჯ/მოლი}$$

რეაქციათა უმეტესობა შექცევადია.

რეაქციას, რომელიც ერთსა და იმავე პირობებში ერთდროულად ორი ერთმანეთის საწინააღმდეგო მიმართულებით მიმდინარეობს, შექცევად რეაქციას უწოდებენ. ასეთ რეაქციათა გამოსახველ განტოლებებში ერთმანეთის საპირისპიროდ მიმართულ ისრებს ხმარობენ, რაც

რეაქციის ორივე მიმართულებით მიმდინარეობას ნიშნავს. მაგალითად, A და B ნივთიერებებს შორის მიმდინარე შექცევადი რეაქციის განტოლება ასე დაიწერება:

$$aA + bB \rightleftarrows cC + dD$$

შექცევადი რეაქცია მიმდინარეობს არა ბოლომდე, არამედ – ქიმიური წონასწორობის დამყარებამდე. პროცესის დასაწყისში, როდესაც რეაგენტთა კონცენტრაციები მაღალია, პირდაპირი რეაქციის სიჩქარე მაქსიმალურია:

$$v_1 = k_1 C_A^{\ a} \cdot C_B^{\ b}$$

რეაქციის პროცესში საწყის ნივთიერებათა კონცენტრაციების შემცირებასთან ერთად პირდაპირი რეაქციის სიჩქარე თანდათან კლებულობს. ამასთანავე, რეაქციის პროდუქტების დაგროვებასთან ერთად შექცევადი რეაქციის სიჩქარე თანდათან იზრდება:

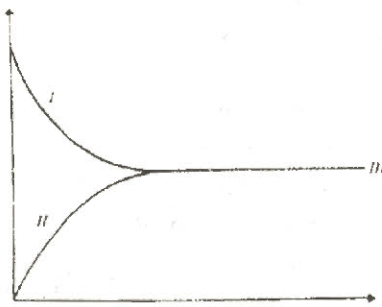
$$v_2 = k_2 C_C^{\ c} \cdot C_D^{\ d}$$

გარკვეულ მომენტში ორი ურთიერთსაპირისპირო რეაქციის სიჩქარეები ერთმანეთს გაუტოლდება და დამყარდება ქიმიური წონასწორობა (იხ. სურათი. 4.4).

მორეაგირე ნივთიერებათა სისტემის ისეთ მდგომარეობას, როდესაც დროის ერთეულში თითოეული ნივთიერების იმდენივე მოლეკულა წარმოიქმნება, რამდენიც იხარჯება, ქიმიური წონასწორობა ეწოდება.

რადგან ქიმიური წონასწორობის დროს $v_1 = v_2$, ამიტომ $k_1[A]^a[B]^b = k_2[C]^c[D]^d$, საიდანაც:

$$\frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b} = \frac{k_1}{k_2} = k$$



სურათი 4.4. პირდაპირი და შექცევადი რეაქციების სიჩქარის ცვლილება დროში
I – პირდაპირი რეაქცია
II – შექცევადი რეაქცია
III – წონასწორობა

ამ გამოსახულებებში [A], [B], [C] და [D] მორეაგირე ნივთიერებათა წონასწორული კონცენტრაციებია (ისინი განსხვავდებიან ამ ნივთიერებათა არაწონასწორული C_A, C_B, C_C, C_D კონცენტრაციებისაგან.), ხოლო K – წონასწორობის მუდმივა. მაშასადამე, წონასწორობის მუდმივა არის მიღებული და აღებული ნივთიერებების წონასწორული კონცენტრაციების ნამრავლთა ფარდობა (სტექიომეტრული კოეფიციენტების გათვალისწინებით). ყოველი ქიმიური წონასწორობა ხასიათდება გარკვეული მნიშვნელობის წონასწორობის მუდმივათი, რომელიც დამოკიდებულია მორეაგირე ნივთიერებათა ბუნებაზე, ტემპერატურაზე და არა მათ კონცენტრაციაზე.

მოცემული რეაქციის წონასწორობის მუდმივა განსაზღვრავს ამ რეაქციის გამოსავალს. როცა $K \gg 1$, რეაქციის გამოსავალი დიდია, ხოლო, როცა $K \ll 1$ – მცირე.

წონასწორობის მუდმივა, რომელიც გამოსახულია მორეაგირე ნივთიერებათა და რეაქციის პროდუქტთა წონასწორული კონცენტრაციებით (K_C), იხმარება ხსნარებში რეაქციების დროს. აირთა მონაწილეობით მიმდინარე რეაქციებში წონასწორობის მუდმივა შეიძლება გამოისახოს აირების პარციალური წნევების საშუალებით (K_p). აირის პარციალურ წნევაში გულისხმობენ იმ წნევას, რომელსაც შექმნიდა ნარევის შემადგენლობაში შემავალი ეს აირი, თუ ის იმავე ტემპერატურაზე მარტო დაიკავებდა მთელი ნარევის მოცულობის ტოლ მოცულობას. რიცხო-

ბრივად ის ტოლია მოცემული აირის მოლური წილის ნამრავლისა სისტემის საერთო წნევაზე. ამიაკის სინთეზის ($N_2 + 3H_2 \rightleftarrows 2NH_3$) წონასწორული პროცესისათვის:

$$K_P = \left(\frac{P_{NH_3}^{\ 2}}{P_{N_2} \cdot P_{H_2}^{\ 3}} \right)_{წონასწ.}$$

როცა აირადი რეაგენტებისა და რეაქციის პროდუქტების რაოდენობები ტოლია, მაშინ $K_C = K_P$, სხვა შემთხვევებში კი ისინი ერთმანეთისაგან განსხვავდებიან.

ჰეტეროგენური წონასწორული პროცესის შემთხვევაში წონასწორობის მუდმივას გამოსახულებაში არ შედის რეაქციაში მონაწილე მყარი ნივთიერებების კონცენტრაციები. მაგალითად, დახშულ ჭურჭელში მიმდინარე კალციუმის კარბონატის თერმული დისოციაციის ($CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$) წონასწორული პროცესისათვის:

$$K_P = (P_{CO_2})_{წონასწ.}$$

წონასწორობის მუდმივა, მისი მათემატიკური გამოსახულებიდან გამომდინარე, შეიძლება იყოს განზომილებიანი ან უგანზომილებო სიდიდე. თუ წილადის მრიცხველისა და მნიშვნელის განზომილებები ერთნაირია, მაშინ მუდმივა უგანზომილებო სიდიდეა. წინააღმდეგ შემთხვევაში კი მისი განზომილებაა კონცენტრაციის ან წნევის ერთეულები.

წონასწორობის მდგომარეობაში ერთმანეთის საპირისპირო ორივე რეაქცია უწყვეტად მიმდინარეობს, ამიტომ ქიმიური წონასწორობა დინამიკურია – მოძრავია.

წონასწორული სისტემის ერთი მდგომარეობიდან მეორეში გადასვლას, წონასწორობის გადახრა ეწოდება. გადახრას იწვევს მორეაგირე ნივთიერებათა კონცენტრაციის, სისტემის ტემპერატურისა და წნევის ცვლილება. გადახრის მიმართულება განისაზღვრება ფრანგი ფიზიკოს-ქიმიკოსის ა. ლე-შატელიეს მოძრავი წონასწორობის პრინციპით, რომლის თანახმად, **თუ რაიმე ფაქტორი არღვევს წონასწორობას, სისტემაში აღიძვრება ისეთი პროცესი, რომელიც ამ დარღვევი ფაქტორის მოქმედების შემცირების მიმართულებით წარიმართება.**

თუ წონასწორულ სისტემაში შევცვლით ერთ-ერთი ნივთიერების კონცენტრაციას, წონასწორობა ირღვევა და გარკვეული დროის შემდეგ კვლავ აღდგება. ახალ წონასწორულ მდგომარეობაში წონასწორული კონცენტრაციების მნიშვნელობები სხვა იქნება, მაგრამ წონასწორობის მუდმივა არ შეიცვლება.

ერთ-ერთი მორეაგირე ნივთიერების კონცენტრაციის გაზრდისას წონასწორობა გადაიხრება ამ ნივთიერების კონცენტრაციის შემცირების მიმართულებით, ხოლო კონცენტრაციის შემცირებისას – ამ ნივთიერების წარმოქმნის მიმართულებით.

წნევა გავლენას ახდენს მხოლოდ ისეთი რეაქციების წონასწორობის მდგომარეობაზე, რომელიც მიმდინარეობს აირად ფაზაში ნივთიერებათა რაოდენობის ცვლილებით. თუ რეაქცია მიმდინარეობს ნივთიერებათა რაოდენობის შემცირებით (ე.ი. წნევის შემცირებით), წნევის გაზრდა გამოიწვევს წონასწორობის გადახრას რეაქციის პროდუქტების წარმოქმნის მხარეს. ამ დროს K იზრდება. თუ რეაქცია მიმდინარეობს ნივთიერებათა რაოდენობის გაზრდით, წნევის გაზრდა, პირიქით, გამოიწვევს წონასწორობის გადახრას საწყისი ნივთიერებების წარმოქმნის მხარეს. ამ დროს K მცირდება. თუ რეაქცია მიმდინარეობს აირად ნივთიერებათა რაოდენობის შეუცვლელად, წნევა ასეთ წონასწორულ სისტემაზე გავლენას არ ახდენს.

ქიმიურ წონასწორობაზე ტემპერატურის გავლენის გასარკვევად აუცილებელია რეაქციის სითბური ეფექტის ცოდნა. თუ რეაქცია ეგზოთერმულია, ტემპერატურის გაზრდა გამოიწვევს წონასწორობის გადახრას საწყისი ნივთიერებების მხარეს (ე.ი. ენდოთერმულია რეაქციის მიმართულებით), ამ დროს K მცირდება. თუ რეაქცია ენდოთერმულია, ტემპერატურის გაზრდისას წონასწორობა იხრება რეაქციის პროდუქტის მხარეს, ამ დროს K იზრდება.

კატალიზატორი არ იწვევს წონასწორობის გადახრას, ის ერთნაირად ზრდის როგორც პირდაპირი, ისე შექცევად რეაქციის სიჩქარეს და სისტემა უფრო მოკლე დროში მიყავს წონასწორულ მდგომარეობამდე.

მაგალითად, ამიაკის სინთეზი შექცევადი, კატალიზური, ეგზოთერმული რეაქციაა, რომელიც მიმდინარეობს მორეაგირე ნივთიერებათა რაოდენობის შემცირებით. აქედან გამომდინარე, ამიაკის გამოსავლიანობის გაზრდას (წონასწორობის მუდმივას გაზრდას) იწვევს წნევის გაზრდა, ტემპერატურის შემცირება, ხოლო კატალიზატორი წონასწორულ მდგომარეობაზე გავლენას არ ახდენს.

უნდა აღინიშნოს, რომ ლე-შატელიეს პრინციპის გამოყენება, ქიმიური გარდაქმნების ანალოგიურად, ფიზიკური გარდაქმნებისთვისაც შეიძლება.

წონასწორობის გადახრა, რომელიც დამყარებულია მოძრავი წონასწორობის პრინციპზე, მნიშვნელოვან როლს ასრულებს ქიმიაში. მისი გამოყენებით შესაძლებელია მრავალი სამრეწველო პროცესის სასურველი მიმართულებით წარმართვა.

კითხვები და სავარჯიშოები

1. მოიყვანეთ შეერთების, დაშლის, მიმოცვლის და ჩანაცვლების რეაქციების მაგალითები; ყველა რეაქციის განტოლებაში მარცხენა ან მარჯვენა მხარეს იყოს ნებისმიერად აღებული ერთი და იგივე ნივთიერება.
2. რატომაა თხევადი წყლისა და წყლის ორთქლის წარმოქმნის რეაქციათა სითბური ეფექტები განსხვავებული?
3. მარტივი ნივთიერებებიდან წყლის სინთეზის რეაქციის სიჩქარე შეიძლება გაიზარდოს კატალიზატორის ოანაობისას. შეიცვლება თუ არა ამ დროს რეაქციის სითბური ეფექტი?
4. მოიყვანეთ არანაკლებ სამი მაგალითი ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციისა, რომელსაც ყოფაცხოვრებაში ვხვდებით და დაწერეთ შესაბამისი ქიმიური განტოლებები.
5. მოიყვანეთ ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციის მაგალითი, რომელშიც ორი ელემენტი – მჟანგავი შედის ერთისა და იმავე მოლეკულის შედგენილობაში.
6. შეიძლება თუ არა რომელიმე რეაქციაში აღმდგენის როლში გამოვიდეს: ა) ჟანგბადის ატომი, ბ) ჟანგბადის იონი, გ) სპილენძის ატომი, დ) სპილენძის იონი? პასუხი განმარტეთ.
7. შეიძლება თუ არა რომელიმე რეაქციაში მჟანგავის როლში გამოვიდეს: ა) ფთორის ატომი, ბ) ფთორის იონი, გ) კალიუმის ატომი, დ) კალიუმის იონი? პასუხი განმარტეთ.
8. რა შემთხვევაში ავლენს ნივთიერება მხოლოდ მჟანგავ უნარს? მხოლოდ აღმდგენ უნარს? ან ორივე – როგორც მჟანგავ, ისე აღმდგენ უნარს?

9. როგორ იცვლება გოგირდის აღმდგები უნარი რიგში: H_2S, S, SO_2, SO_3. მათ შორის რომელია ყველაზე ძლიერი მჟანგავი? ყველაზე ძლიერი აღმდგენი? მიეცით სათანადო ახსნა.
10. როგორ იცვლება ქლორის აღმდგენი უნარი რიგში: HCl, Cl_2, HClO, $HClO_2$, $HClO_3$, $HClO_4$? რომელია მათ შორის ყველაზე ძლიერი მჟანგავი? ყველაზე ძლიერი აღმდგენი? მიეცით სათანადო ახსნა.
11. $FeCl_2$-ის მისაღებად გავარვარებულ რკინაზე ატარებენ ქლორწყალბადს და არა ქლორს. ახსენით მიზეზი.
12. დაამთავრეთ და შეურჩიეთ კოეფიციენტები შემდეგ ჟანგვა-აღდგენით რეაქციებს:
$NH_3 + SO_2 \rightarrow$
$H_2S + FeCl_3 \rightarrow$
$H_2O_2 + HIO_3 \rightarrow$
$FeCl_2 + KClO_3 + HCl \rightarrow$
$SO_2 + KMnO_4 \rightarrow$
$NaBr + NaBrO_3 + H_2SO_4 \rightarrow$
$KCl + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow$
$NaI + NaNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow$
$Na_2S + Na_2SO_3 + HCl \rightarrow$
13. განსაზღვრეთ გოგირდმჟავას ეკვივალენტი (ეკვივალენტობის ფაქტორი და ეკვივალენტობის რიცხვი) შემდეგ ჟანგვა-აღდგენით პროცესებში:
ა) სულფატ-იონი გარდაიქმნება სულფიტ-იონად.
ბ) სულფატ-იონი გარდაიქმნება სულფიდ-იონად.
14. დაასახელეთ სამი ფაქტორი, რომელთა ცვლილება გავლენას ახდენს რაიმე კონკრეტული რეაქციის სიჩქარეზე. ახსენით თითოეული დასახელებული ფაქტორის გავლენა მოლეკულურ დონეზე.
15. დადგენილია, რომ კინეტიკურ განტოლებას აქვს შემდეგი სახე:
$V=k[A]^2[B]$. ამ განტოლების რომელ წევრზე მოახდენს გავლენას:
ა) ნივთიერების კონცენტრაციის ორჯერ გაზრდა;
ბ) კატალიზატორის შეტანა;
გ) A ნივთიერების კონცენტრაციის ორჯერ გაზრდა და, იმავდროულად, B ნივთიერების კონცენტრაციის ორჯერ შემცირება;
დ) ტემპერატურის აწევა.
16. როგორ ავხსნათ, რომ ჩვეულებრივ პირობებში ალუმინის ბრომთან ურთიერთქმედება უფრო ენერგიულად მიმდინარეობს, ვიდრე ქლორთან?
17. შეიცვლება თუ არა რეაქციის სიჩქარე წყალბადსა და ჟანგბადს შორის, თუ მათ ნარევში პირობების შეუცვლელად შევიტანთ რომელიმე ინერტულ აირს?
18. ცნობილია, რომ ფინულს 0^0C-ზე თბევად წყალზე ნაკლები სიმკვრივე აქვს. ლე-შატელიეს პრინციპიდან გამომდინარე, განსაზღვრეთ, რა დამოკიდებულებაშია ფინულის დნობის ტემპერატურა წნევის ზრდასთან?
19. რა განსხვავებაა პლატინის კატალიზატორის მოქმედებას შორის ამიაკის სინთეზის დროს და ამიაკის ჟანგვისას?
20. ზოგიერთი რეაქცია დაწყების შემდეგ მიდის სიჩქარის მატებით, რაც ხშირად აფეთქებით მთავრდება. ახსენით ამ მოვლების მიზეზი.

21. როგორ გავლენას ახდენს ტემპერატურა ადსორბციის და მის საწინააღმდეგო – დესორბციის პროცესებზე? როგორი პროცესია ადსორბცია – ეგზოთერმული თუ ენდოთერმული?

22. თუ პირდაპირი რეაქცია ეგზოთერმულია, ხოლო შექცეული რეაქცია ენდოთერმული, რომელი მათგანი ხასიათდება უფრო მაღალი მნიშვნელობის აქტივაციის ენერგიით?

23. შექცევადი რეაქცია მიმდინარეობს აირად ფაზაში და პირდაპირი რეაქციის განტოლებაში სტექიომეტრიული კოეფიციენტების ჯამი მეტია, ვიდრე შექცეულ რეაქციის განტოლებაში. როგორ იმოქმედებს ამ სისტემის წონასწორობაზე წნევის შეცვლა? მიეცით სათანადო ახსნა.

თავი 5

ხსნარები. ელექტროლიტური დისოციაცია. ელექტროლიზი

§5.1. ნივთიერებათა ხსნადობა წყალში

ხსნარი არის ორი ან მეტი ნივთიერებისაგან შემდგარი ცვლადი შედგენილობის ერთგვაროვანი სისტემა. ყოველი ხსნარი შედგება გამხსნელისა და გახსნილი ნივთიერებისაგან. თუ ისინი სხვადასხვა აგრეგატულ მდგომარეობაში არიან, გამხსნელად თვლიან იმ ნივთიერებას, რომელიც სუფთა სახით იმავე აგრეგატულ მდგომარეობაშია, რომელშიც ხსნარი (მაგალითად, მარილთა წყალხსნარების შემთხვევაში გამხსნელი წყალია). მაგრამ, თუ ორივე ნივთიერება ერთსა და იმავე აგრეგატულ მდგომარეობაშია (მაგალითად, წყალი და სპირტი), მაშინ გამხსნელია ის ნივთიერება, რომელიც მეტი რაოდენობითაა.

მრავალი ხსნარი, გარდა გამხსნელის და გახსნილი ნივთიერებისა, შეიცავს მათი ურთიერთქმედების პროდუქტებსაც. მაგალითად, გოგირდმჟავას წყალხსნარი შედგება გამხსნელის – წყლის, გახსნილი ნივთიერება – გოგირდმჟავასა და მათი ურთიერთქმედების პროდუქტების – ჰიდრატირებული H^+, HSO_4^- და SO_4^{2-} იონებისაგან. მაშასადამე, **ხსნარი ერთგვაროვანი სისტემაა, რომელიც შედგება გამხსნელის, გახსნილი ნივთიერებისა და მათი ურთიერთქმედების პროდუქტებისაგან.**

აგრეგატული მდგომარეობის მიხედვით ხსნარი შეიძლება იყოს თხევადი (მარილთა წყალხსნარები), მყარი (შენადნობები) და აირადი (აირთა ნარევი, ჰაერი). განსაკუთრებით დიდი მნიშვნელობა აქვთ თხევად ხსნარებს, კერძოდ კი წყალხსნარებს.

წყალში ან სხვა გამხსნელში ნივთიერებათა გახსნის უნარს ხსნადობა ეწოდება. წყალში შეიძლება გაიხსნას მრავალი მყარი, თხევადი და აირადი ნივთიერება. წყალში ხსნადობის მიხედვით ნივთიერებებს ყოფენ სამ ჯგუფად: კარგად ხსნად, მცირედ ხსნად და პრაქტიკულად უხსნად ნივთიერებებად. აღსანიშნავია, რომ აბსოლუტურად უხსნადი ნივთიერებები არ არსებობს. მაგალითად, ლითონური ვერცხლი წყალში მცირე რაოდენობით მაინც იხსნება და ვერცხლის ეს რაოდენობა საკმარისია იმისათვის, რომ წყალში მიკროორგანიზმები მოისპოს. პრაქტიკულად უხსნადი ნივთიერებებია: მინა, ოქრო, ვერცხლისწყალი, AgCl, $BaSO_4$, $CaCO_3$, CuS. ნავთი, მცენარეული ზეთები, ინერტული აირები და სხვ.; წყალში მცირედ ხსნადი ნივთიერებებია: თაბაშირი, ბენზოლი, დიეთილეთერი, მეთანი, ჟანგბადი, აზოტი და სხვ. მრავალი ნივთიერება წყალში კარგად იხსნება. მაგალითად, ნატრიუმის, კალიუმის, ამონიუმის მარილები, ნიტრატები, ტუტე ლითონთა ჰიდროქსიდები, ეთილის სპირტი, გლიცერინი, ძმარმჟავა, ქლორწყალბადი და სხვა.

მოყვანილი მაგალითებიდან ჩანს, რომ ხსნადობა უპირველეს ყოვლისა დამოკიდებულია ნივთიერების ბუნებაზე.

გახსნა თავისთავადი პროცესია და განპირობებულია გახსნილი ნივთიერებებისა და გამხსნელის შემადგენელი ნაწილაკების ურთიერთქმედებით. მყარი ნივთიერების სითხეში გახსნის პროცესი ასე შეიძლება წარმოვიდგინოთ: გამხსნელის გავლენით მყარი ნივთიერების ზედაპირული შრიდან თანდათანობით წყდება იონები (თუ გასახსნელი ნივთიერების კრისტალური

სტრუქტურა იონურია), ან მოლეკულები (თუ სტრუქტურა მოლეკულურია) და დიფუზიის გზით თანაბრად ნაწილდება ხსნარის მთელ მოცულობაში. ეს პროცესი ვრცელდება ნაწილაკების შემდეგ შრეებზე, რომელთა გაშიშვლება ხდება კრისტალში ზედაპირული შრის მოცილების შემდეგ. მეორე მხრივ, ხსნარში ნაწილაკთა (მოლეკულების, იონების) კონცენტრაციის თანდათანობით ზრდასთან ერთად მატულობს ჯერ კიდევ გაუხსნელი ნივთიერების მყარ ზედაპირთან მათი შეჯახებისა და, აქედან გამომდინარე, ამ ზედაპირზე შეკავების ალბათობა. ე.ი. გახსნას თან ახლავს უკუპროცესი – კრისტალიზაცია.

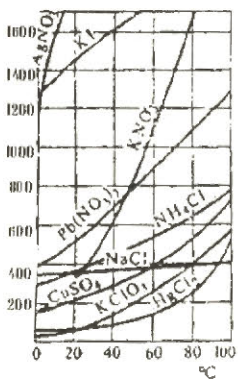
ხსნარს, რომელშიც მოცემული ნივთიერება მოცემულ ტემპერატურაზე მეტი აღარ იხსნება, ნაჯერი ეწოდება. იმისათვის, რომ მივამზადოთ მოცემულ ტემპერატურაზე ნაჯერი ხსნარი, გამხსნელში უნდა გავხსნათ (მორევის პირობებში) გასახსნელი ნივთიერება მანამ, სანამ ჭარბი ნივთიერება არ დარჩება გაუხსნელი. ამ შემთხვევაში მყარდება წონასწორობა გახსნილ და ჭარბად დარჩენილ ნივთიერებას შორის. ნივთიერების რამდენი ნაწილაკიც გადავა ხსნარში, იმდენივე გამოიყოფა ხსნარიდან. ნაჯერი ხსნარი მოცემულ ტემპერატურაზე შეიცავს გახსნილი ნივთიერების მაქსიმალურ რაოდენობას.

ხსნარს, რომელშიც მოცემული ნივთიერება მოცემულ ტემპერატურაზე შეიძლება კიდევ გაიხსნას, უჯერი ეწოდება.

ხსნარს, რომელიც მოცემულ ტემპერატურაზე უფრო მეტი რაოდენობით გახსნილ ნივთიერებას შეიცავს, ვიდრე ნაჯერი ხსნარი ამავე ტემპერატურაზე, ზენაჯერი ეწოდება. თუ მივამზადებთ ნაჯერ ხსნარს მაღალ ტემპერატურაზე, გაუხსნელ ნაწილს გავფილტვრით მოვაცილებთ და ფილტრატს ფრთხილად გავაცივებთ ოთახის ტემპერატურამდე, მიიღება ზენაჯერი ხსნარი. ის არამდგრადია და ზოგ შემთხვევაში შენჯღრევაც კი საკმარისია ჭარბად გახსნილი ნივთიერების გამოსაყოფად. ზოგჯერ კი სისტემა იმდენად მდგრადია, რომ საჭიროა კრისტალიზაციის ცენტრის (მცირე ზომის ნაწილაკის) შეტანა.

ხსნადობას რაოდენობითად ახასიათებენ ხსნადობის კოეფიციენტით. **მოცემულ ტემპერატურაზე ნაჯერი ხსნარის წარმოქმნისათვის საჭირო ნივთიერების მასის ფარდობას გამხსნელის მოცულობასთან, ხსნადობის კოეფიციენტი ანუ ხსნადობა ეწოდება**. აღინიშნება S-ით.

$$S = \frac{m_{\text{ნივთ.}}}{v_{\text{გამხს.}}}$$



სურათი 5.1. მყარი ნივთიერებების ხსნადობის მრუდები

ხსნადობის განზომილებაა გ/ლ. ხსნადობა გვიჩვენებს, თუ რა მასის ნივთიერება შეიძლება მაქსიმალურად გაიხსნას 1 ლ მოცულობის გამხსნელში მოცემულ ტემპერატურაზე. თუ 1 ლ გამხსნელში ოთახის ტემპერატურაზე იხსნება 100 გ-ზე მეტი – ნივთიერება კარგად ხსნადია, თუ 10 გ-ზე ნაკლები – მცირედ ხსნადი, ხოლო, თუ 0,1 გ-ზე ნაკლები – პრაქტიკულად უხსნადი.

ნივთიერებათა ხსნადობა დამოკიდებულია ტემპერატურაზე. ამიტომ ხსნადობაზე საუბრისას აუცილებელია ტემპერატურის მითითება. ხსნადობის ტემპერატურაზე დამოკიდებულებას გამოსახავენ ე.წ. ხსნადობის მრუდის დახმარებით, სადაც აბსცისთა ღერძზე გადაზომილია ტემპერატურა, ხოლო ორდინატთა ღერძზე – ხსნადობის კოეფიციენტი (იხ. სურათი 5.1). ხსნადობის მრუდის დახმარებით განისაზღვრება ხსნადობა სხვადასხვა ტემპერატურაზე. უმეტეს

შემთხვევაში მყარ ნივთიერებათა ხსნადობა იზრდება ტემპერატურის მომატებით. მაგალითად, KNO_3, $Pb(NO_3)_2$, NH_4Cl და სხვ. მაგრამ არსებობს ნივთიერებები, რომელთა ხსნადობა ტემპერატურის გაზრდით უმნიშვნელოდ მატულობს (მაგალითად, NaCl), ან მცირდება კიდეც ($Ca(OH)_2$, Li_2SO_4 და სხვ.). მყარ ნივთიერებათა ხსნადობაზე წნევა უმნიშვნელო გავლენას ახდენს, რადგან გახსნისას არ მიმდინარეობს სისტემის მოცულობის შესამჩნევი ცვლილება.

აირთა ხსნადობა დამოკიდებულია აირის ბუნებასა და გამხსნელის გვარობაზე. კარგად იხსნება ის აირი, რომელიც გამხსნელთან ქიმიურად ურთიერთქმედებს. მაგალითად, წყალში კარგად იხსნება ამიაკი, ქლორწყალბადი, გოგირდ (IV)-ის ოქსიდი. აირი, რომელიც გახსნისას წყალთან ქიმიურად არ ურთიერთქმედებს, იჩენს მცირე ხსნადობას. მაგალითად, H_2, O_2, N_2. უნდა აღინიშნოს, რომ, თუ წყალში გახსნილია რაიმე ნივთიერება, მიღებულ ხსნარში აირის ხსნადობა უფრო მცირეა, ვიდრე სუფთა წყალში. ამასთან, რაც უფრო მეტია გახსნილი ნივთიერების კონცენტრაცია, მით უფრო ნაკლებია აირის ხსნადობა.

აირთა ხსნადობა დამოკიდებულია, აგრეთვე, წნევასა და ტემპერატურაზე. კერძოდ, წნევის მომატებისას ხსნადობა იზრდება, ხოლო ტემპერატურის მომატებისას – მცირდება.

სითხეში აირის გახსნისას მყარდება წონასწორობა აირსა და აირით გაჯერებულ ხსნარს შორის. დახშულ ჭურჭელში აირად ფაზაში მყოფი მოლეკულები განუწყვეტლივ ეჯახება სითხის ზედაპირს და იხსნება მასში. აირის გახსნის სიჩქარე მისი წნევის პროპორციულია. გახსნასთან ერთად ადგილი აქვს უკუპროცესს – გახსნილი აირის მოლეკულები სითხიდან გადადიან აირად ფაზაში. როდესაც ამ ორი პროცესის სიჩქარე ერთმანეთს უტოლდება, მყარდება წონასწორობა და მიიღება აირით გაჯერებული ხსნარი. თუ გავზრდით აირის წნევას, იმდენჯერვე გაიზრდება სითხეში გახსნილი აირის რაოდენობა. გადიდებული წნევის ქვეშ კვლავ დამყარდება წონასწორობა. ამრიგად, მუდმივი ტემპერატურის პირობებში აირის სითხეში ხსნადობა წნევის პირდაპირპროპორციულია. ეს კანონზომიერება ცნობილია ჰენრის კანონის სახელწოდებით. ჰენრის კანონს მკაცრად ექვემდებარება აირები, რომელთა ხსნადობა შედარებით მცირეა და რომლებიც ქიმიურად არ ურთიერთქმედებენ გამხსნელთან.

ჯ. დალტონმა დაადგინა, რომ ნარევში შემავალი ინდივიდუალური აირის ხსნადობა პირდაპირპროპორციულია მისი პარციალური წნევისა (და არა აირთა ნარევის საერთო წნევისა). ჟანგბადის ხსნადობა წყალში დაახლოებით ორჯერ სჭარბობს აზოტის ხსნადობას, რის გამოც წყალში გახსნილი ჰაერი შეიცავს ჟანგბადს უფრო მეტი რაოდენობით, ვიდრე ატმოსფერული ჰაერი.

თუ თბილ ადგილზე მოვათავსებთ ჭიქით ცივ წყალს, გარკვეული დროის შემდეგ მისი შიგა კედლები დაიფარება აირის ბუშტუკებით. ეს ის ჰაერია, რომელიც გახსნილი იყო წყალში და გათბობის შედეგად გამოიყო წყლიდან. მაშასადამე, ტემპერატურის გაზრდით აირების ხსნადობა მცირდება. თუ წყალს წამოვადულებთ, შეიძლება მთლიანად გამოვაძევოთ მასში გახსნილი აირი. უნდა აღინიშნოს, რომ აირთა გახსნა ყოველთვის ეკზოთერმული პროცესია, რადგან ამ დროს, ძირითადად, აირთა მოლეკულების ჰიდრატაციის პროცესი მიმდინარეობს. ამიტომ, ტემპერატურის გაზრდა, ლე-შატელიეს პრინციპის თანახმად, გამოიწვევს წონასწორობის გადახრას ხსნადობის შემცირების მიმართულებით.

ხსნარებს უდიდესი მნიშვნელობა აქვს ბუნებაში, მედიცინასა და ტექნიკაში. ბუნებრივი წყალხსნარებიდან დედამიწის ქერქში წარმოქმნილია ქანების უზარმაზარი ფენები. მცენარეები ზრდისათვის აუცილებელ მარილებს ნიადაგიდან მხოლოდ წყალხსნარების სახით იღებს. ცხოველის და ადამიანის მიერ საკვების ათვისება დაკავშირებულია საკვები ნივთიერების ხსნარში

გადასვლასთან. ყველა ბუნებრივი წყალი ხსნარია. ცოცხალ ორგანიზმებში მიმდინარე ყველა სასიცოცხლო პროცესი, ამ პროცესების რეგულირება სამკურნალო პრეპარატების მეშვეობით დამოკიდებულია ხსნართა თვისებებზე. მრავალი სამრეწველო მნიშვნელობის ქიმიური რეაქცია ხსნარებში მიმდინარეობს, რადგან ნივთიერებათა წინასწარი გახსნა გამხსნელში უზრუნველყოფს მათ შორის სწრაფ ურთიერთქმედებას.

§5.2. სითბური მოვლენები გახსნის დროს

ხსნარების შესახებ ორი ძირითადი თეორია არსებობს: ფიზიკური და ქიმიური. ფიზიკური თეორიის მიხედვით (ი. ვანტ-ჰოფი, სარენიუსი და სხვ.) გამხსნელი განიხილება ქიმიურად ინერტულ არედ, რომელშიც თანაბრადაა განაწილებული გახსნილი ნივთიერების ნაწილაკები მათ შორის ქიმიური ურთიერთქმედების გარეშე.

ხსნართა ქიმიური თეორიის თანახმად, გახსნილი ნივთიერების ნაწილაკების გამხსნელის მოლეკულებთან ურთიერთქმედების შედეგად წარმოიქმნება ცვლადი შედგენილობის ნაერთები – ჰიდრატები (წყალხსნარების შემთხვევაში), ან სოლვატები (არაწყალხსნარების შემთხვევაში. ლათ. solvere – გახსნა). მათი წარმოქმნა გამხსნელისა და გასახსნელი ნაერთების ბუნებისაგან დამოკიდებულებით ხორციელდება სხვადასხვა გზით – ელექტროსტატიკური ან დონორულ-აქცეპტორული ურთიერთქმედების ძალებით, წყალბადური ბმების მეშვეობით და სხვა.

გახსნის ქიმიურ ბუნებაზე მიუთითებს მრავალი ექსპერიმენტული ფაქტი, მაგალითად, სითბური მოვლენები გახსნის დროს. აღმოჩნდა, რომ ქიმიური რეაქციების ანალოგიურად, ნივთიერებათა გახსნას თან ახლავს სითბური ეფექტი – სითბოს გამოყოფა ან შთანთქმა. მაგალითად, გოგირდმჟავას, ნატრიუმის ჰიდროქსიდის წყალში გახსნის დროს შეიმჩნევა ხსნარის ძლიერი გაცხელება, ხოლო ამონიუმის ნიტრატის გახსნისას – ძლიერი გაცივება.

გახსნა შეიძლება წარმოვიდგინოთ, როგორც ორი თანმიმდევრული პროცესის ჯამი:

1) გასახსნელი ნივთიერების ნაწილაკების ერთმანეთისაგან დაშორება. თუ ნივთიერება მყარია, კრისტალური სტრუქტურის რღვევა, დაშლა მოლეკულებად ან იონებად, რაზედაც იხარჯება ენერგია ($+\Delta H_1$).
2) გახსნილი ნივთიერების ნაწილაკების წყლის მოლეკულებთან ურთიერთქმედება ანუ ჰიდრატაცია, რაც დაკავშირებულია ენერგიის გამოყოფასთან ($-\Delta H_2$).

ამ ენერგიების თანაფარდობაზეა დამოკიდებული გახსნის სითბური ეფექტი. $\Delta H = +\Delta H_1 + (-\Delta H_2)$. თუ გასახსნელი ნივთიერების ნაწილაკების დაცილებაზე უფრო ნაკლები ენერგია იხარჯება, ვიდრე გამოიყოფა ჰიდრატაციის დროს, გახსნისას ადგილი ექნება სითბოს გამოყოფას, ე.ი. გახსნა იქნება ეგზოთერმული პროცესი, თუ პირიქით ხდება, გახსნა იქნება ენდოთერმული პროცესი. **გახსნის მოლური სითბო არის სითბოს ის რაოდენობა, რომელიც გამოიყოფა ან შთაინთქმება ერთი მოლი ნივთიერების გახსნისას ისეთი რაოდენობის გამხსნელში, რომლის შემდგომ დამატებას თან არ ახლავს სითბური ეფექტის ცვლილება.**

ზოგიერთი ნივთიერების წყალში გახსნისას წარმოიქმნება შეფერილი ხსნარები. ფერის ცვლილებაც გახსნილი ნივთიერების ნაწილაკების წყალთან ურთიერთქმედებაზე მიუთითებს. მაგალითად, უწყლო სპილენძ (II)-ის სულფატი უფეროა, მაგრამ, თუ მას წყალში გავხსნით, ხსნარი ცისფრად იფერება. ეს ჰიდრატირებული Cu^{2+} იონების ფერია. ხშირად წარმოქმნილი ჰიდრატები იმდენად მტკიცეა, რომ მათი გამოყოფა ხსნარიდან ხდება კრისტალების სახით. მაგალითად, $CuSO_4$-ის ხსნარიდან წყლის აორთქლებისას მიიღება შაბიამნის – $CuSO_4 \cdot 5H_2O$

ცისფერი კრისტალები. კრისტალურ ნივთიერებებს, რომელთა შედგენილობაში წყლის მოლეკულებიც შედის, უწოდებენ კრისტალჰიდრატებს, ხოლო მათში შემავალ წყალს – კრისტალიზაციურ წყალს. ეს. კრისტალჰიდრატები ჰიდრატებია მყარ მდგომარეობაში. მრავალი მარილი წარმოქმნის კრისტალჰიდრატს. მაგალითად: $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ – გლაუბერის მარილი, $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ – კრისტალური სოდა, $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ – ინგლისური (მწარე) მარილი და სხვ. აღსანიშნავია, რომ უწყლო მარილების გახსნას თან სდევს სითბოს გამოყოფა, ხოლო შესაბამისი კრისტალჰიდრატების გახსნას – სითბოს შთანთქმა, რაც იმით აიხსნება, რომ პირველ შემთხვევაში მარილის არაჰიდრატირებული იონები ურთიერთქმედებს წყალთან, მეორე შემთხვევაში კი უკვე ჰიდრატირებული იონების ურთიერთქმედება წყალთან უმნიშვნელოა.

კრისტალჰიდრატების სიმტკიცე სხვადასხვაა. ერთნი წყალს კარგავენ ოთახის ტემპერატურაზე, მეორენი კი – მხოლოდ ძლიერი გახურებისას.

მაშასადამე, გახსნა არა მარტო ფიზიკური, არამედ ქიმიური პროცესიცაა. აქედან გამომდინარე, ხსნარები ფიზიკურ-ქიმიური სისტემებია.

ხსნართა ქიმიური თეორია (ჰიდრატული თეორია) ექსპერიმენტულ მონაცემებზე დაყრდნობით შექმნა დ. მენდელეევმა. ამ თეორიის შემდგომ განვითარებაში დიდი წვლილი შეიტანეს რუსმა მეცნიერებმა: დ. კონოვალოვმა, ი. კაბლუკოვმა, ნ. კურნაკოვმა და სხვებმა.

§5.3. ხსნარების შედგენილობის გამოსახვა

ნებისმიერი ხსნარის მნიშვნელოვან მახასიათებელს წარმოადგენს მისი შედგენილობა, რომლის გამოსახვა შეიძლება როგორც თვისებითად, ისე რაოდენობითად. ხსნარების მახლობითი რაოდენობითი შეფასებისას გამოიყენება განზავებული და კონცენტრირებული ხსნარების ცნებები. გახსნილი ნივთიერების შედარებით დაბალი შემცველობის ხსნარს განზავებულს უწოდებენ, ხოლო შედარებით მაღალი შემცველობის ხსნარს – კონცენტრირებულს. ამასთანავე, უნდა აღინიშნოს, რომ ასეთი შეფასება პირობითია, რადგან სხვადასხვა ნივთიერების ხსნარებისათვის ეს ცნებები განსხვავებულია. მაგალითად, გოგირდმჟავას შემთხვევაში 38%-იანი ხსნარი ითვლება განზავებულად, ხოლო მარილმჟავას შემთხვევაში – კონცენტრირებულად.

ერთმანეთისაგან უნდა გაიმიჯნოს, აგრეთვე, ერთი მხრივ, უჯერი, ნაჯერი, მეორე მხრივ – განზავებული, კონცენტრირებული ხსნარების ცნებები. თუ 1 ლ წყალში 20°C ტემპერატურაზე გავხსნით 0,0013 გ კალციუმის კარბონატს ($S^{20°C}(CaCO_3) = 0{,}0013$ გ/ლ) და 300 გ ნატრიუმის ქლორიდს ($S^{20°C}(NaCl) = 360$ გ/ლ), პირველი ნივთიერების ხსნარი იქნება ნაჯერი, მაგრამ ძლიერ განზავებული, მაშინ როცა, მეორე ნივთიერების ხსნარი უჯერი და კონცენტრირებულია.

ხსნარების ზუსტი რაოდენობითი შეფასებისათვის გამოიყენება სხვადასხვა საშუალება: გახსნილი ნივთიერების მასური წილი, მოლური წილი, მოლური კონცენტრაცია, ეკვივალენტის მოლური (ნორმალური) კონცენტრაცია და სხვა.

გახსნილი ნივთიერების მასური წილი უგანზომილებო სიდიდეა და ტოლია გახსნილი ნივთიერების მასის ფარდობისა ხსნარის მასასთან. ის გამოისახება მთელის ნაწილებით ან პროცენტობით:

$$\omega(X) = \frac{m(X)}{m_{(ხსნ)}}$$

$$\omega(X)\% = \frac{m(X)}{m_{(ხსნ)}} \cdot 100\%,$$

სადაც ω(X) გახსნილი ნივთიერების მასური წილია, m(X) – გახსნილი ნივთიერების მასა, $m_{(ხსნ)}$ – ხსნარის მასა.

გახსნილი ნივთიერების მოლური წილი უგანზომილებო სიდიდეა, რომელიც ტოლია გახსნილი ნივთიერების რაოდენობის ფარდობისა ნივთიერებათა საერთო რაოდენობასთან ხსნარში:

$$N(X) = \frac{\nu(X)}{\nu(X) + \nu(Y)},$$

სადაც N(X) გახსნილი ნივთიერების მოლური წილია, ν(X) – გახსნილი ნივთიერების რაოდენობა, ν(Y) – გამხსნელის რაოდენობა, მოლებში.

მოლური კონცენტრაცია (მოლურობა) ტოლია გახსნილი ნივთიერების რაოდენობის ფარდობისა ხსნარის მოცულობასთან.

$$C(X) = \frac{\nu(X)}{V},$$

სადაც, C(X) გახსნილი ნივთიერების მოლური კონცენტრაციაა (მოლი/ლ), ν(X) – გახსნილი ნივთიერების რაოდენობა (მოლი), V – ხსნარის მოცულობა (ლ).

თუ 1 ლ ხსნარი შეიცავს 1 მოლ ნივთიერებას, ხსნარი ერთმოლურია, 0,1 მოლს – დეციმოლური, 0,01 მოლს – სანტიმოლური, ხოლო 0,001 მოლს – მილიმოლური.

ეკვივალენტის მოლური ანუ ნორმალური კონცენტრაცია (ნორმალობა) ტოლია გახსნილი ნივთიერების ეკვივალენტების რაოდენობის ფარდობისა ხსნარის მოცულობასთან. განზომილებაა მოლი ეკვ/ლ.

თუ 1 ლ ხსნარი შეიცავს გახსნილი ნივთიერების 1 მოლ ეკვივალენტს, ხსნარი ერთნორმალურია, 0,1 მოლ ეკვივალენტს – დეცინორმალური და ა.შ.

§5.4 დისპერსიული სისტემები. კოლოიდური ხსნარები

დისპერსიული ეწოდება სისტემას, რომელშიც ერთი ნივთიერება დაწილადებული სახით თანაბრადაა განაწილებული მეორე ნივთიერების მოლეკულებს შორის.

დისპერსიულ სისტემებში არჩევენ დისპერსიულ ფაზას – დაწილადებულ ნივთიერებას და სადისპერსიო არეს – ნივთიერებას, რომელშიც დისპერსიული ფაზა არის განაწილებული. მაგალითად, მღვრიე წყალში დისპერსიული ფაზაა თიხა, სადისპერსიო არე – წყალი. კვამლში ფაზაა ნახშირის ნაწილაკები, არე – ჰაერი.

დისპერსიული სისტემის ძირითადი მახასიათებელია დისპერსიული ფაზის ნაწილაკების ზომა. ამ ნიშნით დისპერსიული სისტემები იყოფა უხეშდისპერსიულ (სუსპენზიები, ემულსიები), მაღალდისპერსიულ (კოლოიდური ხსნარები) და მოლეკულურ-დისპერსიულ (ჭეშმარიტი ხსნარები) სისტემებად. უხეშდისპერსიულ სისტემებში ნაწილაკების ზომა 100 ნმ-ზე მეტია, მოლეკულურ-დისპერსიულში – 1 ნმ-ზე ნაკლები. შუალედური მდგომარეობა უკავიათ მაღალდისპერსიულ (კოლოიდურ) სისტემებს, რომლებშიც ნაწილაკების ზომა 1-100 ნმ-ის (10^{-7} – 10^{-9} მ-ის) ფარგლებშია.

ჭეშმარიტ ხსნარებში ნივთიერებები მოლეკულებად ან იონებად არის დაწილადებული. ასეთი სისტემა ერთფაზიანი (ჰომოგენური) და მდგრადია. მისგან განსხვავებით, მაღალდისპერსიული და უხეშდისპერსიული სისტემები ორფაზიანია (ჰეტეროგენური). თუ ამ უკანასკნელში სადისპერსიო არე სითხეა, ხოლო დისპერსიული ფაზა – მყარი, სისტემას ეწოდება სუსპენზია, ხოლო, თუ ორივე სითხეა – ემულსია. სუსპენზიები და ემულსიები ტივტივარების სახელ-

წოდებით მოიხსენიება. ისინი არამდგრადები არიან და გარკვეული დროის შემდეგ დისპერსული ფაზა სადისპერსიო არეს გამოეყოფა.

კოლოიდური ხსნარები მაღალდისპერსიული, მიკროჰეტეროგენური, ორფაზიანი სისტემებია, რომელშიც დისპერსიული ფაზაა არა მოლეკულები ან იონები, არამედ მათი რთული ასოციატები.

დისპერსიული სისტემების, კერძოდ, კოლოიდური ხსნარების კლასიფიკაციის გავრცელებული სახეა მათი დაყოფა დისპერსიული ფაზისა და სადისპერსიო არის აგრეგატული მდგომარეობის მიხედვით. თითოეული შეიძლება იყოს სამ აგრეგატულ მდგომარეობაში, რის გამოც რვა სახის კოლოიდური ხსნარის არსებობა არის შესაძლებელი (მეცხრე შემთხვევაში აირი სხვა აირში ყოველთვის ცალკეული მოლეკულების სახით არის თანაბრად განაწილებული – დისპერსიული სისტემა არ მიიღება).

თუ სადისპერსიო არე მყარია, გვაქვს გელი, თუ სითხე ან აირი – ზოლი. ამასთან, თუ არე სითხეა – ლიოზოლი (ჰიდროზოლი, ბენზოზოლი, ეთეროზოლი და სხვ.), თუ აირი – აეროზოლი. ზოლში და გელში დისპერსიული ფაზა შეიძლება იყოს აირი, სითხე ან მყარი ნივთიერება. მაგალითად, მარგალიტი არის თხევადი ნივთიერების კოლოიდური ხსნარი კალციუმის კარბონატში, ლალი – ქრომის ოქსიდის კოლოიდური ხსნარი ალუმინის ოქსიდში (იხ. ცხრილი 3).

ცხრილი 3

კოლოიდური სისტემების სახესხვაობები

კოლოიდის სახელწოდება	დისპერსიული ფაზა	სადისპერსიო არე	მაგალითები
აეროზოლი	თხევადი	აირადი	ნისლი, ღრუბელი, შეფრქვეული სალებრები
აეროზოლი	მყარი	აირადი	კვამლი, მტვერი
ქაფი	აირადი	თხევადი	ათქვეფილი ნალები, საპნის ქაფი
ზოლი	მყარი	თხევადი	სალებრები, ბუნებრივი წყლები
მყარი ზოლი	მყარი	მყარი	შენადნობები, მინერალები, ფერადი მინები
მყარი ქაფი	აირადი	მყარი	პემზა, ქაფპოლისტიროლი, სილიკაგელი, გააქტივებული ნახშირი
ემულსია	თხევადი	თხევადი	რძე, მაიონეზი, საცხები
გელი	თხევადი	მყარი	ჟელე, ჟელატინი, ნიადაგი, აგარ-აგარი

კოლოიდური ხსნარი თავისთავად არ წარმოიქმნება. ვინაიდან ის ნაწილაკების ზომით შუალედურია ტივტივარებსა და მოლეკულურ ხსნარებს შორის, მისი მიღება შეიძლება ორი – დისპერსიული (ნივთიერების მსხვილი ნაწილაკების დაწილადება) და კონდენსაციური (მოლეკულების, ატომების ან იონების უფრო რთულ აგრეგატებად შეერთება) მეთოდით.

დისპერსულ სისტემებში კოლოიდური ხსნარების ცალკე სახედ გამოყოფა განპირობებულია იმ გარემოებით, რომ დისპერსული ფაზის დაწილადების გარკვეული ხარისხის დროს სისტემა მთელი რიგი სპეციფიკური თვისებებით ხასიათდება.

ჭეშმარიტი ხსნარებისაგან განსხვავებით, ზოლებისათვის დამახასიათებელია ტინდალის ეფექტი – კოლოიდური ნაწილაკებით სინათლის გაბნევა. თუ კოლოიდურ ხსნარში სინათლის სხივს გავატარებთ. კოლოიდური ნაწილაკებით სინათლის გაბნევის გამო სხივის გზა გამოჩნდება განათებული ზოლის სახით. იმავე მოვლენას არა აქვს ადგილი ჭეშმარიტ ხსნარში, რადგან ამ უკანასკნელში არსებული მოლეკულები და იონები იმდენად მცირე ზომისაა, რომ მათ მიერ სინათლის გაბნევა არ ხდება. ტინდალის ეფექტით შეიძლება დავადგინოთ, ხსნარი კოლოიდურია თუ ჭეშმარიტი.

ჭეშმარიტი ხსნარებისაგან განსხვავებით, რომელთა შეფერილობა უცვლელია, ზოლებს, ნაწილაკების ზომების მიხედვით, შეიძლება ჰქონდეს სხვადასხვა შეფერილობა. მაგალითად, ოქროს ჰიდროზოლის შეფერილობა ლურჯიდან ლალისფერ-წითლამდე იცვლება.

კოლოიდურ ნაწილაკებს აქვს ერთი ნიშნის (დადებითი ან უარყოფითი) მუხტი. ვინაიდან ერთსახელიშნიანი მუხტის მქონე ნაწილაკები ურთიერთგანზიდვის გამო ვერ ერთიდება უფრო მსხვილ ნაწილაკებად, კოლოიდური სისტემა ხანგრძლივი დროის განმავლობაში მდგრადია. ნაწილაკების მუხტი განპირობებულია კოლოიდური ნაწილაკების მიერ ხსნარიდან იონების ადსორბციით, ან ნივთიერებაში არსებული იონოგენური ჯგუფების ნაწილობრივი დისოციაციით.

ზოლის დაშლისა და დისპერსიული ფაზის გამოლექვისთვის აუცილებელია, რომ მისი ნაწილაკები შეერთდნენ უფრო მსხვილ აგრეგატებად. ამ პროცესს კოაგულაცია ეწოდება. ამ დროს მიიღება ნახევრად მყარი მასა, ე.წ. გელი. ზოლის კოაგულაციას აწარმოებენ ელექტროლიტის დამატებით, საწინააღმდეგო მუხტის შემცველი სხვა ზოლის დამატებით, ან გაცხელებით. ყველაზე ხშირად კოაგულაციას ახდენენ ელექტროლიტის მეშვეობით. ამ შემთხვევაში კოლოიდური ნაწილაკის მუხტი ნეიტრალდება ელექტროლიტის იონებით. ამასთან, დადებითად დამუხტული ნაწილაკების შემცველი ზოლების კოაგულაცია ხდება ანიონების, ხოლო უარყოფითად დამუხტული ნაწილაკების შემცველი ზოლებისა – კატიონების მოქმედებით. რაც უფრო მაღალია იონის მუხტი, მით უფრო დიდია მისი მაკოაგულირებელი მოქმედება. მაგალითად, სისხლის უარყოფითი მუხტის მქონე ერითროციტების დალექვა გაადვილებულია Al^{3+} და Fe^{3+} იონების შემცველი ხსნადი მარილებით. ბუნებაში კოაგულაცია შეინიშნება მდინარეების შესართავებთან, სადაც მდინარის წყლის კოლოიდური ნაწილაკები ილექება ზღვის წყალში გახსნილი მარილების მოქმედებით, რაც მერჩების წარმოქმნის მიზეზი ხდება.

განსაზღვრული შეფარდებით აღებული ორი ზოლის შერევისას, რომელთა გრანულებს საპირისპირო მუხტი აქვს, მიმდინარეობს ურთიერთკოაგულაცია. ტემპერატურის მომატებისას კოლოიდურ ნაწილაკთა მოძრაობის ინტენსივობა ძლიერდება, შეჯახებათა სიხშირე და ძალა იზრდება, შეჯახებული ნაწილაკები ეწებება ერთმანეთს და ილექება. მხედველობაშია მისაღები ის გარემოებაც, რომ ტემპერატურის გაზრდით მცირდება იონთა ადსორბცია, რაც ქმნის პირობებს კოაგულაციისათვის.

ბუნებაში ზოლები უფრო გავრცელებულია, ვიდრე ჭეშმარიტი ხსნარები. ორგანიზმში მიმდინარე პროცესები, ბუნებაში მრავალი მინერალის წარმოქმნა და სხვ. მჭიდრო კავშირშია ნივთიერების კოლოიდურ მდგომარეობასთან. ცოცხალი უჯრედის ციტოპლაზმა რთული დისპერსიული სისტემაა და მისი კომპონენტების ნაწილი კოლოიდურ მდგომარეობაშია. კოლოიდური ხსნარებია ორგანიზმის ფიზიოლოგიური სითხეები: სისხლი, ლიმფა, შარდი და სხვ. კოლოიდურ ხსნარებთან და მათ კოაგულაციასთან არის დაკავშირებული ისეთი სამრეწველო პროცესები, როგორიცაა: ფარმაცევტული პრეპარატების, წებოს, ლაქების, მელნის დამზადება, ქსოვილთა ღებვა, ტყავის თრიმვლა, ხელოვნური ბოჭკოს მიღება და სხვა.

§5.5. ელექტროლიტური დისოციაციის თეორია. დისოციაციის მექანიზმი

ელექტრული დენის გამტარობის მიხედვით ნივთიერებები იყოფა ორ ჯგუფად: ელექტროლიტებად და არაელექტროლიტებად. წარმოდგენები ამ ნაერთების შესახებ ჩამოაყალიბა ინგლისელმა ფიზიკოსმა მ. ფარადეიმ XIX საუკუნის 30-იან წლებში. **ელექტროლიტები ნივთიერებებია, რომლებიც წყალში გახსნილ ან გამლღვალ მდგომარეობაში იშლებიან იონებად და ამის გამო ატარებენ ელექტრულ დენს.** მათ მიეკუთვნება იონური და ძლიერ პოლარულ-კოვალენტურბმიანი ნაერთები: მარილები, ტუტეები და მჟავები. მარილებისა და ტუტეებისაგან განსხვავებით მჟავები დენს მხოლოდ გახსნილ მდგომარეობაში ატარებს. არაელექტროლიტებს მიეკუთვნება არაპოლარულ-კოვალენტური და მცირედპოლარულ-კოვალენტურბმიანი ნივთიერებები: ნახშირწყალბადები, სპირტები, ნახშირწყლები და სხვ. ლითონებისა და გრაფიტის ელექტროგამტარობა განპირობებულია მათში თავისუფალი ელექტრონების არსებობით და ასეთ გამტარობას ლითონურ ანუ ელექტრონულ გამტარობას უწოდებენ. აღნიშნული ნივთიერებებისაგან განსხვავებით, ელექტროლიტების გამტარობა განპირობებულია ხსნარში ან ნალღობში დამუხტული ნაწილაკების – იონების არსებობით. ამიტომ ასეთ გამტარობას ელექტროლიტურ ანუ იონურ გამტარობას უწოდებენ. არაელექტროლიტების (მაგალითად, შაქრის) წყალში გახსნისას ან გალღობისას მიმდინარეობს კრისტალური სტრუქტურის დაშლა ცალკეულ მოლეკულებად. იონები არ წარმოიქმნება, ამიტომ მათი ხსნარი და ნალღობი დენს არ ატარებს.

წყალში გახსნისას ან გალღობის დროს ელექტროლიტის იონებად დაშლას ელექტროლიტური დისოციაცია ეწოდება, ხოლო თეორიას, რომელიც გახსნილ ან გამლღვალ მდგომარეობაში ელექტროლიტების განსაკუთრებულ თვისებებს მათი იონებად დაშლით ხსნის – ელექტროლიტური დისოციაციის თეორია. ამ თეორიის ავტორია შვედი მეცნიერი სვანტე არენიუსი (1887).

ელექტროლიტური დისოციაციის თეორიის ძირითადი შინაარსი შეიძლება შემდეგი დებულებების სახით ჩამოყალიბდეს:

1. ელექტროლიტები წყალში გახსნის ან გალღობის დროს იშლება დადებით და უარყოფით იონებად. წარმოქმნილ იონთა მუხტების ალგებრული ჯამი ნულის ტოლია, ამიტომ ხსნარი ელექტრონეიტრალურია.
2. ხსნარში ან ნალღობში ელექტრული დენის გატარებისას იონები იწყებს მიმართულ მოძრაობას. დადებითი იონები (კატიონები) ამოძრავდება უარყოფითი ელექტროდის – კათოდის მიმართულებით, უარყოფითი იონები (ანიონები) კი დადებითი ელექტროდის – ანოდის მიმართულებით. ელექტროდებზე ხდება აღნიშნულ იონთა განმუხტვა.
3. საშუალო სიძლიერის და სუსტი ელექტროლიტებისათვის (იხ.§5.7) დისოციაცია შექცევადი პროცესია. დისოციაციის პარალელურად მიმდინარეობს იონების შეერთების – ასოციაციის პროცესი. ამიტომ ასეთი ელექტროლიტების დისოციაციის გამომსახველ განტოლებაში ცალმხრივ მიმართული ისრის ნაცვლად წერენ შექცევადობის ნიშანს. ზოგადად, AB ელექტროლიტის დისოციაცია ასე ჩაიწერება:

$$AB \rightleftarrows A^+ + B^-$$

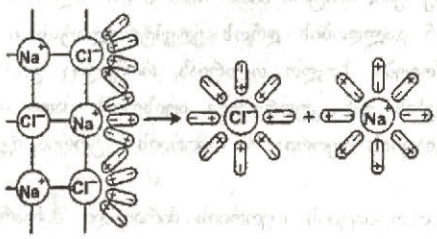
ელექტროლიტური დისოციაცია ნებისმიერ გამხსნელში არ მიმდინარეობს. მას ადგილი აქვს წყალში და ზოგიერთ ძლიერ პოლარულ გამხსნელში.

წყალხსნარებში მიმდინარე ელექტროლიტური დისოციაციის პროცესში გადამწყვეტ როლს ასრულებს წყლის მოლეკულის აღნაგობა. ის დიპოლს წარმოადგენს, რაც განპირობებულია წყალბადსა და ჟანგბადს შორის ბმის პოლარობით და მოლეკულის კუთხური აღნაგობით. წყლის დიპოლი გამოისახება ელიფსის სახით პოლუსებზე „+“ და „-“ ნიშნით:



იონური ნაერთის დისოციაციის მექანიზმი განვიხილოთ NaCl-ის მაგალითზე. წყალში მარილის კრისტალის შეხებისას წყლის დიპოლები მიიზიდება კრისტალის ზედაპირზე არსებული იონების მიერ. დადებით იონებს დიპოლები მიუახლოვდება უარყოფითი პოლუსებით, ხოლო უარყოფით იონებს – დადებითი პოლუსებით. იონ-დიპოლური ურთიერთქმედების შედეგად ხდება იონებთან წყლის მოლეკულების მირთება ანუ ჰიდრატაცია (სურ. 5.2). მას თან სდევს დიდი რაოდენობით ენერგიის გამოყოფა. სწორედ ამ ენერგიის ხარჯზე ხდება კრისტალურ სტრუქტურაში დადებით და უარყოფით იონებს შორის ბმების შესუსტება, შემდეგ გაწყვეტა და ჰიდრატირებული იონების ხსნარში გადასვლა. თუ კრისტალში არსებული ყველა იონის ჰიდრატაციის ენერგიების ჯამი მეტია იონთა შორის ყველა ბმის გაწყვეტისათვის საჭირო ენერგიაზე, გახსნას

სურათი 5.2. წყალხსნარში ნატრიუმის ქლორიდის ელექტროლიტური დისოციაციის სქემა

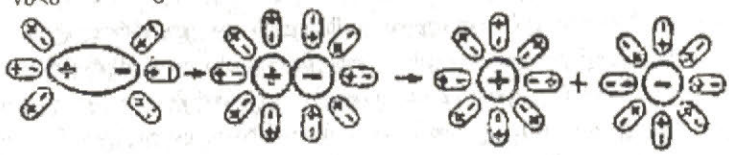


თან სდევს სითბოს გამოყოფა (ხსნარი გაცხელდება), ხოლო, თუ ნაკლებია – სითბო შთაინთქმება (ხსნარი გაცივდება). წყლის მოლეკულები, რომლებიც კრისტალის გახსნისას იონების მიერ მიიზიდება, ხსნარშიც მათთან ბმულ მდგომარეობაში რჩება.

ხსნარში არსებული ჰიდრატირებული იონები თავისი შედგენილობითა და თვისებებით განსხვავდება კრისტალურ სტრუქტურაში შემავალი არაჰიდრატირებული იონებისაგან. მაგალითად, სპილენძ (II)-ის უწყლო სულფატი – $CuSO_4$ უფეროა, რადგან უფეროა Cu^{2+} და SO_4^{2-} არაჰიდრატირებული იონები, რომლისგანაც შედგება ამ მარილის კრისტალური სტრუქტურა. სულფატის გახსნისას ხსნარი ცისფრად იფერება და ეს ფერი სპილენძ (II)-ის მარილთა ხსნარებისათვის არის დამახასიათებელი. ამრიგად, ცისფერია ჰიდრატირებული სპილენძის იონები. თუ სპილენძ (II)-ის სულფატის ხსნარს ავაორთქლებთ, გამოიყოფა – $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ ცისფერი კრისტალები, რომელთა შემადგენლობაში შედის სპილენძის $[Cu(H_2O)_4]^{2+}$ და მჟავას ნაშთის SO_4^{2-} ჰიდრატირებული იონები (წყლის ერთი მოლეკულა აღნიშნულ იონებს წყალბადური ბმებით ერთმანეთთან აკავშირებს, იხ. §13.4).

წყალში გახსნისას NaCl-ის მსგავსად ხდება სხვა მარილების და ტუტეების ელექტროლიტური დისოციაცია. აღსანიშნავია, რომ მყარი მარილი ან ტუტე დენს არ ატარებს, მიუხედავად იმისა, რომ მათი კრისტალური სტრუქტურა იონურია, ვინაიდან ამ უკანასკნელში იონებს არ შეუძლია თავისუფალი გადაადგილება. გალღობილი მარილი და ტუტე კი დენის გამ-

ტარი ხდება, რადგან იონები იძენს ძვრადობას, თავისუფლად გადაადგილების უნარს. ელექტრული დენი კი, როგორც ცნობილია, დამუხტული ნაწილაკების მიმართული მოძრაობაა. მარილებისა და ტუტეებისაგან განსხვავებით გალღობილი მჟავა დენს არ ატარებს, რადგან მჟავას კრისტალური სტრუქტურა მოლეკულურია და იგი გალღობისას იშლება არა იონებად, არამედ მოლეკულებად. მაგრამ წყალში გახსნისას მჟავები, მარილებისა და ტუტეების მსგავსად, წყლის დიპოლების გავლენით იონებად იშლება. მჟავათა მოლეკულებში წყალბადსა და მჟავურ ნაშთს შორის ბმა პოლარულ-კოვალენტურია და არა იონური. წყლის დიპოლები მიიზიდება მჟავას პოლარული მოლეკულების მიერ საპირისპირო პოლუსებით. დიპოლ-დიპოლური ურთიერთქმედების შედეგად შემაკავშირებელი ელექტრონული წყვილი კიდევ უფრო მეტად გადაიწევს წყალბადიდან მჟავური ნაშთისაკენ, პოლარული ბმა კიდევ უფრო პოლარიზდება, გადადის იონურში და წყდება (იხ. სურათი. 5.3.).

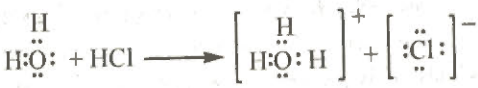


სურათი 5.3. წყალხსნარში პოლარული მოლეკულის ელექტროლიტური დისოციაციის სქემა

მჟავას პროტონსა და წყლის მოლეკულის ჟანგბადის ატომს შორის მყარდება ბმა ჟანგბადის ერთ-ერთი თავისუფალი ელექტრონული წყვილის ხარჯზე დონორ-აქცეპტორული მექანიზმით და წარმოიქმნება ჰიდროქსონიუმ-იონი (H_3O^+).

წყალხსნარში ქლორწყალბადის ელექტროლიტური დისოციაცია შეიძლება შემდეგი სქემით გამოისახოს:





ამრიგად, წყალხსნარში ქლორწყალბადის მოლეკულები დისოცირდება ორ ჰიდრატირებულ იონად – ჰიდროქსონიუმ-იონად და ქლორიდ-იონად. ასევე დისოცირდება წყალხსნარებში სხვა მჟავათა მოლეკულებიც.

ზოგადად, მჟავათა მოლეკულების ელექტროლიტური დისოციაცია შეიძლება ასე გამოვსახოთ:

§5.6. დისოციაციის ხარისხი

რადგან ელექტროლიტური დისოციაცია შექცევადი პროცესია, მისი რაოდენობითი დახასიათებისათვის შემოღებულია დისოციაციის ხარისხის ცნება. **დისოციაციის ხარისხი (α) ტოლია დისოცირებული მოლეკულების რიცხვის (n) ფარდობისა გახსნილი მოლეკულების საერთო რიცხვთან (N):**

$$\alpha = \frac{n}{N}$$

დისოციაციის ხარისხი უგანზომილებო სიდიდეა და გამოისახება მთელის ნაწილებით ან პროცენტობით. თუ ელექტროლიტი მთლიანადაა დაშლილი იონებად, მაშინ $\alpha=1$, ანუ 100%-ს. თუ დისოციაციას არა აქვს ადგილი, $\alpha=0$.

დისოციაციის ხარისხი დამოკიდებულია გამხსნელის და ელექტროლიტის ბუნებაზე, ხოლო ერთი და იმავე ელექტროლიტისათვის – კონცენტრაციასა და ტემპერატურაზე.

დისოციაციის ხარისხზე გამხსნელის გავლენა დაკავშირებულია ამ უკანასკნელის დიელექტრიკულ მუდმივასთან (ε). კულონის კანონის თანახმად, დამუხტულ ნაწილაკებს შორის ურთიერთქმედების ძალა დამოკიდებულია არა მარტო მუხტების სიდიდეზე (q_1 და q_2) და მათ შორის მანძილზე (r), არამედ გარემოს ბუნებაზეც, რომელშიც ურთიერთქმედებენ ეს ნაწილაკები:

$$F = \frac{q_1 q_2}{\varepsilon r^2}$$

წყლისათვის $\varepsilon = 80$, ხოლო ბენზოლისათვის – 2,3. ამიტომ წყალში საპირისპირო მუხტის მქონე იონების ურთიერთმიზიდვა 80-ჯერ უფრო სუსტია, ვიდრე ვაკუუმში, რის გამოც ელექტროლიტები ადვილად იშლება იონებად წყალში და თითქმის დაუშლელი რჩება ბენზოლში.

სხვადასხვა ელექტროლიტი სხვადასხვა ხარისხით იშლება იონებად. მაგალითად, მარილმჟავა და აზოტმჟავა ბევრად უფრო ძლიერად დისოცირდება წყალში, ვიდრე ძმარმჟავა. დისოციაციის უნარის მიხედვით, არჩევენ ძლიერ და სუსტ ელექტროლიტებს (იხ §5.7). ამრიგად, დისოციაციის ხარისხი არსებითად არის დამოკიდებული ელექტროლიტის ბუნებაზე.

დისოციაციის ხარისხი დამოკიდებულია კონცენტრაციაზე და ყოველთვის იზრდება ელექტროლიტის კონცენტრაციის შემცირებით, ე.ი. ხსნარის განზავებით, რადგან ამ დროს იონები სულ უფრო და უფრო შორდება ერთმანეთს და მათი შეხვედრის და შეერთების ალბათობა კლებულობს.

ასევე იზრდება დისოციაციის ხარისხი სუსტ ელექტროლიტებში ტემპერატურის მომატებისას. ამიტომ სხვადასხვა ელექტროლიტის დისოციაციის ხარისხების შედარება შეიძლება მხოლოდ ერთნაირი კონცენტრაციისა და ტემპერატურის პირობებში.

ვინაიდან დისოციაცია შექცევადი პროცესია, თანამოსახელე იონების ხსნარში შეტანა ამცირებს ელექტროლიტის დისოციაციის ხარისხს, რადგან, ლე-შატელიეს პრინციპის თანახმად, წონასწორობა გადაიხრება ამ იონების კონცენტრაციის შემცირების მიმართულებით, ანუ იონთა ასოციაციის მხარეს. მაგალითად, ძმარმჟავას დისოციაციის ხარისხი მცირდება მის ხსნარზე ნატრიუმის აცეტატის დამატებისას:

$$CH_3COOH \rightleftarrows CH_3COO^- + H^+$$
$$CH_3COONa \rightarrow CH_3COO^- + Na^+$$

§5.7. ძლიერი და სუსტი ელექტროლიტები

დისოციაციის ხარისხის მიხედვით, ელექტროლიტები იყოფა ძლიერ, საშუალო ძალის და სუსტ ელექტროლიტებად. ასეთი დაყოფა პირობითია, რადგან დისოციაციის ხარისხი დამოკიდებულია ელექტროლიტის კონცენტრაციასა და ტემპერატურაზე და ამის გამო შეიძლება იცვლებოდეს ფართო ზღვრებში. **ელექტროლიტები, რომელთა დისოციაციის ხარისხი შედარებით კონცენტრირებულ ხსნარებშიც კი მაღალია (უახლოვდება – 1-ს), ძლიერი ელექტროლიტებია. განზავებისას მათი დისოციაციის ხარისხი უმნიშვნელოდ იცვლება. ელექტროლიტები, რომელთა დისოციაციის ხარისხი განზავებულ ხსნარებშიც კი დაბალია, სუსტი ელექტროლიტებია.**

ძლიერ ელექტროლიტებს მიეკუთვნება თითქმის ყველა ხსნადი მარილი, ტუტე და ტუტემიწათა ლითიონების ჰიდროქსიდები, ზოგიერთი მინერალური მჟავა. ჟანგბადიანი მჟავების ძლიერე შეიძლება მიახლოებით დავახასიათოთ, თუ მათ შედგენილობას გამოვსახავთ ფორმულით: $E(OH)_mO_n$ ასეთი ფორმით ჩაწერის დროს, თუ $n \geq 2$, მაშინ მჟავა ძლიერია, თუ $n = 1$, მჟავა საშუალო ძალისაა, ხოლო, თუ $n = 0$, მაშინ მჟავა სუსტია. მაგალითად, აზოტმჟავას – $N(OH)O_2$, გოგირდმჟავას – $S(OH)_2O_2$, ფოსფორმჟავას – $P(OH)_3O$, ბორმჟავას – $B(OH)_3$, ნახშირმჟავას – $C(OH)_2O$ ფორმულებიდან ჩანს, რომ H_2SO_4, HNO_3 – ძლიერი მჟავებია, H_3PO_4 – საშუალო, ხოლო H_3BO_3 – სუსტი მჟავაა. გამონაკლისია ნახშირმჟავა, რომელიც შედგენილობის მიხედვით უნდა იყოს საშუალო ძალის, მაგრამ სუსტი მჟავაა, ვინაიდან არამდგრადია და ხსნარში ამ შედგენილობის მოლეკულები უმნიშვნელო რაოდენობითაა. ასევე სუსტი უნდა იყოს ფოსფოროვანმჟავა ($P(OH)_3$), მაგრამ ის საშუალო სიძლიერის მჟავაა, რადგანაც ორფუძიანია და მისი ფორმულა უნდა ჩაიწეროს შემდეგი სახით: $HP(OH)_2O$.

გარდა ზემოთ მოყვანილისა, ძლიერ მჟავებს მიეკუთვნება, აგრეთვე, $HClO_3$, $HClO_4$, HCl, HBr, HI და სხვ., საშუალო ძალის მჟავებს – H_3AsO_4, H_2SO_3, HF და სხვ., სუსტს – HNO_2, HClO, H_2S, ორგანული მჟავების უმეტესობა და სხვა. მჟავების გარდა, სუსტ ელექტროლიტებს მიეკუთვნება, აგრეთვე, მრავალი ლითონის ჰიდროქსიდი, ამონიუმის ჰიდროქსიდი და წყალი. წყლის დისოციაციის ხარისხი ოთახის ტემპერატურაზე დაახლოებით 10^{-9}-ის ტოლია, ე.ი. ყოველი მილიარდი მოლეკულიდან იონებად დაშლილია მხოლოდ ერთი მოლეკულა. წყალი იმდენად სუსტი ელექტროლიტია, რომ მის დისოციაციას, ჩვეულებრივ, უგულებელვყოფთ და მხოლოდ განსაკუთრებულ პირობებში ვიხილავთ.

აღსანიშნავია, რომ მხოლოდ სუსტი და საშუალო ძალის ელექტროლიტების დისოციაციის განტოლებაში იწერება შექცევადობის ნიშანი:

$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$$

$$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$$

$$NH_3 \cdot H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

ძლიერი ელექტროლიტების დისოციაციის განტოლებაში კი ცალმხრივ მიმართულ ისარს იყენებენ:

$$NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$$

$$KOH \rightarrow K^+ + OH^-$$

რადგან იონური ნაერთის მოლეკულები არ არსებობს არც მათ კრისტალში და არც ხსნარში (ხსნარში ჰიდრატირებული იონებია), ამიტომ ძლიერი ელექტროლიტების ხსნარებში

მხოლოდ პირობითად შეიძლება ვილაპარაკოთ არადისოცირებულ მოლეკულებზე. ისინი შეიძლება წარმოვიდგინოთ როგორც ერთმანეთთან ახლოს მდგომი საწინააღმდეგოდ დამუხტული იონები, ანუ იონური წყვილები (მაგალითად, Na^+Cl^-), რომლებსაც კვაზიმოლეკულებს უწოდებენ. მაშასადამე, ძლიერ ელექტროლიტებში ტერმინის ქვეშ "მოლეკულა" იგულისხმება იონური წყვილი (კვაზიმოლეკულა) და ასეთი "მოლეკულების" კონცენტრაცია მათ ხსნარებში ძალიან მცირეა.

§5.8. დისოციაციის მუდმივა

სუსტი და საშუალო ძალის ელექტროლიტების დისოციაცია ზოგადად გამოისახება განტოლებით: $AB \rightleftarrows A^+ + B^-$

როგორც ყველა შექცევადი წონასწორული პროცესი, ის შეიძლება დავახასიათოთ წონასწორობის მუდმივათი, რომელსაც დისოციაციის მუდმივას ($K_დ$) უწოდებენ:

$$K_დ = \frac{[A^+]\,[B^-]}{[AB]},$$

სადაც $[A^+]$, $[B^-]$, $[AB]$ – იონების და არადისოცირებული მოლეკულების წონასწორული მოლური კონცენტრაციებია. $K_დ$-ს მნიშვნელობა დამოკიდებულია ელექტროლიტის ბუნებაზე, ტემპერატურაზე და არ არის დამოკიდებული ხსნარის კონცენტრაციაზე. ამიტომ დისოციაციის ხარისხთან შედარებით, ის უფრო ზუსტად ახასიათებს ელექტროლიტის სიძლიერეს. რაც უფრო დიდია დისოციაციის მუდმივას მნიშვნელობა, მით უფრო ძლიერია ელექტროლიტი.

როდესაც დისოციაცია საფეხურებად მიმდინარეობს, მაშინ დისოციაციის მუდმივას გამოსახულება ჩაიწერება თითოეული საფეხურისათვის. მაგალითად, ფოსფორმჟავას დისოციაცია მიმდინარეობს სამ საფეხურად:

$$H_3PO_4 \rightleftarrows H^+ + H_2PO_4^- \quad \text{(I საფეხური)}$$
$$H_2PO_4^- \rightleftarrows H^+ + HPO_4^{2-} \quad \text{(II საფეხური)}$$
$$HPO_4^{2-} \rightleftarrows H^+ + PO_4^{3-} \quad \text{(III საფეხური)}$$

$$K'_დ = \frac{[H^+]\,[H_2PO_4^-]}{[H_3PO_4]} \qquad K''_დ = \frac{[H^+]\,[HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]} \qquad K'''_დ = \frac{[H^+]\,[PO_4^{3-}]}{[HPO_4^{2-}]}$$

$$K_დ' = 7{,}6 \cdot 10^{-3} \qquad K_დ'' = 5{,}9 \cdot 10^{-8} \qquad K_დ''' = 3{,}5 \cdot 10^{-13},$$

სადაც $K_დ'$, $K_დ''$ და $K_დ'''$ დისოციაციის მუდმივებია, შესაბამისად, I, II და III საფეხურებზე.

საფეხურებრივი დისოციაციის დროს ყოველი მომდევნო საფეხური უფრო სუსტად მიმდინარეობს, ვიდრე წინა, ე.ი. $K_დ' > K_დ'' > K_დ'''$. ეს იმით აიხსნება, რომ პროტონის მოწყვეტისათვის საჭირო ენერგია მინიმალურია, როცა ის წყდება ნეიტრალურ მოლეკულას და იზრდება ყოველ მომდევნო საფეხურზე დისოციაციისას, ანიონის მუხტის გაზრდის გამო.

თუ სუსტი ელექტროლიტის, რომელიც ორ იონად იშლება, c მოლი/ლ კონცენტრაციის ხსნარის დისოციაციის ხარისხია α, მაშინ წონასწორულ ნარევში თითოეული იონის მოლური კონცენტრაცია იქნება $c\alpha$, ხოლო არადისოცირებული მოლეკულისა – $c(1 - \alpha)$. აქედან:

$$K_{დ} = \frac{(c\alpha)^2}{c(1-\alpha)} = \frac{\alpha^2}{1-\alpha} \cdot c$$

ეს განტოლება წარმოადგენს გერმანელი ფიზიკოს-ქიმიკოსის, ვ. ოსტვალდის განზავების კანონის მათემატიკურ გამოსახულებას, რომელიც კავშირს ამყარებს დისოციაციის ხარისხს, კონცენტრაციასა და დისოციაციის მუდმივას შორის. ძლიერ სუსტი ელექტროლიტის შემთხვევაში, როცა $\alpha << 1$, ეს უკანასკნელი შეიძლება უგულებელვყოთ და განტოლება შემდეგ სახეს იღებს:

$$K_{დ} = \alpha^2 c \qquad \alpha = \sqrt{\frac{K_{დ}}{c}}$$

§5.9. იონური მიმოცვლის რეაქციები

ელექტროლიტური დისოციაციის თეორიის თანახმად, ელექტროლიტთა ხსნარებში რეაქციები ხორციელდება საწინააღმდეგოდ დამუხტულ იონებს შორის. ამიტომ ასეთი რეაქციები, გარდა მოლეკულური განტოლებისა, შეიძლება, ავრეთვე, იონური განტოლებების სახით გამოისახოს. იონური განტოლებების შედგენისას იონების სახით იწერება მხოლოდ ძლიერი ელექტროლიტები, ხოლო მცირედ დისოცირებული ნივთიერება, ნალექი ან აირადი ნივთიერება იწერება მოლეკულების სახით. ამასთანავე, რადგან ხშირ შემთხვევაში იონებთან დაკავშირებული წყლის მოლეკულების რაოდენობა უცნობია, დისოციაციის განტოლებებს ამარტივებენ და ჰიდრატირებული იონების ნაცვლად წერენ არაჰიდრატირებულ იონებს.

განვიხილოთ მაგალითი, როდესაც რეაქციის შედეგად წარმოიქმნება ნალექი. ბარიუმის ქლორიდისა და ნატრიუმის სულფატის ურთიერთქმედების რეაქციის მოლეკულური და იონური განტოლებებია:

$$BaCl_2 + Na_2SO_4 \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2NaCl$$
$$Ba^{2+} + 2Cl^- + 2Na^+ + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2Na^+ + 2Cl^-$$

თუ ტოლობის ორივე მხარეს გამოვრიცხავთ ერთნაირ იონებს, მივიღებთ შეკვეცილ იონურ განტოლებას:

$$Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4\downarrow$$

შეკვეცილი იონური განტოლება გამოსახავს არა მარტო მოცემული რეაქციის, არამედ მისი მსგავსი რეაქციების არსსაც: Ba^{2+}-იონის შემცველ ნებისმიერ ხსნარზე SO_4^{2-} იონის შემცველი ხსნარის დამატებისას ყოველთვის წარმოიქმნება ნალექი - $BaSO_4$.

მოვიყვანოთ მაგალითი, როცა რეაქციის შედეგად წარმოიქმნება აირადი ნივთიერება:

$$Na_2CO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + CO_2 + H_2O$$
$$2Na^+ + CO_3^{2-} + 2H^+ + SO_4^{2-} \rightarrow 2Na^+ + SO_4^{2-} + CO_2 + H_2O$$
$$CO_3^{2-} + 2H^+ \rightarrow CO_2 + H_2O$$

მოვიყვანოთ რამდენიმე მაგალითი ისეთი რეაქციისა, რომელიც მიმდინარეობს მცირედ დისოცირებული ნაერთის (სუსტი ელექტროლიტი) წარმოქმნით.

თუ მარილმჟავას ხსნარს დავამატებთ ნატრიუმის ჰიდროქსიდის ხსნარს (ნეიტრალიზაციის რეაქცია), რეაქციის შედეგად არ წარმოიქმნება არც ნალექი, არც აირი, მაგრამ რეაქციის წარმართვაზე მიუთითებს ხსნარის გაცხელება და ინდიკატორის ფერის ცვლილება. ნეიტრალიზაციის რეაქციის დამთავრებისას ინდიკატორი შეფერილობას ალიდგენს:

$$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$$
$$H^+ + Cl^- + Na^+ + OH^- \rightarrow Na^+ + Cl^- + H_2O$$
$$H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$$

იგივე შეკვეცილ იონურ განტოლებას მივიღებთ, თუ მარილმჟავას შევცვლით ნებისმიერი ძლიერი მჟავათი, ხოლო ნატრიუმის ჰიდროქსიდს - ნებისმიერი ძლიერი ტუტით. მაშასადამე, ნებისმიერი ძლიერი მჟავას ნებისმიერი ძლიერი ტუტის ხსნარით ნეიტრალიზაციის რეაქციის არსი მდგომარეობს H^+ და OH^- იონების შეერთების შედეგად მცირედ დისოცირებული წყლის მოლეკულების წარმოქმნაში. ეს იმით მტკიცდება, რომ ამ დროს წარმოქმნილ ყოველ 1 მოლ წყალზე გამოიყოფა ერთი და იმავე რაოდენობის სითბო – 57 კჯ, ანუ ერთნაირია ნეიტრალიზაციის რეაქციის სითბო:

$$H^+ + OH^- \rightarrow H_2O, \quad \Delta H^o = -57 \text{კჯ/მოლი}$$

განსხვავებულია ძლიერი მჟავების ურთიერთქმედების რეაქცია წყალში პრაქტიკულად უხსნად ფუძეებთან:

$$Cu(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + 2H_2O$$
$$Cu(OH)_2 + 2H^+ + SO_4^{2-} \rightarrow Cu^{2+} + SO_4^{2-} + 2H_2O$$
$$Cu(OH)_2 + 2H^+ \rightarrow Cu^{2+} + 2H_2O$$

ამ შემთხვევაში ენერგიის ნაწილი ხმარდება კრისტალური სტრუქტურის დარღვევას, ამიტომ ნეიტრალიზაციის სითბო 57 კჯ/მოლ-ზე ნაკლებია და მისი მნიშვნელობა დამოკიდებულია ფუძის სიძლიერეზე.

ძმარმჟავას ნებისმიერი მარილის ხსნარს თუ დავამატებთ გოგირდმჟავას ან მარილმჟავას ხსნარს, მაშინვე გაჩნდება ძმარმჟავას დამახასიათებელი სუნი, რაც მოწმობს ხსნარში მისი არადისოცირებული მოლეკულების წარმოქმნას:

$$CH_3COONa + HCl \rightarrow CH_3COOH + NaCl$$
$$CH_3COO^- + Na^+ + H^+ + Cl^- \rightarrow CH_3COOH + Na^+ + Cl^-$$
$$CH_3COO^- + H^+ \rightarrow CH_3COOH$$

ძლიერი მჟავების მოქმედებისას დამახასიათებელი სუნის გაჩენით გამოიცნობენ ძმარმჟავას ყველა მარილს.

თუ ხსნარში არსებული იონებისაგან არ წარმოიქმნება არც ნალექი, არც აირადი ან მცირედ დისოცირებული ნივთიერება, მაშინ ელექტროლიტთა ხსნარების შერევისას რეაქცია არ წარიმართება:

$$KCl + NaNO_3 \rightleftarrows KNO_3 + NaCl$$
$$K^+ + Cl^- + Na^+ + NO_3^- \rightleftarrows K^+ + NO_3^- + Na^+ + Cl^-$$

ხსნარის ქიმიურ შედგენილობაში არავითარი ცვლილებები არ ხდება. თუ ასეთ ხსნარს ავაორთქლებთ, მიიღება ოთხივე მარილის (KCl, $NaNO_3$, KNO_3, NaCl) ნარევი.

მაშასადამე, ელექტროლიტთა ხსნარებში მიმოცვლის რეაქციები მხოლოდ იმ შემთხვევაში წარიმართება, თუ შედეგად წარმოიქმნება მცირედ დისოცირებული ნივთიერება, ან ნივთიერება, რომელიც ხსნარიდან გამოიყოფა ნალექის ან აირის სახით.

§5.10. წყლის დისოციაცია. წყალბადური მაჩვენებელი

წყლის დისოციაცია გამოისახება განტოლებით: $H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-$
უფრო ზუსტად: $2H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + OH^-$

ამ რეაქციისათვის: $K_{წ} = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]}$

წყლის დისოციაციის მუდმივა 25°C-ზე $1{,}8 \cdot 10^{-16}$-ის ტოლია, რის გამოც არადისოცირებული მოლეკულების კონცენტრაცია შეიძლება მუდმივად და 1 ლ წყალში წყლის საერთო რაოდენობის ტოლად ჩაითვალოს.

$$[H_2O] = \frac{1000გ}{18\ გ/მოლი \cdot ლ} = 55{,}56 მოლი/ლ$$

აქედან გამომდინარე, $K_{წ}[H_2O] = [H^+]\ [OH^-] = 1{,}8 \cdot 10^{-16} \cdot 55{,}56 = 1 \cdot 10^{-14}$
მიღებულ სიდიდეს წყლის იონურ ნამრავლს (K_{H_2O}) უწოდებენ. ამრიგად:

$$K_{H_2O} = [H^+][OH^-] = 1 \cdot 10^{-14}$$

წყლის იონური ნამრავლი გარკვეულ ტემპერატურაზე მუდმივი სიდიდეა როგორც სუფთა წყლისთვის, ისე სხვადასხვა ელექტროლიტის წყალხსნარებისთვის.

წყლის დისოციაციის განტოლების თანახმად, წყალბად- და ჰიდროქსიდ-იონთა რაოდენობა ერთმანეთის ტოლია, ამიტომ:

$$[H^+] = [OH^-] = \sqrt{1 \cdot 10^{-14}} = 1 \cdot 10^{-7} მოლი/ლ$$

მჟავა ხსნარებში $[H^+] > 1 \cdot 10^{-7}$ მოლ/ლ, ნეიტრალურ ხსნარებში $[H^+] = 1 \cdot 10^{-7}$ მოლ/ლ, ხოლო ტუტე ხსნარებისთვის $[H^+] < 1 \cdot 10^{-7}$ მოლ/ლ. წყალბად-იონთა კონცენტრაციის მატება იწვევს ჰიდროქსიდ-იონთა კონცენტრაციის შემცირებას და პირიქით, ხოლო მათი ნამრავლი ყოველთვის მუდმივია ($1 \cdot 10^{-14}$ მოლ/ლ).

იმისათვის, რათა თავიდან იქნეს აცილებული ხარისხის უარყოფითი მაჩვენებლის გამოყენებასთან დაკავშირებული უხერხულობანი, წყალბადის კონცენტრაციას გამოსახავენ ე.წ. წყალბადური მაჩვენებლით (pH). ეს ცნება შემოიტანა დანიელმა მეცნიერმა სიორენსენმა 1909 წელს. ასო p არის სიტყვა "Potenz"-ის (მათემატიკური ხარისხის მაჩვენებელი) პირველი ასო.

pH არის წყალბად–იონთა კონცენტრაციის ათობითი ლოგარითმი შებრუნებული ნიშნით:

$$pH = -\lg[H^+]$$

სუფთა წყლის და ნეიტრალური ხსნარებისთვის pH = 7 (25°C-ზე), მჟავა ხსნარებისათვის pH < 7, ხოლო ტუტე ხსნარებისთვის pH > 7.

თუ ვიცით ხსნარის pH, ადვილად შეიძლება წყალბად-იონთა კონცენტრაციის გამოთვლა. ამასთან, pH-ის ერთი ერთეულით ცვლილება H^+ იონების კონცენტრაციის ათჯერ გაზრდას ან შემცირებას ნიშნავს.

ადამიანის ორგანიზმში შინაგანი გარემოს მუდმივობის შენარჩუნება უპირველეს ყოვლისა უჯრედებსა და ბიოლოგიურ სითხეებში წყალბად-იონთა კონცენტრაციის მუდმივობის შენარჩუნებას გულისხმობს, რადგან ბიომოლეკულების სტრუქტურის სტაბილურობა და ბიოლოგიური აქტივობა მნიშვნელოვნადაა დამოკიდებული გარემოს pH-ზე. ორგანიზმში pH-ის რამდენიმე მეათედით ცვლილებამ შეიძლება სიცოცხლესთან შეუთავსებელი დარღვევები გამოიწვიოს. ამიტომ კლინიკურ პრაქტიკაში დიდი მნიშვნელობა ენიჭება სხვადასხვა ბიოლოგიურ სითხეში (სისხლი, შარდი და სხვ.)

წყალბად-იონთა კონცენტრაციის განსაზღვრას, რადგან რიგი დაავადებების (მაგალითად, შაქრიანი დიაბეტი) დროს მისი ცვლილება დაავადების გართულების მაჩვენებელია.

ხსნარის pH-ის მიახლოებითი მნიშვნელობის განსაზღვრა შეიძლება ქიმიური ინდიკატორების დახმარებით. ინდიკატორები სუსტი მჟავები ან სუსტი ფუძეებია, რომელთაც გააჩნიათ მკვეთრად განსხვავებული შეფერილობა დისოცირებულ და არადისოცირებულ მდგომარეობაში. მაგალითად, მეთილნარინჯი რთული აღნაგობის ორგანული ნივთიერებაა, რომლის მოლეკულებს წითელი შეფერილობა აქვს, ხოლო ანიონებს – ყვითელი. ის სუსტი მჟავაა, რომელიც დისოცირდება განტოლებით:

$$\underset{\text{წითელი}}{HIn} \rightleftarrows \underset{\text{ყვითელი}}{H^+ + In^-}$$

მეთილნარინჯის წყალხსნარში მჟავას დამატებისას წონასწორობა გადაიხრება მარცხნივ, ხოლო ტუტის დამატებისას – მარჯვნივ, რის გამოც ეს ინდიკატორი მჟავა არეში შეფერილია წითლად, ნეიტრალურ არეში – ნარინჯისფრად, ხოლო ტუტე არეში – ყვითლად.

§5.11. მჟავების და ფუძეების პროტოლიტური თეორია

ხსნართა თეორიის განვითარებისა და ხსნარებში მიმდინარე პროცესების შესწავლის საქმეში უდიდესი როლი შეასრულა ელექტროლიტური დისოციაციის თეორიამ. მაგრამ ეს თეორია მართებულია მხოლოდ წყალხსნარებისათვის და ვერ ხსნის არაწყალხსნარებში მიმდინარე პროცესებს; მაგალითად, რატომ გამოდის თხევად ფტორწყალბადში ან უწყლო გოგირდმჟავაში გახსნილი აზოტმჟავა ფუძის როლში, რატომ ავლენს თხევად ამიაკში გახსნილი ამონიუმის ქლორიდი მჟავა თვისებას – ხსნის ლითონებს წყალბადის გამოძევებით, მაშინ როცა, წყალხსნარებში ის, როგორც მარილი, დისოცირდება NH_4^+ და Cl^- იონებად. ამ და სხვა მრავალ ფაქტს ხსნის მჟავების და ფუძეების პროტოლიტური თეორია, რომელიც ქიმიაში შემოიტანა 1923 წელს დანიელმა ფიზიკოსმა ი. ბრენსტედმა და ინგლისელმა ქიმიკოსმა ტ. ლოურიმ.

ამ თეორიის თანახმად, მჟავა ნივთიერებაა, რომელიც რეაქციების დროს გასცემს პროტონს, ხოლო ფუძე ნივთიერებაა, რომელიც იერთებს პროტონს. მაშასადამე, მჟავა პროტონის დონორია, ფუძე კი – პროტონის აქცეპტორი. რადგან მჟავა თუ ფუძე ბუნების გამოვლენაში ძირითადი როლი პროტონს ეკუთვნის, თეორიას ეწოდა პროტოლიტური, ხოლო თვით მჟავას და ფუძეს – პროტოლიტები.

ასეთი მიდგომით წყალში გახსნისას ქლორწყალბადი მოქმედებს როგორც მჟავა, აძლევს პროტონს წყალს, მაშინ როცა, თვით წყალი გამოდის ფუძის როლში – იერთებს პროტონს:

$$HCl + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + Cl^-$$

ამიაკის წყალხსნარს აქვს ფუძე რეაქცია. ამიაკი პროტონს იერთებს წყლიდან, ამიტომ ამიაკი გამოდის ფუძის, ხოლო წყალი – მჟავის როლში.

$$H_2O + NH_3 \rightleftarrows OH^- + NH_4^+$$

პროტონის ერთი ნივთიერებიდან მეორეზე გადასვლის რეაქციები შექცევადია. თუ შევურევთ NH_4^+ და OH^- იონების შემცველ ხსნარს (მაგ. NH_4Cl და $NaOH$), წარმოიქმნება H_2O და NH_3

$$NH_4^+ + OH^- \rightleftarrows NH_3 + H_2O$$

ეს რეაქცია წინა რეაქციის შებრუნებული რეაქციაა. ამ რეაქციაში NH_4^+ იონი გამოდის პროტონის დონორის, ე.ი. მჟავას როლში, OH^- იონი კი პროტონის აქცეპტორის, ანუ ფუძის როლში. მოყვანილი მაგალითი გვიჩვენებს, რომ ყოველი მჟავა შეუღლებულია ფუძესთან, რომელიც წარ-

მოიჭნება მჟავადან პროტონის მოწყვეტის შედეგად. მაგალითად, NH_4^+ იონისთვის შეულღებული ფუძეა NH_3, H_2O-თვის კი OH^-. ასევე, ყოველ ფუძეს შეესაბამება შეულღებული მჟავა, რომელიც წარმოიჭნება ამ ფუძიდან პროტონის მიერთების შედეგად. OH^- ფუძისათვის შეულღებული მჟავაა H_2O, NH_3-თვის – NH_4^+. მჟავასა და ფუძეს (მაგალითად, H_2O და OH^-), რომლებიც ერთმანეთისაგან პროტონით განსხვავდებიან, შეულღებულ ფუძე-მჟავურ წყვილს უწოდებენ. რაც უფრო ადვილად გასცემს მჟავა პროტონს, მით უფრო ძნელად იერთებს მას მასთან შეულღებული ფუძე, ეი. რაც უფრო ძლიერია მჟავა, მით უფრო სუსტია მასთან შეულღებული ფუძე და პირიქით.

პროტოლიტურმა თეორიამ გააფართოვა წარმოდგენა მჟავებისა და ფუძეების შესახებ: მჟავა და ფუძე შეიძლება იყოს იონიც. ამ თეორიამ აჩვენა მჟავების და ფუძეების ცნებების ფარდობითობა; ერთი და იგივე ნივთიერება, იმისდა მიხედვით, თუ რასთან ურთიერთქმედებს, შეიძლება იყოს მჟავაც და ფუძეც.

ამერიკელმა ფიზიკოს-ქიმიკოსმა ჰ. ლუისმა კიდევ უფრო განაზოგადა მჟავებისა და ფუძეების თეორია. ლუისის მიხედვით, მჟავა თავისუფალი ელექტრონული წყვილის აქცეპტორია, ფუძე კი – ელექტრონული წყვილის დონორი. ბრენსტედ-ლოურის მიხედვით, ნებისმიერი ფუძე ფუძეა ლუისის მიხედვითაც, მაგრამ ლუისის მიხედვით მჟავა შეიძლება იყოს არა მარტო H^+, არამედ ნებისმიერი ნაწილაკი (მოლეკულა ან იონი), რომელსაც შეუძლია ელექტრონული წყვილის მიერთება (მაგალითად, ალუმინის, ბორის ჰალოგენიდები, ლითონთა კატიონები და სხვ.).

§5.12. სტანდარტული ელექტროდული პოტენციალების რიგი

ლითონთა ატომები, იონიზაციის დაბალი ენერგიის გამო, ადვილად გასცემს სავალენტო ელექტრონებს და გარდაიჭნება დადებითად დამუხტულ იონებად, ეი. ავლენს აღმდგენ ბუნებას. სწორედ ამაში მდგომარეობს მათი ძირითადი ქიმიური თვისება. ატომებიდან დადებითი იონების წარმოიჭნის უნარი განსაზღვრავს ლითონთა აქტივობას. ქიმიურად უფრო აქტიურია ის ლითონი, რომლის ატომები ადვილად გასცემს ელექტრონებს, ეი. ადვილად იჟანგება.

თავდაპირველად ლითონთა აქტივობის თვისებითი დახასიათებისთვის რუსმა ქიმიკოსმა ნ. ბეკეტოვმა გამოიყენა მარილთა ხსნარებიდან ერთი ლითონით მეორის გამოძევების რეაქციები. მაგალითად, რკინა აძევებს სპილენძს მისი მარილის ხსნარიდან, ხოლო სპილენძი ვერ აძევებს რკინას, მაგრამ აძევებს ვერცხლს მისი მარილის ხსნარიდან:

$$Fe + CuSO_4 \rightarrow FeSO_4 + Cu$$

$$Fe + Cu^{2+} \rightarrow Fe^{2+} + Cu$$

$$Cu + 2AgNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2Ag$$

$$Cu + 2Ag^+ \rightarrow Cu^{2+} + 2Ag$$

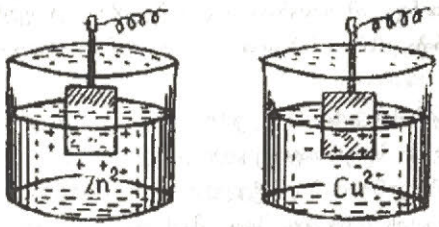
მაშასადამე, რკინა უფრო აქტიურია, ვიდრე სპილენძი, ხოლო სპილენძი უფრო აქტიურია, ვიდრე ვერცხლი.

როგორც ვხედავთ, რეაქციების დროს ელექტრონები უფრო აქტიური ლითონის ატომებიდან გადაინაცვლებს ნაკლებად აქტიური ლითონის იონებისაკენ. ანალოგიური რეაქციების შესწავლის საფუძველზე ბეკეტოვმა 1863 წელს ლითონები დაალაგა რიგში ქიმიური აქტივობის კლების მიხედვით. ლითონთა მიღებულ რიგს „გამოძევების რიგი“ ეწოდა. რიგში ჩართულია წყალბადი, ერთადერთი არალითონი, რომელიც ლითონთა ანალოგიურად წარმოიჭნის დადებითად დამუხტულ იონს (ჰიდროქსონიუმ-იონს). მას შეუძლია ჩანაცვლოს ზოგიერთი ლითონი მათ მარილებში და თვითონაც ჩანაცვლოს მჟავებში მრავალი ლითონით:

$$CuSO_4 + H_2 \rightarrow Cu + H_2SO_4$$
$$Cu^{2+} + H_2 \rightarrow Cu + 2H^+$$
$$Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$$
$$Zn + 2H^+ \rightarrow Zn^{2+} + H_2$$

ლითონთა ქიმიური აქტივობის რაოდენობითი დახასიათებისთვის გამოიყენება სტანდარტულ ელექტროდულ პოტენციალთა მნიშვნელობები.

ნებისმიერი ლითონის ფირფიტის ჩაშვებისას მისი მარილის წყალხსნარში შესაძლებელია ორი ერთმანეთის საპირისპირო ელექტროქიმიური პროცესის მიმდინარეობა (იხ. სურათი 5.4).



სურათი 5.4. ელექტროდული პოტენციალის აღძრის სქემა

1) შედარებით აქტიური ლითონის შემთხვევაში წყლის პოლარული მოლეკულები უარყოფითი პოლუსებით მოქმედებს ლითონის კრისტალურ სტრუქტურაში არსებულ დადებითად დამუხტულ იონებზე და გადაჰყავს ისინი ხსნარში

$$Me^0 + mH_2O \rightleftarrows Me^{n+} \cdot mH_2O + n\bar{e}$$

ამასთან, ჭარბი ელექტრონები ფირფიტის ზედაპირზე რჩება, რის გამოც ეს უკანასკნელი უარყოფითად იმუხტება. ხსნარში გადასული ჰიდრატირებული იონები მიიზიდება ფირფიტის დამუხტული ზედაპირის მიერ და განლაგდება მის ახლოს. ამრიგად მიიღება ორი ურთიერთსაწინააღმდეგო მუხტის მქონე შრე, ე.წ. ორმაგი ელექტრული შრე, რაც, თავის მხრივ, იწვევს პოტენციალთა სხვაობის წარმოქმნას. აღსანიშნავია, რომ ლითონის იონების ხსნარში გადასვლის პროცესი შექცევადია.

2) ნაკლებაქტიური ლითონის შემთხვევაში ადვილი აქვს საწინააღმდეგო პროცესს. ხსნარში არსებული ლითონის იონები კარგავს ჰიდრატულ გარსს, ლითონის კრისტალში არსებულ ელექტრონულ აირთან ურთიერთქმედების შედეგად გადადის ფირფიტის ზედაპირზე და მას დადებითად მუხტავს:

$$Me^{n+} \cdot mH_2O + n\bar{e} \rightarrow Me^0 + mH_2O$$

ხსნარი, მასში დარჩენილი ანიონების სიჭარბის გამო, იმუხტება უარყოფითად. ამრიგად, აქაც წარმოიქმნება ორმაგი ელექტრული შრე და, აქედან გამომდინარე, პოტენციალთა სხვაობა.

ლითონის ფირფიტას, ჩაშვებულს ელექტროლიტის ხსნარში, ელექტროდი ეწოდება, ხოლო ლითონის და ხსნარის გამყოფ ზედაპირზე წარმოქმნილ პოტენციალთა სხვაობას – ელექტროდული პოტენციალი.

ამრიგად, ლითონთა ჩაშვებისას მათი მარილების ხსნარებში ერთნი (ნაკლებად აქტიურები) იმუხტებიან დადებითად, ხოლო მეორენი (შედარებით აქტიურები) – უარყოფითად. ყოველი

ელექტროდის პოტენციალი დამოკიდებულია ლითონის ბუნებაზე, მათი იონების კონცენტრაციაზე ხსნარში და ტემპერატურაზე. უშუალოდ ცალკეული ელექტროდის პოტენციალის განსაზღვრა პრაქტიკულად შეუძლებელია. მას საზღვრავენ წყალბადის სტანდარტული ელექტროდის მიმართ, რომლის პოტენციალი პირობითად მიჩნეულია ნულის ტოლად ტემპერატურის ნებისმიერი მნიშვნელობის დროს. წყალბადის სტანდარტული ელექტროდი წარმოადგენს პლატინის შავით (ელექტროლიზური გზით მიღებული პლატინა) დაფარულ პლატინის ფირფიტას, ჩაშვებულს მჟავას (მარილმჟავას ან გოგირდმჟავას) ხსნარში, რომელშიც წყალბად-იონთა კონცენტრაციაა 1 მოლი/ლ. ამასთან ფირფიტა „ირწყვება“ აირადი წყალბადით 101325 პა წნევის პირობებში. ელექტროდული პოტენციალის წარმოქმნა წყალბადის ელექტროდზე ასე შეიძლება აიხსნას: პლატინის ფირფიტა გაჯერდება წყალბადით, რასაც შემდეგ მოსდევს ამ უკანასკნელის მოლეკულების დაშლა ატომებად. ვინაიდან პლატინაში წყალბადი კარგად იხსნება (~700 მოცულობა წყალბადი ერთ მოცულობა ლითონში), გარკვეული მახლობლობით შეიძლება ჩავთვალოთ, რომ ელექტროდი დამზადებულია წყალბადისაგან, რომელიც ლითონთა ანალოგიურად მოქმედებს. ფაზათა გამყოფ ზედაპირზე მყარდება წონასწორობა:

$$1/2H_2 + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + \bar{e}$$

თუ წყალბადის ელექტროდი უერთდება ელექტროდს, რომელიც უფრო ძნელად იჟანგება, ვიდრე წყალბადი, მაშინ წარიმართება პროცესი:

$$1/2H_2 + H_2O - \bar{e} \rightarrow H_3O^+$$

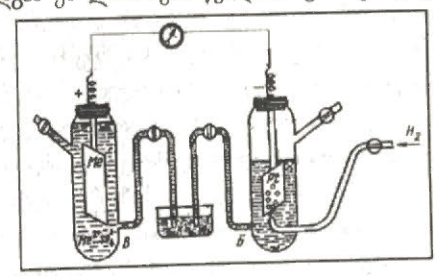
თუ წყალბადის ელექტროდთან შეერთებული ელექტროდი წყალბადზე უფრო ადვილად იჟანგება, მაშინ ხდება ჰიდროქსონიუმ-იონის განმუხტვა:

$$H_3O^+ + \bar{e} \rightarrow 1/2H_2 + H_2O$$

ელექტროდებს, რომლებიც აგზავნიან ელექტრონებს წყალბადის ელექტროდისაკენ, აქვთ „–“ ნიშანი, ხოლო ელექტროდებს, რომლებიც ღებულობენ მისგან ელექტრონებს – „+“ ნიშანი.

თუ ნებისმიერი ლითონის ფირფიტას, რომელიც ჩაშვებულია მისივე მარილის 1 მოლი/ლ კონცენტრაციის ხსნარში, შეუერთებთ წყალბადის ელექტროდს, მივიღებთ გალვანურ ელემენტს (მოწყობილობა, რომელშიც ჟანგვა-აღდგენითი ქიმიური რეაქციის საფუძველზე ხდება ელექტრული დენი), რომლის ელექტრომამოძრავებელი ძალა (ე.მ.ძ.), გაზომილი სტანდარტულ პირობებში (101325 პა, 298K), რიცხობრივად ტოლი იქნება (იხ. სურათი 5.5).

უმეტეს ლითონთა სტანდარტული ელექტროდული პოტენციალი განისაზღვრება ექსპერიმენტულად, მაგრამ ტუტე და ტუტემიწათა ლითონებისათვის E_0-ის მნიშვნელობა გამოითვლება თეორიულად, რადგან ეს ლითონები წყალთან ურთიერთქმედებს.



სურათი 5.5. ელექტროდული პოტენციალის გასაზომი გალვანური ელემენტი

თუ ლითონებს დავალაგებთ მათი სტანდარტული ელექტროდული პოტენციალების ალგებრული მნიშვნელობების ზრდის მიხედვით, მივიღებთ ლითონთა სტანდარტულ ელექტროდულ პოტენციალთა რიგს (იხ. ცხრილი 4). სწორედ ამ რიგს უძღვოდა წინ ისტორიულად ნ. ბეკეტოვის "გამოძევების რიგი".

ცხრილი 4

სტანდარტული ელექტროდული პოტენციალების რიგი

ელექტროდი	Li^+ K^+ Ca^{2+} Na^+ Mg^{2+} Al^{3+} Mn^{2+} Zn^{2+} Cr^{3+} Fe^{2+} Ni^{2+} Pb^{2+} $2H^+$ Cu^{2+} Hg^{2+} Ag^+ Pt^{2+} Au^{3+} Li K Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Ni Pb 2H Cu Hg Ag Pt Au
$E_{0,3}$	-3,04 -2,92 -2,87 -2,71 -2,37 -1,66 -1,18 -0,76 -0,74 -0,44 -0,25 -0,13 0 0,34 0,79 0,80 1,20 1,50

სტანდარტული ელექტროდული პოტენციალების რიგი ახასიათებს ლითონების აქტივობას წყალხსნარებში მიმდინარე ჟანგვა-აღდგენით რეაქციებში. რაც უფრო მარცხნივაა ლითონი სტანდარტული ელექტროდული პოტენციალების რიგში, ე.ი. რაც უფრო ნაკლებია სტანდარტული ელექტროდული პოტენციალის ალგებრული მნიშვნელობა, მით უფრო აქტიურია ლითონი, მით უფრო დიდია მისი აღმდგენი უნარი და დაბალია მისი იონის მჟანგავი უნარი. აქედან გამომდინარეობს, რომ ლითიუმი ყველაზე ძლიერი აღმდგენია, ოქრო – ყველაზე სუსტი, ხოლო ოქროს იონი (Au^{3+}) ყველაზე ძლიერი მჟანგავია, ლითიუმის იონი (Li^+) კი – ყველაზე სუსტი.

ყოველი ლითონი, რომელიც რიგში წყალბადამდე მდებარეობს, ე.ი. რომლის სტანდარტული ელექტროდული პოტენციალის მნიშვნელობა უარყოფითია, გამოაძევებს წყალბადს იმ მჟავათა განზავებული ხსნარებიდან, რომელთა ანიონები არ ავლენს მჟანგავ თვისებას. რიგში წყალბადის მარჯვნივ მდგომი ლითონები ვერ აძევებს მჟავებიდან წყალბადს.

სტანდარტულ ელექტროდულ პოტენციალთა რიგში ყოველი ლითონი აძევებს მის მარჯვნივ მდგომ ლითონებს მარილთა ხსნარებიდან, თვით კი გამოძევდება მის მარცხნივ მდგომი ლითონებით (ვს არ ეხება ტუტე და ტუტემიწათა ლითონებს).

ერთი შეხედვით აშკარა შეუსაბამობა არსებობს ლითონური ელემენტის პერიოდულ სისტემაში მდებარეობის მიხედვით განსაზღვრულ აქტივობასა და სტანდარტულ ელექტროდულ პოტენციალთა რიგში შესაბამისი ლითონის მდებარეობას შორის. მაგალითად, პერიოდულ სისტემაში მდებარეობის მიხედვით კალიუმი უფრო აქტიურია, ვიდრე ლითიუმი, სტანდარტული ელექტროდული პოტენციალების რიგში კი ლითიუმი კალიუმის მარცხნივ მდებარეობს. ასევე, პერიოდული სისტემის მიხედვით ნაკლებაქტიური Ca რიგში მდებარეობს Na-ის მარცხნივ. სპილენძი და თუთია მომდევნო ელემენტებია პერიოდულ სისტემაში და მათ უნდა ჰქონდეთ დაახლოებით ერთნაირი აქტივობა, მაგრამ სტანდარტული ელექტროდული პოტენციალების რიგში Zn მოთავსებულია Cu-ზე მნიშვნელოვნად მარცხნივ. ასეთი შეუსაბამობა განპირობებულია იმით, რომ ლითონური ელემენტების აქტივობის საზომად პერიოდულ სისტემაში მიღებულია იონიზაციის ენერგია. ტუტე ლითონების იონიზაციის ენერგია ატომური ნომრის ზრდასთან ერთად მცირდება. აქედან გამომდინარე, კალიუმი უფრო აქტიურია, ვიდრე ნატრიუმი, ეს უკანასკნელი კი უფრო აქტიური, ვიდრე ლითიუმი. სტანდარტულ ელექტროდულ პოტენციალთა რიგ-

ში ლითონთა აქტივობის საზომად მიღებულია ის მუშაობა, რომელიც სრულდება ლითონების ჰიდრატირებულ იონებად გარდაქმნისათვის წყალხსნარებში. ეს მუშაობა შეიძლება წარმოვიდგინოთ სამი წევრის ჯამის სახით. 1. ენერგია (მუშაობა), რომელიც იხარჯება ლითონთა კრისტალური სტრუქტურის დარღვევაზე, ატომებად დაშლაზე (ატომიზაციის ენერგია), 2. ენერგია, რომელიც იხარჯება ლითონთა ატომების იონიზაციაზე (იონიზაციის ენერგია), 3. ენერგია, რომელიც გამოიყოფა წარმოქმნილი იონების ჰიდრატაციის დროს (ჰიდრატაციის ენერგია). ენერგიის პირველი სახე დაკავშირებულია ლითონის კრისტალური სტრუქტურის სიმტკიცესთან, მეორე – განისაზღვრება ლითონის მდებარეობით პერიოდულ სისტემაში, მესამე – დამოკიდებულია ლითონის იონის თვისებებზე; რაც უფრო მცირეა იონის რადიუსი და დიდია მუხტი, მით უფრო მაღალია მისი ჰიდრატაციის ხარისხი.

რაც უფრო ნაკლებია პირველ ორ პროცესზე დახარჯული ენერგია და მეტია მესამე პროცესის დროს გამოყოფილი ენერგია, მით უფრო ადვილად ხორციელდება მთელი პროცესი და მით უფრო მარცხნივაა ლითონი სტანდარტულ ელექტროდულ პოტენციალთა რიგში. მცირე ზომის ლითიუმის იონის მუხტის სიმკვრივე აღემატება დანარჩენი ტუტე ლითონების იონებისას, შედეგად მის გარშემო უფრო ძლიერი ელექტროსტატიკური ველი იქმნება, მაღალია ჰიდრატაციის ხარისხი და ამის გამო ლითიუმი უფრო ადვილად გადადის ხსნარში ჰიდრატირებული იონის სახით, ვიდრე სხვა იონები, ასევე Ca^{2+}-ის ჰიდრატაციის ხარისხი აღემატება Na^{+}-ისას, პირველის უფრო მაღალი მუხტის გამო. სპილენძის და თუთიისათვის იონიზაციის ენერგია და იონთა ჰიდრატაციის ენერგია დაახლოებით ერთნაირია, მაგრამ პირველის კრისტალური სტრუქტურა უფრო მტკიცეა, ვიდრე მეორისა, ამიტომ ენერგიის დანახარჯი მთელ პროცესზე სპილენძისათვის უფრო მეტია, ვიდრე თუთიისათვის. ამით აიხსნება მათი განსხვავებული მდებარეობა სტანდარტულ ელექტროდულ პოტენციალთა რიგში.

§5.13. ელექტროლიზი

ელექტროლიტის ხსნარი ან ნალღობი შეიცავს საწინააღმდეგოდ დამუხტულ იონებს, რომლებიც ქაოსურად მოძრაობენ. მათში მუდმივი ელექტრული დენის გატარებისას იონები იწყებს მიმართულ მოძრაობას: დადებითი იონები (კატიონები) ამოძრავდება კათოდისაკენ, უარყოფითი იონები (ანიონები) კი – ანოდისაკენ. ელექტროდებზე ხდება ამ იონთა განმუხტვა. კერძოდ, კატიონები კათოდიდან იძენს ელექტრონებს და აღდგება, ხოლო ანიონები ანოდს გადასცემს ელექტრონებს და იჟანგება. მაშასადამე, ელექტროდებზე წარიმართება ჟანგვა-აღდგენითი პროცესი: ანოდზე – ჟანგვის, კათოდზე – აღდგენის.

ჟანგვა-აღდგენით პროცესს, რომელიც მიმდინარეობს ელექტროდებზე ელექტროლიტის ხსნარში ან ნალღობში მუდმივი ელექტრული დენის გატარებისას, ელექტროლიზი ეწოდება, ხოლო ხელსაწყოს, რომელშიც ელექტროლიზი ტარდება – ელექტროლიზერი ან საელექტროლიზო აბაზანა.

ნალღობის ელექტროლიზი აღნიშნული პროცესის უმარტივესი შემთხვევაა. განვიხილოთ ის ნატრიუმის ქლორიდის ნალღობის მაგალითზე. თუ მასში ელექტროდებს ჩავუშვებთ და გავატარებთ ელექტრულ დენს, Na^{+} იონები კათოდზე შეიძენს ელექტრონებს და აღდგება. ქლორის იონები ანოდზე კარგავს ელექტრონებს და იჟანგება. საბოლოოდ კათოდზე გამოიყოფა ლითონური ნატრიუმი, ანოდზე კი – აირადი ქლორი. რადგან ელექტროლიზი ჟანგვა-

აღდგენითი პროცესია, ამიტომ გაცემული და მიერთებული ელექტრონების რიცხვი ტოლი უნდა იყოს. ნატრიუმის ქლორიდის ნალღობის ელექტროლიზის სქემა ასეთია:

$$NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$$

კათოდი $K(-)$: $Na^+ + e \rightarrow Na$ | 2

ანოდი $A(+)$: $2Cl^- - 2e \rightarrow Cl_2$ | 1

$$2Na^+ + 2Cl^- \rightarrow 2Na + Cl_2$$

$$2NaCl \rightarrow 2Na + Cl_2$$

კალიუმის ჰიდროქსიდის ნალღობის ელექტროლიზის დროს კათოდზე აღდგება K^+ იონები, ხოლო ანოდზე OH^- იონების ჟანგვისას წარმოიქმნება ჰიდროქსილის რადიკალები, რომლებიც არამდგრადებია და გარდაიქმნებიან ჟანგბადის გამოყოფით. ელექტროლიზის პროცესი შემდეგი სქემით გამოისახება:

$$KOH \rightarrow K^+ + OH^-$$

$K(-)$: $K^+ + e \rightarrow K$ | 4

$A(+)$: $4OH^- - 4e \rightarrow O_2 + 2H_2O$ | 1

$$4K^+ + 4OH^- \rightarrow 4K + O_2 + 2H_2O$$

$$4KOH \rightarrow 4K + O_2 + 2H_2O$$

მაშასადამე, ელექტროლიზის პროცესში ელექტრული დენის დახმარებით ხორციელდება ქიმიური რეაქცია. სწორედ ამაში მდგომარეობს ელექტროლიზის არსი.

ელექტროლიტების წყალხსნარების ელექტროლიზის დროს შედარებით რთული პროცესები მიმდინარეობს. ამ შემთხვევაში ჟანგვა-აღდგენით რეაქციებში წყლის მოლეკულებიც ერთვება, წარიმართება კონკურენტული რეაქციები და პროცესის მიმართულება იცვლება.

ერთნაირ პირობებში კათოდზე მიმდინარე პროცესები დამოკიდებულია კატიონის ბუნებაზე. მჟავათა წყალხსნარების ელექტროლიზის დროს კათოდზე ხდება წყალბად-იონების აღდგენა:

$$2H^+ + 2e \rightarrow H_2$$

მარილების წყალხსნართა ელექტროლიზის დროს კათოდზე მიმდინარე პროცესები დამოკიდებულია მარილის შედგენილობაში შემავალი ლითონის მდებარეობაზე სტანდარტულ ელექტროდულ პოტენციალთა რიგში. რაც უფრო მცირეა ლითონის სტანდარტული ელექტროდული პოტენციალის ალგებრული მნიშვნელობა, მით უფრო დამახასიათებელია მისთვის იონური მდგომარეობა და მით უფრო ძნელად აღდგება მისი იონი კათოდზე. შესაძლებელია სამი შემთხვევა:

1. ლითონთა კატიონები, რომელთა სტანდარტული ელექტროდული პოტენციალი აღემატება წყალბადისას ($Cu^{2+} - Au^{3+}$), ელექტროლიზის დროს პრაქტიკულად სრულად აღდგება კათოდზე.
2. ლითონთა კატიონები, რომელთა სტანდარტული ელექტროდული პოტენციალის მნიშვნელობა დაბალია ($Li^+ - Al^{3+}$), კათოდზე არ აღდგება, მათ ნაცვლად აღდგება წყლის მოლეკულები.
3. ლითონთა კატიონები, რომელთა სტანდარტული ელექტროდული პოტენციალი წყალბადისაზე მცირეა, მაგრამ ალუმინზე უფრო მეტი (H^+-მდე), ელექტროლიზის დროს კათოდზე აღდგება წყლის მოლეკულებთან ერთად.

თუ წყალხსნარი შეიცავს სხვადასხვა ლითონის კატიონებს, მაშინ ელექტროლიზის დროს კათოდზე მათი აღდგენა ხდება თანმიმდევრობით, სტანდარტული ელექტროდული პოტენციალის

ალგებრული მნიშვნელობის შემცირების რიგით. მაგალითად, Ag^+, Zn^{2+}, Cu^{2+} იონების შემცველ ხსნარში ელექტროლიზის ჩატარებისას ვერ აღდგება Ag^+, შემდეგ Cu^{2+}, ბოლოს კი Zn^{2+}.

ანოდზე მიმდინარე პროცესები დამოკიდებულია როგორც ელექტროლიტის ბუნებაზე, ისე იმ ნივთიერების გვარობაზე, რომლისგანაც დამზადებულია ანოდი. არჩევენ ხსნად და უხსნად ანოდებს. პირველი მზადდება სპილენძის, თუთიის, ვერცხლის, კადმიუმის, ნიკელის და სხვა ლითონებისაგან. ელექტროლიზის დროს ისინი იჟანგებიან და იონების სახით გადადიან ხსნარში. უხსნადი ანოდების დასამზადებლად გამოიყენება გრაფიტი, პლატინა, ირიდიუმი, ოქრო და ზოგიერთი სხვა ლითონი, რომელთაც შედარებით მაღალი სტანდარტული ელექტროდული პოტენციალი გააჩნიათ და ელექტროლიზის პროცესში არ იჟანგებიან.

უხსნად ანოდზე ხდება მჟავური ნაშთის ანიონების, ჰიდროქსიდ-იონების და წყლის მოლეკულების ჟანგვა. ამასთან, უჟანგბადო მჟავათა ანიონები (გარდა ფტორიდ-იონისა) მათი საკმარისი კონცენტრაციისას წყალზე ადვილად იჟანგება, ჟანგბადიან მჟავათა ანიონების განმუხტვას კი წინ უსწრებს წყლის მოლეკულების დაჟანგვა. გამონაკლისია ორგანულ მჟავათა ანიონები, რომლებიც წყალზე ადვილად იჟანგებიან:

$$2RCOO^- - 2e \rightarrow R\text{-}R + 2CO_2$$

აღმდგენი თვისებების ზრდის მიხედვით ანიონები შეიძლება განვალაგოთ რიგში: F^-, NO_3^-, SO_4^{2-}, OH^-, Cl^-, S^{2-}, Br^-, I^-.

განვიხილოთ ზოგიერთი მარილის წყალხსნარის ელექტროლიზის პროცესი (ინერტული ელექტროდებით).

1. ნატრიუმის ქლორიდის წყალხსნარში Na^+ და Cl^- ჰიდრატირებული იონების გარდა არის წყლის მოლეკულებიც. ნატრიუმი ძლიერ აქტიური ლითონია, მისი იონიზაციის ენერგია მცირეა, ამიტომ ადვილად იჟანგება, ხოლო მისი იონი ძნელად აღდგება. მაშასადამე, Na^+ იონთან ელექტრონის მიერთება ენერგეტიკულად არახელსაყრელია. წყლის დისოციაციით მიღებული წყალბად-იონთა კონცენტრაცია ძლიერ მცირეა, რის გამოც კათოდზე ხორციელდება წყლის მოლეკულების აღდგენის პროცესი. წყლის დიპოლები დადებითად დამუხტული ბოლოებით მიიზიდება კათოდის მიერ და აღდგება მასზე, ხოლო ხსნარის კათოდურ სივრცეში გროვდება ჰიდროქსიდ-იონები. ამ დროს ანოდზე ხორციელდება Cl^- იონების ჟანგვის პროცესი.

$$NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$$

$$K(-):\ 2H_2O + 2e \rightarrow H_2 + 2OH^-$$

$$A(+):\ 2Cl^- - 2e \rightarrow Cl_2$$

$$2H_2O + 2Cl^- \rightarrow H_2 + 2OH^- + Cl_2$$

$$2H_2O + 2NaCl \rightarrow H_2 + 2NaOH + Cl_2$$

2. სპილენძის სულფატის წყალხსნარის ელექტროლიზის დროს კათოდზე აღდგება სპილენძის იონები. ხსნარში OH^- იონების კონცენტრაცია ძლიერ მცირეა, რის გამოც ანოდზე მიმდინარეობს წყლის მოლეკულების ჟანგვა. წყლის პოლარული მოლეკულები დიპოლის უარყოფითი ბოლოთი მიიზიდება ანოდით, ჟანგბადი კარგავს ელექტრონებს, იჟანგება და გამოიყოფა ანოდზე, ხოლო ანოდურ სივრცეში გროვდება H^+ იონები:

$$CuSO_4 \rightarrow Cu^{2+} + SO_4^{2-}$$

$$K(-):\ Cu^{2+} + 2e \rightarrow Cu \quad \Big| \ 2$$

$$A(+):\ 2H_2O - 4e \rightarrow O_2 + 4H^+ \quad \Big| \ 1$$

$$2Cu^{2+} + 2H_2O \rightarrow 2Cu + 4H^+ + O_2$$

$$2CuSO_4 + 2H_2O \rightarrow 2Cu + 2H_2SO_4 + O_2$$

3. ნატრიუმის სულფატის წყალხსნარის ელექტროლიზის დროს კათოდსა და ანოდზე ხდება წყლის მოლეკულების ჟანგვა-აღდგენა. Na^+ და SO_4^{2-} იონები ელექტროდებზე მიმდინარე პროცესებში არ მონაწილეობს, მაგრამ უზრუნველყოფს ხსნარში ელექტრული დენის გავლას. ხსნარში მარილის რაოდენობა ელექტროლიზის შემდეგ უცვლელი რჩება.

$$\begin{array}{rl|l} K(-): & 2H_2O + 2e \rightarrow H_2 + 2OH^- & 2 \\ A(+): & 2H_2O - 4e \rightarrow O_2 + 4H^+ & 1 \end{array}$$

$$6H_2O \rightarrow 2H_2 + 4OH^- + O_2 + 4H^+$$

$$(4H^+ + 4OH^- \rightarrow 4H_2O)$$

$$2H_2O \rightarrow 2H_2 + O_2$$

4. თუთიის ნიტრატის წყალხსნარის ელექტროლიზის პროცესში ანოდზე ხდება წყლის მოლეკულების ჟანგვა, ხოლო კათოდზე როგორც წყლის მოლეკულების, ისე Zn^{2+}-ის იონების აღდგენა:

$$K(-): \quad Zn^{2+} + 2e \rightarrow Zn$$

$$2H_2O + 2e \rightarrow H_2 + 2OH^-$$

$$A(+): \quad 2H_2O - 4e \rightarrow O_2 + 4H^+$$

ელექტროლიზის დროს კათოდზე გამოიყოფა თუთია და წყალბადი, ანოდზე – ჟანგბადი. კათოდზე გამოყოფილი პროდუქტების თანაფარდობა დამოკიდებულია ნივთიერების კონცენტრაციაზე ხსნარში (ასეთ შემთხვევაში ელექტროლიზის შეჯამებული განტოლების დაწერა მიზანშეწონილი არ არის).

5. სპილენძ (II)-ის სულფატის წყალხსნარის სპილენძის ელექტროდებით ელექტროლიზის დროს ანოდი იხსნება, სპილენძის ჟანგვით წარმოქმნილი Cu^{2+} იონები გადადის ხსნარში:

$$Cu - 2e \rightarrow Cu^{2+}$$

კათოდზე ხორციელდება ხსნარში არსებული სპილენძის იონების აღდგენა:

$$Cu^{2+} + 2e \rightarrow Cu$$

რა რაოდენობის სპილენძიც გაიხსნება ანოდზე, იმდენივე გამოიყოფა კათოდზე, ხოლო ხსნარში მარილის რაოდენობა უცვლელი რჩება.

ელექტრული დენის მჟანგავი და აღმდგენი უნარი ქიმიურ მჟანგავებთან და აღმდგენებთან შედარებით ბევრად უფრო ძლიერია. მაგალითად, არც ერთ ქიმიურ მჟანგავს არ შეუძლია წაართვას ელექტრონი ფტორიდ-იონს. ფტორის მიღება შესაძლებელია მხოლოდ მისი მარილების ნალღობის ელექტროლიზით.

ელექტროლიტთა ხსნარებში ელექტროლიზის ჩატარება ენერგეტიკულად მომგებიანია, ვიდრე ნალღობში, ვინაიდან იონური ნაერთები მაღალ ტემპერატურაზე ღღება. მაგრამ ყველა ლითონის მიღება არ შეიძლება მათი ნაერთების წყალხსნართა ელექტროლიზით. ცხადია, ასეთი გზით ვერ მივიღებთ ტუტე ლითონებს, კალციუმს, ალუმინს და სხვ. მათ მისაღებად მიმართავენ ნალღობის ელექტროლიზს. ელექტროლიზი ფართოდ გამოიყენება მრეწველობაში არალითონების (F_2, Cl_2, H_2, O_2) მისაღებადაც.

დიდი სამრეწველო მნიშვნელობა აქვს ნატრიუმის ქლორიდის წყალხსნარის ელექტროლიზს. იაფი ნედლეულის – სუფრის მარილის და წყლისაგან ელექტროლიზის შედეგად ღებულობენ ქიმიური მრეწველობისათვის ძვირფას სამ პროდუქტს – წყალბადს, ქლორსა და ნატრიუმის ჰიდროქსიდს.

ნატრიუმის სულფატის ან ნატრიუმის ჰიდროქსიდის წყალხსნარის ელექტროლიზით ლაბორატორიასა და მრეწველობაში დებულობენ სუფთა ჟანგბადსა და წყალბადს.

ელექტროლიზს იყენებენ ლითონთა დასაცილებლად და გასასუფთავებლად (რაფინირებისთვის). მაგალითად, ელექტროტექნიკაში გამოყენებული სპილენძი ძალიან სუფთა უნდა იყოს. ამ მიზნით სპილენძის სულფატის ხსნარში ჩაუშვებენ მინარევების შემცველი სპილენძის ფირფიტას (ანოდი) და სუფთა სპილენძის თხელ ფირფიტას (კათოდი). ელექტრული დენის გავლისას ხდება ანოდის გახსნა და სუფთა სპილენძის გადატანა კათოდზე. ანალოგიურად ხორციელდება სხვა ლითონების რაფინირებაც.

ელექტროლიზს იყენებენ ლითონის ზედაპირის დასაფარავად სხვა ლითონის (ქრომის, ნიკელის, ვერცხლის და სხვ.) თხელი ფენით. ამისათვის ლითონის ნაკეთობას კათოდის სახით ათავსებენ იმ ლითონის მარილის ხსნარიან სალელექტროლიზო აბაზანაში, რომლითაც უნდა დაიფაროს ამ ნაკეთობაზე. ანოდად იღებენ იმ ლითონს, რომლითაც იფარება ნაკეთობა. დენის გატარებისას ხსნარში არსებული ლითონის იონები მიემართება კათოდისაკენ (ნაკეთობისაკენ) და ხდება მათი აღდგენა კათოდის ზედაპირზე. ამ დროს ანოდიდან ხსნარში გადადის ლითონის ახალი იონები. დენის გატარებას აგრძელებენ მანამ, სანამ ნაკეთობაზე არ გამოიკვეთება ლითონის საჭირო სისქის ფენა. ასეთი დამუშავება ნაკეთობას არა მარტო ლამაზ გარეგნულ სახეს ანიჭებს, არამედ იცავს კიდეც კოროზიისაგან. გამოყენებითი ქიმიის ამ დარგს გალვანოსტეგია ეწოდება.

ფართოდ გამოიყენება ელექტროქიმიის მეორე დარგიც – გალვანოპლასტიკა. ამზადებენ ნაკეთობის ასლს ცვილისაგან, შემდეგ მას გრაფიტის თხელი ფენით ფარავენ და მიღებულ კათოდს ათავსებენ ლითონის მარილის ხსნარში. ანოდის როლს კი იმავე ლითონის ფირფიტა ასრულებს. ელექტრული დენის გატარებისას ანოდი იხსნება, ხოლო კათოდი იფარება ლითონის ფენით. ამრიგად, მიიღება ნაკეთობის ზუსტი ასლი. ელექტროლიზის მეშვეობით რელიეფური ნაკეთობის ასლის მიღებას გალვანოპლასტიკა ეწოდება. იგი აღმოაჩინა რუსმა მეცნიერმა ბ. იაკობმა 1838 წელს.

§5.14. რაოდენობითი თანაფარდობანი ელექტროლიზის დროს

ელექტროლიზური პროცესები ექვემდებარება ფარადეის კანონებს (1883). პირველი კანონის თანახმად, **ელექტროდებზე გამოყოფილი (კათოდურ ან ანოდურ არეში წარმოქმნილი) ნივთიერებების მასები ხსნარში ან ნალღობში გავლილი ელექტრობის რაოდენობის პროპორციულია:**

$$m = KQ,$$

სადაც K არის პროპორციულობის კოეფიციენტი, რომელსაც ელექტროქიმიურ ეკვივალენტს უწოდებენ, ხოლო Q – ელექტრობის რაოდენობა (კულონი), რომელიც დენის ძალისა (I, ამპერი) და დროის (t, წამი) ნამრავლის ტოლია:

$$Q = It$$

როცა Q=1 კულონს, m = K, ე.ი. ეს უკანასკნელი რიცხობრივად ელექტროლიტში 1 კულონი ელექტრობის გავლის შედეგად გამოყოფილი ნივთიერების მასის ტოლია.

ფარადეის მეორე კანონის თანახმად, **ელექტროლიზის დროს ერთი და იმავე რაოდენობის ელექტრობა ელექტროდებზე სხვადასხვა ნივთიერების ეკვივალენტების ტოლ რაოდენობას გამოყოფს.** აქედან გამომდინარე, ერთი მოლი ეკვივალენტი ნებისმიერი ნივთიერების

გამოსაყოფად საჭიროა ერთი და იმავე რაოდენობის ელექტრობის დახარჯვა. ამ რიცხვს ფარადეის რიცხვი (F) ეწოდება და დაახლოებით 96500 კულონის (26,8 ა•სთ) ტოლია.

ამრიგად, ნივთიერების ელექტროქიმიური ეკვივალენტი მისი ეკვივალენტის მოლური მასისა და ფარადეის რიცხვის ფარდობის ტოლია:

$$K = \frac{M_{ეკვ}}{F}$$

თუ K-ს მნიშვნელობას ჩავსვამთ ფარადეის პირველი კანონის გამომსახველ განტოლებაში, მივიღებთ:

$$m = \frac{M_{ეკვ} Q}{F} \qquad \text{ანუ} \qquad m = \frac{M_{ეკვ} It}{F}$$

ხშირ შემთხვევაში ელექტროლიზის დროს გამოყენებული ელექტრული დენი მთლიანად არ იხარჯება ელექტროდებზე სასურველ ნივთიერებათა გამოყოფაზე, რადგან შესაძლებელია თანაური რეაქციების მიმდინარეობაც (მაგალითად, ელექტროდებზე გამოყოფილი ნივთიერების ურთიერთქმედება ელექტროდის მასალასთან ან ელექტროლიტთან, ლითონთან ერთად წყალბადის გამოყოფა და სხვ.). ამიტომ ელექტროლიტში გავლილი ელექტრობის იმ ნაწილის აღრიცხვისათვის, რომელიც იხარჯება სასურველი პროდუქტის მიღებაზე, შემოტანილია ცნება - გამოსავლიანობა დენის მიხედვით (η). ის ტოლია ელექტროლიზის დროს პრაქტიკულად მიღებული ნივთიერების მასის ფარდობისა, ფარადეის კანონის თანახმად, თეორიულად გამოთვლილ მასასთან:

$$\eta = \frac{m_{პრაქტ}}{m_{თეორ}} \cdot 100\% = \frac{m_{პრაქტ} 96500}{M_{ეკვ} It} \cdot 100\%$$

მიღებული ფარდობა საფუძვლად უდევს ელექტროლიზის პროცესებთან დაკავშირებულ ყველა გაანგარიშებას.

კითხვები და სავარჯიშოები

1. როგორი შეიძლება ვუწოდოთ შაქრის ხსნარს, თუ მასში შაქრის პატარა კრისტალის შეტანისას ეს კრისტალი: ა) არ იცვლება; ბ) მცირდება ზომით; გ) იზრდება?
2. განიხილეთ სითხეში მყარი ნივთიერებების გახსნის პროცესი წონასწორობის დამყარებამდე. მიმდინარეობს თუ არა გახსნა ან კრისტალიზაცია წონასწორობის დროს? როგორ გადავხაროთ წონასწორობა გახსნის მხარეს?
3. როგორ გამოიყოფა აირთა წყალში გახსნისას სითბო?
4. სუსტი და ძლიერი ელექტროლიტების დისოციაციაზე ტემპერატურა განსხვავებულად მოქმედებს. ახსენით მიზეზი.
5. რატომ არ დისოცირდება წყალი O^{2-} იონის წარმოქმნით?
6. რატომ დისოცირდება ნატრიუმის ჰიდროქსიდი როგორც ფუძე, ხოლო ქლორმჟავა – როგორც მჟავა?
7. როგორ წარმოქმნის მრავალფუძიანი მჟავები ხშირად არა საშუალო, არამედ მჟავა მარილებს?

8. სპილენძ(II)-ის ქლორიდის მოლეკულები ყვითელია, ხოლო მისი კონცენტრირებული ხსნარი – მწვანე. რით ახსნით იმ ფაქტს, რომ სპილენძ (II)-ის ქლორიდის ცისფრად შეფერილი განზავებული ხსნარი სუფრის მარილის დამატებით მწვანდება?
9. ერთნაირი მოლური კონცენტრაციის წყალხსნარების ელგამტარობის შემცირების რიგით განალაგეთ ნაერთები: ალუმინის ნიტრატი, კალიუმის ქლორიდი, რკინა(III)-ის სულფატი, ბარიუმის ჰიდროქსიდი, ეთანოლი.
10. ბარიუმის ჰიდროქსიდის ორ ერთნაირ ხსნარს დაამატეს ეკვიმოლური რაოდენობის: ა)ნატრიუმის კარბონატი; ბ)ამონიუმის კარბონატი. შეიცვლება თუ არა და როგორ თითოეული ხსნარის ელგამტარობა მასში რეაქციის დამთავრების შემდეგ?
11. უწყლო ძმარმჟავას ელგამტარობა განზავებით ჯერ იზრდება, ხოლო შემდეგ – მცირდება. ახსენით მიზეზი.
12. ცნობილია, რომ ძმარმჟავას 70%-იან ხსნარს აქვს მაქსიმალური სიმკვრივე. გატიტვრის ჩაუტარებლად როგორ გავიგოთ ძმარმჟავას უცნობ ხსნარში მასური წილი 70%-ზე მეტია თუ ნაკლები?
13. წყლის ელექტროლიზის დროს ელგამტარობის გაზრდის მიზნით რომელი ნივთიერებების გამოყენებაა შესაძლებელი: NaCl, NaF, NaOH, Na_2SO_4?
14. რა პროცესები წარიმართება ინერტულ ელექტროდებზე შემდეგ ნივთიერებათა წყალხსნარების ელექტროლიზის დროს: ა) K_3PO_4, ბ) $Ni(NO_3)_2$, გ) KI, დ) $AuCl_3$?
15. რა შეიძლება ითქვას ნატრიუმის სულფატის სისუფთავეზე, თუ მისი წყალხსნარის ელექტროლიზის დროს გამოიყო ტოლი მოცულობის წყალბადი და ჟანგბადი?
16. ფარადეისა და ავოგადროს რიცხვების გამოყენებით გამოიანგარიშეთ 1 კ ელექტრობაში ელექტრონების რაოდენობა.
17. როგორ ავხსნათ ტუტე ლითონთა ურთიერთგანლაგების განსხვავება სტანდარტულ-ელექტროდულ პოტენციალთა რიგში და პერიოდულ სისტემაში?

თავი 6

არაორგანულ ნაერთთა კლასები

ნივთიერებათა კლასიფიკაცია ადვილებს მათ შესწავლას. ნაერთთა კლასების თავისებურებათა ცოდნის საფუძველზე შესაძლებელია ამ კლასის ცალკეული წარმომადგენლის დახასიათება. არაორგანულ ნაერთთა ძირითადი კლასებია: ოქსიდები, ფუძეები, მჟავები და მარილები.

§6.1. ოქსიდები

ორი ელემენტისაგან შემდგარ რთულ ნივთიერებას, რომელშიც ერთ-ერთი ელემენტი ჟანგბადია, ოქსიდი ეწოდება. ოქსიდს წარმოქმნის ყველა ელემენტი, სამი ინერტული აირის – ჰელიუმის, ნეონის და არგონის გარდა. ოქსიდების უმეტესობა მიიღება მარტივი ნივთიერებების შეერთებით, ნაწილი კი – არაპირდაპირი გზით.

საერთაშორისო ნომენკლატურით,[1] თუ ელემენტი წარმოქმნის მხოლოდ ერთ ოქსიდს, მას ამ ელემენტის ოქსიდი ეწოდება. მაგალითად: K_2O – კალიუმის ოქსიდი, Al_2O_3 – ალუმინის ოქსიდი.

თუ ელემენტი წარმოქმნის რამდენიმე ოქსიდს, სახელწოდების შემდეგ მიეთითება ელემენტის ჟანგვის ხარისხის რიცხვითი მნიშვნელობა რომაული ციფრით (ფრჩხილებში). მაგალითად:

FeO – რკინა (II)-ის ოქსიდი

Fe_2O_3 – რკინა (III)-ის ოქსიდი

SO_2 – გოგირდ (IV)-ის ოქსიდი

SO_3 – გოგირდ (VI)-ის ოქსიდი

ოქსიდების დასახელებისათვის ასევე გამოიყენება ბერძნული რიცხვითი სახელით გამოსახული ატომების რიცხვის გამომსახველი თავსართი:

NO – აზოტის მონოოქსიდი

N_2O - დიაზოტის მონოოქსიდი

N_2O_5 – დიაზოტის პენტაოქსიდი

CrO_3 - ქრომის ტრიოქსიდი

არსებობს ოქსიდები, რომელთა შედგენილობაში შედის ორი სხვადასხვა ჟანგვის ხარისხის მქონე ერთი და იმავე ლითონის ატომები. მაგალითად, Fe_3O_4 ($FeO{\cdot}Fe_2O_3$). ასეთ ოქსიდებს ორმაგ ოქსიდებს უწოდებენ.

ზოგიერთ მნიშვნელოვან ოქსიდს სპეციფიკური სახელწოდება აქვს:

CO_2 – ნახშირმჟავა აირი

SO_2 – გოგირდოვანი აირი

CaO – ჩაუმქრალი კირი

---

[1] დღეისათვის მიღებულია IUPAC-ის მიერ შემუშავებული ნომენკლატურა.

ელემენტთა ჟანგბადნაერთების განსაკუთრებულ ჯგუფს ქმნის პეროქსიდები. მათში ჟანგბადის ატომები ქიმიურად დაკავშირებულია არა მარტო სხვა ელემენტის ატომებთან, არამედ ერთმანეთთანაც და წარმოქმნის ე.წ. პეროქსიდულ ჯგუფს - O - O -

მაგალითად: Na_2O_2 – ნატრიუმის პეროქსიდი

BaO_2 – ბარიუმის პეროქსიდი

ჩვეულებრივ პეროქსიდებს განიხილავენ როგორც მარილებს წყალბადის პეროქსიდისა, რომელიც სუსტ მჟავა თვისებებს ამჟღავნებს.

მიღება. არსებობს ოქსიდების მიღების სამი ძირითადი ხერხი.

1. მარტივი ნივთიერებების უშუალო შეერთება ჟანგბადთან:

$$C + O_2 \rightarrow CO_2 \qquad 4P + 5O_2 \rightarrow 2P_2O_5$$

$$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO \qquad 3Fe + 2O_2 \rightarrow Fe_3O_4$$

2 რთული ნივთიერებების წვა:

$$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$$

$$2H_2S + 3O_2 \rightarrow 2SO_2 + 2H_2O$$

$$4FeS_2 + 11O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3 + 8SO_2$$

3. ჟანგბადშემცველი რთული ნივთიერებების – ფუძეების, მჟავების, მარილების დაშლა-გახურებისას:

$$Cu(OH)_2 \rightarrow CuO + H_2O$$

$$2Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 + 3H_2O$$

$$H_2SiO_3 \rightarrow SiO_2 + H_2O$$

$$4HNO_3 \rightleftarrows 4NO_2 + O_2 + 2H_2O$$

$$CaCO_3 \rightleftarrows CaO + CO_2$$

$$(CuOH)_2CO_3 \rightarrow 2CuO + CO_2 + H_2O$$

გარდა აღნიშნული ძირითადი ხერხებისა, ოქსიდები შეიძლება აგრეთვე მივიღოთ სხვადასხვა რეაქციით:

4. ლითონების ან არალითონების დაჟანგვით სხვა ლითონების ოქსიდებით:

$$2Al + Cr_2O_3 \rightarrow 2Cr + Al_2O_3$$

$$C + FeO \rightarrow Fe + CO$$

5. უმაღლესი ჟანგვის ხარისხის მქონე ელემენტების ოქსიდების დაშლით ან უმცირესი ჟანგვის ხარისხის მქონე ელემენტების ოქსიდების დაჟანგვით:

$$4CrO_3 \rightarrow 2Cr_2O_3 + 3O_2$$

$$2CO + O_2 \rightarrow 2CO_2$$

6. ლითონების ან არალითონების ჟანგვით მჟანგავი თვისებების მქონე მჟავებით:

$$3Cu + 8HNO_3 \rightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$$

$$C + 2H_2SO_4 \rightarrow CO_2 + 2SO_2 + 2H_2O$$

ფიზიკური თვისებები. ოქსიდები არსებობს სამივე აგრეგატულ მდგომარეობაში

აირადია: CO_2, SO_2, N_2O, NO და სხვ.

თხევადია: N_2O_3, Cl_2O_7, Mn_2O_7 და სხვ.

მყარია: P_2O_5, SiO_2, ლითონთა ოქსიდები და სხვ.

ზოგი ოქსიდი უფეროა, მაგალითად: N_2O, NO, CO, CO_2 და ა. შ., ზოგი კი შეფერილი: N_2O_3 – ლურჯი, Cr_2O_3 – მწვანე, NO_2 – მურა წითელი, CuO – შავი, Fe_2O_3 – წითელი, Al_2O_3 – თეთრი.

ქიმიური თვისებები. ქიმიური თვისებების მიხედვით ოქსიდები იყოფა მარილწარმომქმნელ და მარილარწარმომქმნელ ოქსიდებად.

მარილწარმომქმნელია ოქსიდები, რომლებიც მჟავებთან ან ფუძეებთან რეაქციების შედეგად წარმოქმნიან მარილებს. არსებობს მცირე რიცხვი ოქსიდებისა, რომლებიც არ ურთიერთქმედებენ მჟავებთან ან ფუძეებთან მარილის წარმოქმნით. ასეთ ოქსიდებს მარილარწარმომქმნელი (განურჩეველი, ინდიფერენტული) ოქსიდები ეწოდება. მათ მიეკუთვნება CO, N_2O, NO და სხვ.

ქიმიური თვისებების მიხედვით მარილწარმომქმნელი ოქსიდები იყოფა სამ ჯგუფად: ფუძე, მჟავა და ამფოტერულ ოქსიდებად.

ფუძე ოქსიდები. ოქსიდებს, რომლებიც ურთიერთქმედებენ მჟავებთან მარილისა და წყლის წარმოქმნით, ფუძე ოქსიდები ეწოდება. მათ ეს სახელწოდება მიიღეს იმის გამო, რომ თითოეულ ფუძე ოქსიდს შეესაბამება ფუძეჰიდრატირებული ოქსიდი (ჰიდროქსიდი):

$$Na_2O - NaOH$$
$$MgO - Mg(OH)_2$$
$$Mn_2O_3 - Mn(OH)_3 \text{ და ა.შ.}$$

ფუძე ოქსიდებს (Li_2O, Na_2O, K_2O, MgO, CuO, FeO, BaO, CaO, CrO, MnO, Mn_2O_3, Bi_2O_3 და ა.შ.) წარმოქმნის მხოლოდ ლითონები.

1. ფუძე ოქსიდები ურთიერთქმედებს მჟავებთან მარილისა და წყლის წარმოქმნით:

$$MgO + H_2SO_4 \rightarrow MgSO_4 + H_2O$$
$$FeO + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2O$$

2. ურთიერთქმედებს მჟავა და ამფოტერულ ოქსიდებთან მარილების წარმოქმნით:

$$CaO + CO_2 \rightarrow CaCO_3$$
$$3BaO + P_2O_5 \rightarrow Ba_3(PO_4)_2$$
$$Na_2O + Al_2O_3 \xrightarrow{t} 2NaAlO_2$$

3. მხოლოდ ზოგიერთი ფუძე ოქსიდი, კერძოდ, ტუტე და ტუტემიწათა ლითონთა ოქსიდები, ურთიერთქმედებს წყალთან ტუტეების წარმოქმნით:

$$K_2O + H_2O \rightarrow 2KOH$$
$$BaO + H_2O \rightarrow Ba(OH)_2$$

4. ზოგიერთი ფუძე ოქსიდი გახურებისას ადვილად იშლება მარტივ ნივთიერებებად:

$$2HgO \rightarrow 2Hg + O_2$$
$$2Ag_2O \rightarrow 4Ag + O_2$$

5. თუ ლითონი წარმოქმნის რამდენიმე ოქსიდს, დაჟანგვით შეიძლება ერთი ოქსიდი გარდაიქმნას მეორე ოქსიდად:

$$4FeO + O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3$$

6. ფუძე ოქსიდებიდან შეიძლება ლითონების აღდგენა სხვადასხვა აღმდგენით:

$$3CuO + 2NH_3 \rightarrow 3Cu + N_2 + 3H_2OO$$
$$Bi_2O_3 + 3H_2 \rightarrow 2Bi + 3H_2O$$
$$FeO + CO \rightarrow Fe + CO_2$$
$$Mn_2O_3 + 2Al \rightarrow 2Mn + Al_2O_3$$

მჟავა ოქსიდები. ოქსიდებს, რომლებიც ურთიერთქმედებენ ფუძეებთან მარილისა და წყლის წარმოქმნით, მჟაეა ოქსიდები ეწოდება. მათ ეს სახელწოდება მიიღეს იმის გამო, რომ თითოეულ მჟავა ოქსიდს შეესაბამება მჟავა–ჰიდროქსიდი (თუმცა ეს უკანასკნელი სახელწოდება მჟავების შემთხვევაში არ იხმარება).

მაგალითად:

$SO_3 - H_2SO_4$

$CO_2 - H_2CO_3$

$N_2O_5 - HNO_3$

$P_2O_5 - H_3PO_4$ და ა.შ.

მჟავა ოქსიდებს ანჰიდრიდებსაც (ნიშნავს „უწყლოს“) უწოდებენ, რადგან ისინი მიიღებიან მჟავადან წყლის ჩამოცილებით. მჟავა ოქსიდებს წარმოქმნის არალითონები და ზოგიერთი ცვლადი ჟანგვის ხარისხის მქონე ლითონი, რომელიც ამ შემთხვევაში ავლენს მაღალ ჟანგვის ხარისხს. მაგალითად, Mn_2O_7, CrO_3.

1. ყველა მჟავა ოქსიდი ურთიერთქმედებს ტუტესთან მარილისა და წყლის წარმოქმნით:

$$CO_2 + Ba(OH)_2 \rightarrow BaCO_3 + H_2O$$

$$P_2O_5 + 6NaOH \rightarrow 2Na_3PO_4 + 3H_2O$$

2. მჟავა ოქსიდი რეაგირებს ფუძე ოქსიდთან:

$$SiO_2 + Na_2O \xrightarrow{t} Na_2SiO_3$$

$$N_2O_5 + MgO \rightarrow Mg(NO_3)_2$$

3. მჟავა ოქსიდების უმრავლესობა წყალთან ურთიერთქმედებისას წარმოქმნის მჟავებს:

$$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$$

$$Cl_2O_7 + H_2O \rightarrow 2HClO_4$$

წყალთან არ რეაგირებს SiO_2.

4. არააქროლადი მჟავა ოქსიდი შელღობით შედის რეაქციაში მარილებთან:

$$SiO_2 + CaCO_3 \rightarrow CaSiO_3 + CO_2$$

5. ზოგიერთი მჟავა ოქსიდი გახურებისას ადვილად იშლება:

$$2N_2O_5 \rightarrow 4NO_2 + O_2$$

$$4CrO_3 \rightarrow 2Cr_2O_3 + 3O_2$$

6. თუ ელემენტი წარმოქმნის რამდენიმე მჟავა ოქსიდს, ერთი ოქსიდის დაჟანგვისას წარმოიქმნება ახალი ოქსიდი:

$$2SO_2 + O_2 \leftrightarrows 2SO_3 \text{ (კატალიზატორი, ტემპერატურა)}$$

$$P_2O_3 + O_2 \rightarrow P_2O_5$$

7. მჟავა ოქსიდებიდან შეიძლება ელემენტის აღდგენა სხვადასხვა აღმდგენით:

$$SO_2 + 2H_2 \rightarrow S + 2H_2O$$

$$CO_2 + 2Mg \rightarrow 2MgO + C$$

8. ზოგიერთი მჟავა ოქსიდი მონაწილეობს არატიპურ რეაქციაში:

$$P_2O_5 + 2HNO_3 \rightarrow 2HPO_3 + N_2O_5$$

$$SiO_2 + 4HF \rightarrow SiF_4 + 2H_2O$$

$$SO_2 + 2H_2S \rightarrow 3S + 2H_2O$$

ამფოტერული ოქსიდები. ამფოტერული ეწოდება ოქსიდებს, რომლებიც პირობების მიხედვით ავლენენ როგორც ფუძე, ისე მჟავა ოქსიდის თვისებებს, ეი. გააჩნიათ ორმაგი (ამფოტერული) ბუნება. მათ მიეკუთვნება ZnO, Al_2O_3, Cr_2O_3, BeO და ა.შ.

ამფოტერული ოქსიდები წყალთან არ რეაგირებს, ურთიერთქმედებს როგორც მჟავებთან:

$$ZnO + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2O,$$

$$Al_2O_3 + 3H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3H_2O,$$

ისე ტუტეთა წყალხსნარებთან:

$$ZnO + 2NaOH + H_2O \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4]$$

$$Al_2O_3 + 2NaOH + 7H_2O \rightarrow 2Na[Al(OH)_4(H_2O)_2].$$

ასევე, მყარ ტუტეებთან და ზოგიერთ მარილთან (შელღობით):

$$Al_2O_3 + 2NaOH \rightarrow 2NaAlO_2 + H_2O$$

$$Al_2O_3 + Na_2CO_3 \rightarrow 2NaAlO_2 + CO_2$$

უნდა აღინიშნოს, რომ სხვადასხვა ამფოტერულ ოქსიდში ორმაგი ბუნება განსხვავებული ხარისხითაა გამოხატული. მაგალითად, თუთიის ოქსიდს მჟავა და ფუძე თვისებები თანაბრად ახასიათებს, მაშინ როცა, რკინა (III)-ის ოქსიდში ჭარბობს ფუძე თვისებები და მჟავა ბუნებას ამჟღავნებს მხოლოდ ტუტეებთან რეაგირებისას მაღალ ტემპერატურაზე.

ელემენტთა პერიოდულ სისტემაში ოქსიდების თვისებები პერიოდებში ატომური ნომრის ზრდასთან ერთად კანონზომიერად იცვლება ფუძე ოქსიდის თვისებებიდან ამფოტერულის გავლით მჟავა ოქსიდის თვისებებამდე:

$\underbrace{Na_2O, MgO}$ $\underbrace{Al_2O_3}$ $\underbrace{SiO_2, P_2O_5, SO_3, Cl_2O_7}$

ფუძე ოქსიდები ამფოტერული ოქსიდი მჟავა ოქსიდები

§6.2. ფუძეები

ფუძეები რთული ნივთიერებებია, რომლებშიც ლითონის ატომი დაკავშირებულია ერთ ან რამდენიმე ჰიდროქსილის ჯგუფთან. მაგალითად: NaOH, $Ca(OH)_2$, $Al(OH)_3$ და ა.შ. გამონაკლისია $NH_3 \cdot H_2O$ [NH_4OH]. ის განსხვავებით სხვა ფუძეებისაგან, რომლებიც მყარი ნივთიერებებია, ამიაკის წყალხსნარს წარმოადგენს.

წყალში ხსნადობის მიხედვით ფუძეები იყოფა ორ ჯგუფად – წყალში ხსნად და წყალში უხსნად ფუძეებად. **წყალში ხსნად ფუძეებს ტუტეები ეწოდება.** მათ მიეკუთვნება ტუტე და ტუტემიწათა ლითონების ფუძეები: LiOH, NaOH, $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$, და სხვ., აგრეთვე, $NH_3 \cdot H_2O$. სხვა ლითონთა ფუძეები წყალში უხსნადებია.

ელექტროლიტური დისოციაციის თეორიის თანახმად ტუტეები ელექტროლიტებია, რომელთა დისოციაციის შედეგად ანიონების სახით მხოლოდ ჰიდროქსიდ-იონები წარმოიქმნება. ტუტეები ძლიერი ელექტროლიტებია და მათი დისოციაცია ერთ საფეხურად მიმდინარეობს:

$$KOH \rightarrow K^+ + OH^-$$

$$Ba(OH)_2 \rightarrow Ba^{2+} + 2OH^-$$

გამონაკლისია $NH_3 \cdot H_2O$, რომელიც სუსტ ელექტროლიტებს მიეკუთვნება:

$$NH_3 \cdot H_2O \rightleftarrows NH_4^+ + OH^-$$

ჰიდროქსილის ჯგუფების რიცხვის მიხედვით არჩევენ ერთ – (NaOH, LiOH და ა.შ.), ორ – ($Ca(OH)_2$, $Cu(OH)_2$ და ა.შ.) და სამმჟავურ ($Al(OH)_3$, $Fe(OH)_3$ და ა.შ.) ფუძეებს.

საერთაშორისო ნომენკლატურით ფუძეების სახელწოდება წარმოდგება ლითონის სახელწოდებიდან სიტყვა „ჰიდროქსიდის" დამატებით:

NaOH – ნატრიუმის ჰიდროქსიდი

$Ca(OH)_2$ – კალციუმის ჰიდროქსიდი

თუ ელემენტი წარმოქმნის რამდენიმე ჰიდროქსიდს, სახელწოდებაში ფრჩხილებში რომაული ციფრით მიუთითებენ ჟანგვის ხარისხის რიცხვით მნიშვნელობას.

$Fe(OH)_2$ – რკინა (II)-ის ჰიდროქსიდი

$Fe(OH)_3$ – რკინა (III)-ის ჰიდროქსიდი

ზოგიერთი მნიშვნელოვანი ფუძისათვის გამოიყენება სპეციფიკური სახელწოდებაც:

$NaOH$ – კაუსტიკური სოდა

$Ca(OH)_2$ – ჩამქრალი კირი

$NH_3 \cdot H_2O$ – ამიაკიანი წყალი, ნიშადურის სპირტი

მიღება. ა) ტუტეები მიიღება:

1. ტუტე ან ტუტემიწათა ლითონის წყალთან ურთიერთქმედებით:

$$2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2$$

$$Ba + 2H_2O \rightarrow Ba(OH)_2 + H_2$$

2. ტუტე ან ტუტემიწათა ლითონის ოქსიდის წყალთან ურთიერთქმედებით:

$$K_2O + H_2O \rightarrow 2KOH$$

$$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$$

3. არაპირდაპირი გზით – შესაბამის მარილის ხსნარზე სხვა ტუტის მოქმედებით. ამასთან, წარმოქმნილი მარილი წყალში უხსნადი უნდა იყოს:

$$Na_2CO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3\downarrow + 2NaOH$$

$$K_2SO_4 + Ba(OH)_2 \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2KOH$$

4. ტექნიკაში ტუტეებს ღებულობენ მარილთა წყალხსნარების ელექტროლიზით. მაგალითად, NaOH-ის მიღების სამრეწველო ხერხია NaCl-ის წყალხსნარის ელექტროლიზი:

$$2NaCl + 2H_2O \rightarrow H_2 + 2NaOH + Cl_2$$

ბ) წყალში უხსნადი ფუძეები მხოლოდ არაპირდაპირი გზით მიიღება:

$$FeSO_4 + 2NaOH \rightarrow Fe(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$$

$$CuCl_2 + 2KOH \rightarrow Cu(OH)_2\downarrow + 2KCl$$

ვერცხლის და ვერცხლისწყლის ჰიდროქსიდები იმდენად ადვილად იშლება, რომ მიმოცვლის რეაქციით მათი მიღებისას ჰიდროქსიდების ნაცვლად შესაბამისი ოქსიდები ილექება:

$$2AgNO_3 + 2NaOH \rightarrow Ag_2O + H_2O + 2NaNO_3$$

$$Hg(NO_3)_2 + 2KOH \rightarrow HgO + H_2O + 2KNO_3$$

ფიზიკური თვისებები. ფუძეები იონური კრისტალური სტრუქტურის ნაერთებია. მათ ახასიათებთ შეფერილობა. $NaOH$, KOH, $Ca(OH)_2$, $Be(OH)_2$, $Fe(OH)_2$ – თეთრია, $Cu(OH)_2$ – ცისფერი, $Fe(OH)_3$ – მურა წითელი, $Co(OH)_2$ – ვარდისფერი, $Ni(OH)_2$ და $Cr(OH)_3$– მწვანე, $Cr(OH)_2$ – მოყვითალო-ყავისფერი და ა.შ.

ტუტეებისათვის დამახასიათებელია შეხებისას საპნისებური შეგრძნება, ინდიკატორების ფერის ცვლილება – ლაკმუსის იისფერი ხსნარის გალურჯება, ფენოლფტალეინის უფერო ხსნარის ჟოლოსფრად შეფერვა, მეთილნარინჯის ხსნარის გაყვითლება.

ქიმიური თვისებები

ყველა ფუძე, ხსნადი თუ უხსნადი, ურთიერთქმედებს მჟავებთან მარილისა და წყლის წარმოქმნით (ნეიტრალიზაციის რეაქცია):

$$KOH + HCl \rightarrow KCl + H_2OO$$

$$H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$$

$$Fe(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow FeSO_4 + 2H_2O$$
$$Fe(OH)_2 + 2H^+ \rightarrow Fe^{2+} + 2H_2O$$

1. ტუტეები ურთიერთქმედებს მჟავა და ამფოტერულ ოქსიდებთან:

$$Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3 + H_2O$$
$$Ca^{2+} + 2OH^- + CO_2 \rightarrow CaCO_3 + H_2O$$
$$2NaOH + SiO_2 \rightarrow Na_2SiO_3 + H_2O \text{ (შელღობით)}$$
$$2KOH + ZnO \rightarrow K_2ZnO_2 + H_2O \text{ (შელღობით)}$$
$$2KOH + ZnO + H_2O \rightarrow K_2[Zn(OH)_4]$$

2. ტუტეები ურთიერთქმედებს მარილთა ხსნარებთან ახალი ფუძისა და მარილის წარმოქმნით იმ შემთხვევაში, თუ მიღებული პროდუქტებიდან ერთ-ერთი უხსნადია:

$$MgSO_4 + 2NaOH \rightarrow Mg(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$$
$$Mg^{2+} + 2OH^- \rightarrow Mg(OH)_2$$
$$Na_2SO_4 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaSO_4\downarrow + 2NaOH$$
$$SO_4^{2-} + Ca^{2+} \rightarrow CaSO_4$$

3. ტუტეები რეაქციაში შედის, აგრეთვე, მჟავა მარილებთან:

$$KHSO_3 + KOH \rightarrow K_2SO_3 + H_2O$$
$$HSO_3^- + OH^- \rightarrow SO_3^{2-} + H_2O$$
$$2KHSO_3 + 2NaOH \rightarrow K_2SO_3 + Na_2SO_3 + 2H_2O$$
$$Ca(HCO_3)_2 + Ca(OH)_2 \rightarrow 2CaCO_3\downarrow + 2H_2O$$
$$Ca(HCO_3)_2 + Ba(OH)_2 \rightarrow CaCO_3\downarrow + BaCO_3\downarrow + 2H_2O$$
$$Ca^{2+} + 2HCO_3^- + Ba^{2+} + 2OH^{2-} \rightarrow CaCO_3\downarrow + BaCO_3\downarrow + 2H_2O$$

4. ტუტეები, ამონიუმის ჰიდროქსიდის გარდა, მდგრადებია გახურების მიმართ. NaOH დაუშლელად დნება 1400°C-ზე. ფუძეების უმრავლესობა გაცხელებით იშლება:

$$Mg(OH)_2 \rightarrow MgO + H_2O$$
$$2Al(OH)_3 \rightarrow Al_2O_3 + 3H_2O$$

გავარვარებისას შეიძლება დაიშალოს ზოგიერთი ტუტეც:

$$Ca(OH)_2 \rightarrow CaO + H_2O$$

5. ტუტეები წყალხსნარებში ურთიერთქმედებს ზოგიერთ არალითონთან:

$$2KOH + Cl_2 \rightarrow KCl + KClO + H_2O \text{ (ოთახის t-ზე)}$$
$$6KOH + 3Cl_2 \rightarrow 5KCl + KClO_3 + 3H_2O \text{ (100°C-ზე)}$$
$$2NaOH + Si + H_2O \rightarrow Na_2SiO_3 + 2H_2\uparrow \text{ (გაცხელებით)}$$

ამფოტერული ჰიდროქსიდები. ამფოტერული ჰიდროქსიდები პირობებისაგან დამოკიდებულებით ამჟღავნებს როგორც ფუძეების, ისე მჟავების თვისებებს, ე.ი. გააჩნია ორმაგი ბუნება. ამფოტერულია ამფოტერული ოქსიდების შესაბამისი ჰიდროქსიდები - $Zn(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Cr(OH)_3$, $Fe(OH)_3$ და ა.შ.

ამფოტერული ჰიდროქსიდები წყალში უხსნადებია. ისინი მიიღებიან შესაბამის მარილთა ხსნარებზე ტუტის ხსნარის წვეთწვეთობით დამატებით:

$$ZnCl_2 + 2NaOH \rightarrow Zn(OH)_2\downarrow + 2NaCl$$
$$Al(NO_3)_3 + 3KOH \rightarrow Al(OH)_3\downarrow + 3KNO_3$$

ამფოტერული ჰიდროქსიდები მჟავებთან ურთიერთქმედებს, როგორც წყალში უხსნადი ფუძეები:

$$Zn(OH)_2 + 2HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + 2H_2O$$
$$Zn(OH)_2 + 2H^+ \rightarrow Zn^{2+} + 2H_2O$$
$$Al(OH)_3 + 3HCl \rightarrow AlCl_3 + 3H_2O$$
$$Al(OH)_3 + 3H^+ \rightarrow Al^{3+} + 3H_2O$$

ტუტეებთან ურთიერთქმედებს, როგორც წყალში უხსნადი მჟავები:

$$Zn(OH)_2 + 2NaOH \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4]$$
$$Zn(OH)_2 + 2OH^- \rightarrow [Zn(OH)_4]^{2-}$$
$$Al(OH)_3 + NaOH + 2H_2O \rightarrow Na[Al(OH)_4(H_2O)_2]$$
$$Al(OH)_3 + OH^- + 2H_2O \rightarrow [Al(OH)_4(H_2O)_2]^-$$

შელღობით რეაგირებს ტუტეებთან და ზოგიერთ მარილთან:

$$Al(OH)_3 + NaOH \rightarrow NaAlO_2 + 2H_2O$$
$$2Al(OH)_3 + Na_2CO_3 \rightarrow 2NaAlO_2 + 3H_2O + CO_2$$

ამგვარად, ამფოტერული ჰიდროქსიდის მჟავასთან ურთიერთქმედებისას მიიღება მარილი, რომელიც შეიცავს ამფოტერული ელემენტის კატიონს, ხოლო ტუტესთან ურთიერთქმედებისას მიიღება მარილი, რომელშიც ამფოტერული ელემენტი ანიონის შედგენილობაშია.

§6.3. მჟავები

მჟავები რთული ნივთიერებებია, რომლებიც შედგება ლითონის ატომებით ჩანაცვლების ან მათთან მიმოცვლის უნარის მქონე წყალბადატომებისა და მჟავური ნაშთისაგან. მჟავებია: H_2SO_4, HNO_3, H_3PO_4, HCl, H_2S, $HClO_4$, $HMnO_4$, H_2CrO_4, CH_3COOH (ორგანული მჟავა) და სხვ.

ელექტროლიტური დისოციაციის თეორიის თანახმად **მჟავა ისეთი ელექტროლიტია, რომელიც დისოციაციის შედეგად კატიონების სახით წარმოქმნის მხოლოდ წყალბად-იონებს:**

$$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$$
$$CH_3COOH \rightleftarrows CH_3COO^- + H^+$$

ამგვარად, მჟავები წყალხსნარებში დისოცირდება წყალბადის კატიონებად და მჟავური ნაშთის ანიონებად.

მჟავას ფუძიანობა განისაზღვრება დისოციაციის შედეგად წარმოქმნილ წყალბად-იონთა რიცხვით. მაგალითად, HCl, HNO_3, CH_3COOH – ერთფუძიანი მჟავებია, H_2S, H_2SO_4, H_3PO_3 – ორფუძიანი, H_3PO_4, H_3AsO_4 – სამფუძიანი, $H_4P_2O_7$ – ოთხფუძიანი. ძმარმჟავას – CH_3COOH მოლეკულაში შემავალი ოთხი წყალბადატომიდან მხოლოდ ერთი – ჟანგბადის ატომთან დაკავშირებული წყალბადი – წყდება დისოციაციის დროს კატიონის სახით, ამიტომ ძმარმჟავა ერთფუძიანია. ფოსფოროვანმჟავას – H_3PO_3 მოლეკულაში შემავალი წყალბადის სამი ატომიდან დისოციაციის დროს მხოლოდ ორი წყდება პროტონის სახით, ამიტომ ფოსფოროვანმჟავა – ორფუძიანია.

ორ- და მეტფუძიანი მჟავები საფეხურებად დისოცირდება:

$$H_3PO_4 \rightleftarrows H^+ + H_2PO_4^-$$
$$H_2PO_4^- \rightleftarrows H^+ + HPO_4^{2-}$$
$$HPO_4^{2-} \rightleftarrows H^+ + PO_4^{3-}$$

დისოციაცია უმთავრესად პირველი საფეხურით მიმდინარეობს.

განასხვავებენ ჟანგბადიან და უჟანგბადო მჟავებს. როგორც სახელწოდება გვიჩვენებს, პირველი შეიცავს ჟანგბადს (H_2SO_4, HNO_3, H_3PO_4 და სხვ.), მეორე კი – არა (HCl, HBr, HI, H_2S და სხვ.).

ჟანგბადიანი მჟავას ტრადიციული სახელწოდება იწარმოება მჟავაწარმომქმნელი ელემენტის სახელწოდებისაგან სიტყვა „მჟავას" დამატებით.

მაგალითად: H_2SO_4 - გოგირდმჟავა

HNO_3 – აზოტმჟავა

თუ ელემენტი ორ მჟავას წარმოქმნის, მაშინ იმ მჟავას დასახელებისას, რომელშიც ელემენტი ავლენს დაბალ ჟანგვის ხარისხს, ელემენტის სახელწოდებას ემატება სუფიქსი „ოვან":

H_2SO_4 - გოგირდმჟავა H_3PO_4 - ფოსფორმჟავა

H_2SO_3 - გოგირდოვანმჟავა H_3PO_3 - ფოსფოროვანმჟავა

HNO_3 – აზოტმჟავა

HNO_2 – აზოტოვანმჟავა

თუ ელემენტი ორზე მეტ მჟავას წარმოქმნის, მაშინ მჟავას დასახელებისათვის გამოიყენება პრეფიქსი „ქვე". ეს უკანასკნელი ემატება იმ მჟავას სახელწოდებას, რომელშიც ელემენტი დაბალ ჟანგვის ხარისხს ავლენს:

$HClO_4$ – ქლორმჟავა $HClO_2$ – ქლოროვანმჟავა

$HClO_3$ – ქვექლორმჟავა $HClO$ – ქვექლოროვანმჟავა

თუ ელემენტი ერთსა და იმავე ჟანგვის ხარისხით წარმოქმნის რამდენიმე მჟავას, მაშინ წყალბადისა და ჟანგბადის ატომების ნაკლები რიცხვის შემცველ მჟავას სახელწოდებას ემატება პრეფიქსი „მეტა", ხოლო მეტი რიცხვის შემცველს – პრეფიქსი „ორთო":

H_3PO_4 - ორთოფოსფორმჟავა H_4SiO_4 - ორთოსილიციუმმჟავა

HPO_3 - მეტაფოსფორმჟავა H_2SiO_3 - მეტასილიციუმმჟავა

უჟანგბადო მჟავების სახელწოდება იწარმოება არალითონის სახელწოდებაზე სიტყვა „წყალბადმჟავას" დამატებით:

HF – ფტორწყალბადმჟავა

HCl – ქლორწყალბადმჟავა

H_2S – გოგირდწყალბადმჟავა

საერთაშორისო ნომენკლატურით ყველა ჟანგბადიანი მჟავა განიხილება როგორც წყალბადის ნაერთი და მათი დასახელებისას მჟავური ნაშთის ლათინურ სახელწოდებას ემატება პრეფიქსი „ოქსო" მჟავას შედგენილობაში შემავალი ჟანგბადატომების რიცხვის აღნიშვნით (დიოქსო, ტრიოქსო, ტეტრაოქსო და ა.შ.), ხოლო ფრჩხილებში რომაული ციფრით მიეთითება მჟავაწარმომქმნელი ელემენტის ჟანგვის ხარისხის რიცხვითი მნიშვნელობა.

ქვემოთ მოყვანილია ზოგიერთი ჟანგბადიანი მჟავას სახელწოდება აღნიშნული ნომენკლატურით:

H_2SO_4 – წყალბადის ტეტრაოქსოსულფატი (VI)

H_2SO_3 – წყალბადის ტრიოქსოსულფატი (IV)

HNO_3 – წყალბადის ტრიოქსონიტრატი (V)

HNO_2 – წყალბადის დიოქსონიტრატი (III)

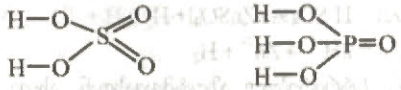
H_3PO_4 – წყალბადის ტეტრაოქსოფოსფატი (V)

H_3PO_3 ($H_2(PO_3H)$) – წყალბადის ტრიოქსოჰიდროფოსფატი (V)

HClO – წყალბადის ოქსოქლორატი (I)

$HClO_4$ – წყალბადის ტეტრაოქსოქლორატი (VII)

ჟანგბადიანი მჟავების გრაფიკული ფორმულების გამოსახვის დროს უნდა გავითვალისწინოთ, რომ წყალბადისა და მჟავაწარმომქმნელი ელემენტის ატომები ერთმანეთს ჟანგბადის მეშვეობით უკავშირდება:



მიღება. ა) ჟანგბადიანი მჟავები მიიღება:

1. მჟავათა ანჰიდრიდების წყალთან ურთიერთქმედებით:

$$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$$
$$N_2O_5 + H_2O \rightarrow 2HNO_3$$
$$P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_4$$

2. არაპირდაპირი გზით – შესაბამის მარილზე სხვა მჟავას მოქმედებით:

$$Na_2SiO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2SiO_3\downarrow$$
$$Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2SO_4 \rightarrow 2H_3PO_4 + 3CaSO_4\downarrow$$
$$NaNO_3 + H_2SO_4 \xrightarrow{t} NaHSO_4 + HNO_3\uparrow$$

ბ) უჟანგბადო მჟავები მიიღება:

1. არალითონის უშუალოდ წყალბადთან შეერთებით:

$$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$$
$$H_2 + S \rightarrow H_2S$$

და წარმოქმნილი აირადი წყალბადნაერთის წყალში გახსნით.

2. არაპირდაპირი გზით – შესაბამის მარილზე სხვა მჟავების მოქმედებით:

$$BaCl_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2HCl$$
$$2NaCl + H_2SO_4 \xrightarrow{t} Na_2SO_4 + 2HCl\uparrow$$
$$FeS + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2S\uparrow$$

ცალკეულ შემთხვევებში როგორც ჟანგბადიანი, ისე უჟანგბადო მჟავების მიღება შეიძლება ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციებით:

$$H_2S + 4Cl_2 + 4H_2O \rightarrow H_2SO_4 + 8HCl$$
$$3P + 5HNO_3 + 2H_2O \rightarrow 3H_3PO_4 + 5NO$$

ფიზიკური თვისებები. მჟავათა უმრავლესობა ჩვეულებრივ პირობებში თხევადია (H_2SO_4, HNO_3, $HClO_4$ და სხვ.), ზოგიერთი მათგანი კი – მყარი (H_3PO_4, H_3PO_3, H_2SiO_3). იშვიათი გამონაკლისის გარდა (მაგალითად, H_2SiO_3), მჟავები წყალს ერევა ნებისმიერი თანაფარდობით. უჟანგბადო მჟავები არალითონების აირადი წყალბადნაერთების წყალხსნარებია. მჟავათა ხსნარებს მჟავე გემო აქვს, მცენარეული და ცხოველური წარმოშობის ჭრილობებს ამოჭამს, მოქმედებს ინდიკატორებზე – ლაკმუსის იისფერ ხსნარს აწითლებს, მეთილნარინჯის ნარინჯისფერ ხსნარს ვარდისფრად ფერავს (ფენოლფტალეინის უფერო ხსნარს ფერს არ უცვლის).

ქიმიური თვისებები. მჟავათა ყველა თვისება – მჟავე გემო, ინდიკატორების ფერის ცვლილება, სხვადასხვა ნივთიერებასთან ურთიერთქმედება განპირობებულია მათ წყალხსნარებში წყალბადიონთა არსებობით.

1. მჟავათა უმრავლესობა წყალხსნარებში ურთიერთქმედებს ლითონებთან წყალბადის გამოძევებითა და შესაბამისი მარილის წარმოქმნით. ამასთან, ყველა ლითონს არ შეუძლია მჟავას ხსნარიდან წყალბადის გამოძევება. ლითონთა სტანდარტულ ელექტროდულ პოტენციალთა

რიგში მხოლოდ წყალბადამდე მითავსებული ლითონები აძევებს წყალბადს მჟავათა (გარდა HNO_3-ისა) განზავებული ხსნარებიდან:

$$Fe + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2$$
$$Fe + 2H^+ \rightarrow Fe^{2+} + H_2$$
$$Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2$$
$$Zn + 2H^+ \rightarrow Zn^{2+} + H_2$$

განზავებულ და კონცენტრირებულ აზოტმჟავასთან, ასევე კონცენტრირებულ გოგირდმჟავასთან ლითონთა რეაქციები რთულად მიმდინარეობს. ამ შემთხვევაში წყალბადი არ გამოიყოფა, რადგან აღნიშნული რეაქციების დროს მჟანგავია არა H^+, არამედ NO_3^- და SO_4^{2-} იონები:

$$Zn + 4HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$$
(კონც.)

$$4Zn + 10HNO_3 \rightarrow 4Zn(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + 3H_2O$$
(განზ.)

$$2Al + 6H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3SO_2 + 6H_2O$$
(ცხ. კონც.)

(საკითხი სრულად არის მოცემული ცალკეული მჟავების თვისებების განხილვისას).

2. წყალში ხსნადი მჟავების უმრავლესობა ურთიერთქმედებს ფუძე და ამფოტერულ ოქსიდებთან:

$$CuO + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + H_2O$$
$$CuO + 2H^+ \rightarrow Cu^{2+} + H_2O$$
$$ZnO + 2HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + H_2O$$
$$ZnO + 2H^+ \rightarrow Zn^{2+} + 2H_2O$$

3. მჟავები მოქმედებს ფუძეებთან (ნეიტრალიზაციის რეაქცია):

$$Al(OH)_3 + 3HNO_3 \rightarrow Al(NO_3)_3 + 3H_2O$$
$$Al(OH)_3 + 3H^+ \rightarrow Al^{3+} + 3H_2O$$

4. მჟავები ურთიერთქმედებს მარილებთან იმ შემთხვევაში, თუ რეაქციის შედეგად მიიღება წყალსა და მჟავაში უხსნადი მარილი, ან წარმოქმნილი მჟავა უხსნადი, არამდგრადი, სუსტი, ან აქროლადია:

$$H_2SO_4 + BaCl_2 \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2HCl$$
$$Na_2SiO_3 + 2HCl \rightarrow 2NaCl + H_2SiO_3\downarrow$$
$$CaCO_3 + 2HNO_3 \rightarrow Ca(NO_3)_2 + CO_2\uparrow + H_2O$$
$$2KCl + H_2SO_4 \xrightarrow{t} K_2SO_4 + 2HCl\uparrow$$
(მყ. კონც.)

5. მჟავები ურთიერთქმედებს ფუძე მარილებთან და ცალკეულ შემთხვევაში მჟავა მარილებთან:

$$(CuOH)_2CO_3 + 2H_2SO_4 \rightarrow 2CuSO_4 + CO_2 + 3H_2O$$
$$(CuOH)_2CO_3 + 4H^+ \rightarrow 2Cu^{2+} + CO_2 + 3H_2O$$
$$Ca(HCO_3)_2 + H_2SO_4 \rightarrow CaSO_4 + 2CO_2 + 2H_2O$$
$$HCO_3^- + H^+ \rightarrow CO_2 + H_2O$$

6. მჟავები გახურებისას იშლება:

$$H_2SiO_3 \rightarrow SiO_2 + H_2O$$
$$H_2SO_4 \rightarrow SO_3 + H_2O \ (>340\ ^oC)$$

7. ზოგიერთი მჟავასათვის დამახასიათებელია სპეციფიკური ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციები:

$$C + 2H_2SO_4 \rightarrow CO_2 + 2SO_2 + 2H_2O$$

კონც.

$$H_2S + Br_2 \rightarrow 2HBr + S$$

$$H_2SO_3 + Cl_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + 2HCl$$

§6.4. მარილები

მარილები რთული ნივთიერებებია, რომელთა შედგენილობაში შედის მჟავურ ნაშთთან დაკავშირებული ლითონის ატომები (ან ამონიუმის ჯგუფი).

ელექტროლიტური დისოციაციის თეორიის თანახმად, მარილები ისეთი ელექტროლიტებია, რომელთა დისოციაციის შედეგად წარმოიქმნება ლითონთა კატიონები (ან ამონიუმის იონი NH_4^+) და მჟავური ნაშთის ანიონები.

$$NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$$

$$NH_4NO_3 \rightarrow NH_4^+ + NO_3^-$$

შედგენილობის მიხედვით განასხვავებენ საშუალო, მჟავა, ფუძე, ორმაგ, შერეულ და კომპლექსურ მარილებს.

თუ მჟავას მოლეკულაში ლითონით ჩანაცვლების უნარის მქონე წყალბადის ყველა ატომი ჩანაცვლებულია ლითონის ატომებით, მიიღება საშუალო მარილი. მაგალითად: Na_2SO_4, K_2CO_3, $Mg_3(PO_4)_2$ და სხვ.

ნებისმიერი მარილი შეიძლება განვიხილოთ როგორც ფუძისა და მჟავას ურთიერთქმედების, ე.ი. ნეიტრალიზაციის რეაქციის პროდუქტი. საშუალო მარილები მიიღება სრული ნეიტრალიზაციის შედეგად:

$$2NaOH + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$$

თუ ფუძე აღებულია ნაკლები რაოდენობით, ვიდრე საჭიროა მჟავას სრული განეიტრალებისათვის, წარმოიქმნება მჟავა მარილი:

$$NaOH + H_2SO_4 \rightarrow NaHSO_4 + H_2O$$

მაშასადამე, როდესაც მჟავას მოლეკულაში ლითონის ატომებით ჩანაცვლების უნარის მქონე წყალბადატომების მხოლოდ ნაწილია ჩანაცვლებული ლითონის ატომებით, მიიღება მჟავა მარილი. ლითონისა და მჟავური ნაშთის გარდა ის შეიცავს წყალბადის ატომებსაც. მაგალითად: NaH_2PO_4, $Ba(H_2PO_4)_2$, $KHCO_3$, $Ca(HS)_2$. ასეთი მარილების დისოციაცია გამოისახება განტოლებით:

$$NaHSO_4 \rightarrow Na^+ + HSO_4^-$$

$$NaH_2PO_4 \rightarrow Na^+ + H_2PO_4^-$$

მჟავა მარილების ანიონები, როგორც სუსტი ელექტროლიტები, განიცდის შემდგომ დისოციაციას:

$$HSO_4^- \rightleftarrows H^+ + SO_4^{2-}$$

$$H_2PO_4^- \rightleftarrows H^+ + HPO_4^{2-}$$

$$HPO_4^{2-} \rightleftarrows H^+ + PO_4^{3-}$$

ამრიგად, მჟავა მარილები დისოცირდება საფეხურებად. ჯერ ხდება ლითონთა იონების მოწყვეტა, ხოლო შემდეგ – წყალბადიონებისა (უმნიშვნელოდ). მჟავა მარილებს წარმოქმნის მრავალფუძიანი მჟავები.

ფუძე მარილები ლითონის და მჟავური ნაშთის გარდა შეიცავს ჰიდროქსილის ჯგუფებს. მაგალითად: $Al(OH)Cl_2$, $Ba(OH)NO_3$, $(CuOH)_2CO_3$. ეს მარილებიც მიიღება არასრული ნეიტრალიზაციის რეაქციით, როცა მჟავა აღებულია ნაკლები რაოდენობით, ვიდრე საჭიროა ფუძის სრული განეიტრალებისათვის:

$$Mg(OH)_2 + HCl \rightarrow Mg(OH)Cl + H_2O$$

მაშასადამე, თუ ფუძის ჰიდროქსიდ-იონების მხოლოდ ნაწილია გაცვლილი მჟავური ნაშთის იონებზე, მიიღება ფუძე მარილი. ასეთ მარილებს წარმოქმნის მრავალმჟავური ფუძეები.

ფუძე მარილების დისოციაცია გამოისახება განტოლებით:

$$Mg(OH)Cl \rightarrow Mg(OH)^+ + Cl^-$$

ფუძე მარილების კატიონები ძლიერ უმნიშვნელო ხარისხით განიცდის შემდგომ დისოციაციას:

$$Mg(OH)^+ \rightleftarrows Mg^{2+} + OH^-$$

ორმაგი მარილები შედგება ორი სხვადასხვა ლითონის კატიონისა და ერთი მჟავური ნაშთის ანიონისგან. მაგალითად: $KAl(SO_4)_2$, $NaKCO_3$, $(NH_4)_2Fe(SO_4)_2$. ასეთი მარილების დისოციაცია გამოისახება განტოლებით

$$KAl(SO_4)_2 \rightarrow K^+ + Al^{3+} + 2SO_4^{2-}$$

შერეული მარილი შედგება ერთი ლითონის კატიონისა და ორი სხვადასხვა მჟავას ანიონისაგან. მაგალითად, $Ca(ClO)Cl$ ანუ $CaOCl_2$ დისოცირდება შემდეგი განტოლებით:

$$Ca(ClO)Cl \rightarrow Ca^{2+} + ClO^- + Cl^-$$

კომპლექსური მარილების შედგენილობაში შედის რთული კომპლექსური იონები (ფორმულაში ისინი კვადრატულ ფრჩხილებშია ჩასმული): $K_4[Fe(CN)_6]$, $[Ag(NH_3)_2]Cl$, $Na[Al(OH)_4(H_2O)_2]$ და ა.შ. კომპლექსურ მარილებს შეიძლება კრისტალჰიდრატებიც მივაკუთვნოთ. მაგალითად, შაბიამნის ფორმულა შეგვიძლია ასე ჩავწეროთ: $[Cu(H_2O)_4]SO_4 \cdot H_2O$. კომპლექსური მარილების დისოციაცია გამოისახება განტოლებით:

$$K_4[Fe(CN)_6] \rightarrow 4K^+ + [Fe(CN)_6]^{4-}$$

$$[Ag(NH_3)_2]Cl \rightarrow [Ag(NH_3)_2]^+ + Cl^-$$

ტრადიციულად მარილთა დასახელებისათვის გამოიყენება მჟავათა ნაშთების ლათინური სახელწოდებები. ამასთან, ჯერ ასახელებენ ლითონს, ხოლო შემდეგ მჟავურ ნაშთს. უჟანგბადო მჟავას მარილებში არალითონის სახელწოდებას ემატება სუფიქსი „იდი", ხოლო ჟანგბადიანი მჟავების შემთხვევაში სახელწოდების ლათინურ ფუძეს ემატება სუფიქსი „ატი" (არალითონის უმაღლესი ჟანგვის ხარისხის შემთხვევაში), ან „იტი" (არალითონის დაბალი ჟანგვის ხარისხის შემთხვევაში). თუ არალითონი ნაერთებში ავლენს რამდენიმე ჟანგვის ხარისხს, მაშინ უმცირესი ჟანგვის ხარისხის შემთხვევაში შესაბამისი მარილის დასახელებისას იყენებენ პრეფიქსს „ჰიპო", ხოლო უმაღლესი ჟანგვის ხარისხის შემთხვევაში – პრეფიქსს „პერ". ქვემოთ მოყვანილია ზოგიერთ მჟავათა შესაბამისი მარილების ლათინური სახელწოდებები.

HCl – ქლორიდები	H_2CrO_4 – ქრომატები
HF – ფტორიდები	$H_2Cr_2O_7$ – დიქრომატები
HBr – ბრომიდები	H_2SiO_3 – სილიკატები
HI – იოდიდები	H_2CO_3 – კარბონატები
H_2SO_4 – სულფატები	HNO_3 – ნიტრატები
H_2SO_3 – სულფიტები	HNO_2 – ნიტრიტები
H_2S – სულფიდები	$HMnO_4$ – პერმანგანატები

H_3PO_4 – ფოსფატები
H_3PO_3 – ფოსფიტები
$H_4P_2O_7$ – დიფოსფატები

HClO – ჰიპოქლორიტები
$HClO_2$ – ქლორიტები
$HClO_3$ – ქლორატები
$HClO_4$ – პერქლორატები

თუ ლითონი ავლენს ცვლად ჟანგვის ხარისხს, მაშინ მარილის სახელწოდებას ემატება ამ ლითონის ჟანგვის ხარისხის მნიშვნელობის აღმნიშვნელი რომაული ციფრი (ფრჩხილებში).

$FeSO_4$ – რკინა (II)-ის სულფატი

$Fe_2(SO_4)_3$ – რკინა (III)-ის სულფატი.

მჟავა მარილის დასახელებისთვის მარილის სახელწოდებას ემატება პრეფიქსი „ჰიდრო" ან „დიჰიდრო" იმისდა მიხედვით, თუ რამდენი წყალბადის ატომია მჟავური ნაშთის შედგენილობაში

$KHSO_4$ – კალიუმის ჰიდროსულფატი

$CaHPO_4$ – კალციუმის ჰიდროფოსფატი

$Ca(H_2PO_4)_2$ – კალციუმის დიჰიდროფოსფატი

$Na_2H_2P_2O_7$ – ნატრიუმის დიჰიდროდიფოსფატი

ფუძე მარილების შემთხვევაში მჟავური ნაშთის ლათინურ სახელწოდებას ემატება პრეფიქსი „ჰიდროქსო" ან „დიჰიდროქსო":

$Al(OH)SO_4$ – ალუმინის ჰიდროქსოსულფატი

$Fe(OH)_2Cl$ – რკინის დიჰიდროქსოქლორიდი

შედარებით რთულია კომპლექსური მარილების სახელწოდებები (იხ. §13.5). მაგალითად, $K_4[Fe(CN)_6]$ – კალიუმის ჰექსაციანოფერატი (II)

$[Ag(NH_3)_2]Cl$ – დიამინვერცხლ (I)-ის ქლორიდი

$Na[Al(OH)_4(H_2O)_2]$ – ნატრიუმის დიაქვატეტრაჰიდროქსოალუმინატი (სიტყვა „აქვა" ლათინურად ნიშნავს წყალს).

საერთაშორისო ნომენკლატურით მარილებს მჟავების ანალოგიურად ასახელებენ. ქვემოთ მოყვანილია ზოგიერთი ჟანგბადიანი მჟავას მარილის სახელწოდება:

Na_2SO_4 – ნატრიუმის ტეტრაოქსოსულფატი (VI)

K_2CO_3 – კალიუმის ტრიოქსოკარბონატი (IV)

KClO – კალიუმის ოქსოქლორატი (I)

$KMnO_4$ – კალიუმის ტეტრაოქსომანგანატი (VII)

$Na_2Cr_2O_7$ – ნატრიუმის ჰეპტაოქსოდიქრომატი (VI)

$NaHSO_3$ – წყალბად-ნატრიუმის ტრიოქსოსულფატი (IV)

$(CuOH)_2CO_3$ – ჰიდროქსოსპილენძ(II)-ის ტრიოქსოკარბონატი (IV)

$Fe(OH)NO_3$ – ჰიდროქსორკინა(II)-ის ტრიოქსონიტრატი (V)

$KAl(SO_4)_2$ – კალიუმ-ალუმინის ტეტრაოქსოსულფატი (VI)

საერთაშორისო ნომენკლატურით უჟანგბადო მჟავათა სახელწოდებები მათი ტრადიციული სახელწოდებების ანალოგიურია.

ოქსიდების და ფუძეების მსგავსად მარილებშიც ხშირად იყენებენ სპეციფიკურ სახელწოდებებს. მაგალითად: Na_2CO_3–სარეცხი სოდა, $NaHCO_3$ - სასმელი სოდა, $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ - გლაუბერის მარილი, $(CuOH)_2CO_3$ – მალაქიტი, $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ – თაბაშირი.

მიღება. მარილები მიიღება:

1. ლითონის არალითონთან ურთიერთქმედებით:

$$Fe + S \xrightarrow{t} FeS$$

$$2Al + 3Cl_2 \xrightarrow{t} 2AlCl_3$$

2. ლითონთა ურთიერთქმედებით მჟავებთან:

$$Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2$$

$$Cu + 2H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + SO_2 + 2H_2O$$

3. ლითონთა ურთიერთქმედებით მარილთა ხსნარებთან:

$$Fe + CuSO_4 \rightarrow FeSO_4 + Cu$$

$$Cu + 2AgNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2Ag$$

4. ფუძე ოქსიდების ურთიერთქმედებით მჟავა ოქსიდებთან:

$$CuO + SO_3 \rightarrow CuSO_4$$

$$3CaO + P_2O_5 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2$$

5. ფუძე და ამფოტერული ოქსიდების ურთიერთქმედებით მჟავებთან:

$$FeO + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2O$$

$$Al_2O_3 + 3H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3H_2O$$

6. მჟავა და ამფოტერული ოქსიდების ურთიერთქმედებით ტუტეებთან:

$$N_2O_5 + Ba(OH)_2 \rightarrow Ba(NO_3)_2 + H_2O$$

$$ZnO + 2NaOH + H_2O \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4]$$

7. ფუძეების ურთიერთქმედებით მჟავებთან:

$$Cr(OH)_2 + 2HCl \rightarrow CrCl_2 + 2H_2O$$

$$Fe(OH)_3 + 3HNO_3 \rightarrow Fe(NO_3)_3 + 3H_2O$$

8. ტუტეების ურთიერთქმედებით ხსნად მარილებთან:

$$2NaOH + CuSO_4 \rightarrow Cu(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$$

$$Ba(OH)_2 + Na_2CO_3 \rightarrow BaCO_3\downarrow + 2NaOH$$

9. მჟავების ურთიერთქმედებით მარილებთან:

$$HCl + AgNO_3 \rightarrow AgCl\downarrow + HNO_3$$

$$2HNO_3 + CaCO_3 \rightarrow Ca(NO_3)_2 + CO_2 + H_2O$$

10. ხსნადი მარილების ერთმანეთთან ურთიერთქმედებით:

$$2K_3PO_4 + 3Ca(NO_3)_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2\downarrow + 6KNO_3$$

$$Na_2SO_4 + BaCl_2 \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2NaCl$$

მოყვანილი ათი ხერხი მარილთა მიღების ზოგადი ხერხებია. გამოიყენება მარილთა მიღების ზოგიერთი კერძო ხერხიც.

11. მჟავა ოქსიდის ურთიერთქმედებით მარილთან. ამ რეაქციის ჩასატარებლად საჭიროა არააქროლადი მჟავა ოქსიდის შელღობა მარილთან:

$$SiO_2 + CaCO_3 \rightarrow CaSiO_3 + CO_2$$

$$SiO_2 + Na_2CO_3 \rightarrow Na_2SiO_3 + CO_2$$

12. ამფოტერული მარტივი ნივთიერების ან არალითონის ურთიერთქმედებით ტუტის ხსნართან:

$$2Al + 2NaOH + 10H_2O \rightarrow 2Na[Al(OH)_4(H_2O)_2] + 3H_2$$

$$Si + 2NaOH + H_2O \xrightarrow{t} Na_2SiO_3 + 2H_2$$

13. არალითონების ურთიერთქმედებით მარილებთან:

$$2NaBr + Cl_2 \rightarrow 2NaCl + Br_2$$

$$K_2S + S \xrightarrow{t} K_2S_2$$

14. ამიაკის ურთიერთქმედებით მჟავასთან (მიიღება ამონიუმის მარილები):

$$NH_3 + HCl \rightarrow NH_4Cl$$

$$3NH_3 + H_3PO_4 \rightarrow (NH_4)_3PO_4$$

15. ჟანგბადშემცველი მარილების დაჟანგვით:

$$Na_2SO_3 + Br_2 + H_2O \rightarrow Na_2SO_4 + 2HBr$$

$$5NaNO_2 + 2KMnO_4 + 3H_2SO_4 \rightarrow 5NaNO_3 + K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 3H_2O$$

16. ზოგიერთი მარილის დაშლით მაღალ t-ზე:

$$2KNO_3 \rightarrow 2KNO_2 + O_2$$

$$4KClO_3 \rightarrow KCl + 3KClO_4$$

მჟავა მარილები, არასრული ნეიტრალიზაციის გარდა, მიიღება მარილზე მჟავას მოქმედებით:

$$Na_2SO_4 + H_2SO_4 \rightarrow 2NaHSO_4$$

$$Ca_3(PO_4)_2 + 4H_3PO_4 \rightarrow 3Ca(H_2PO_4)_2$$

ფიზიკური თვისებები. მარილები კრისტალური ნივთიერებებია. წყალში ხსნადობის მიხედვით ისინი იყოფიან კარგად ხსნად, მცირედ ხსნად და პრაქტიკულად უხსნად მარილებად. კარგად ხსნადია: აზოტმჟავას, ნატრიუმის, კალიუმის, ამონიუმის ყველა მარილი. მარილმჟავას და გოგირდმჟავას მარილებიდან უმეტესობა ხსნადია. უხსნად ან მცირედხსნად მარილთა რიცხვს მიეკუთვნება: AgCl, $PbCl_2$, $BaSO_4$, $CaSO_4$, Ag_2SO_4, $PbSO_4$. გოგირდოვანმჟავას, გოგირდწყალბადმჟავას, ნახშირმჟავას, ფოსფორმჟავას და სილიციუმმჟავას მარილებიდან უმეტესობა უხსნადია.

ქიმიური თვისებები

1. სტანდარტულ ელექტროდულ პოტენციალთა რიგში ყოველი ლითონი, რომელიც არ ურთიერთქმედებს წყალთან, გამოაძევებს მის მარჯვენივ მდებარე ლითონს მისი მარილის ხსნარიდან, თავად კი გამოძევდება მის მარცხნივ მდგომი ლითონით:

$$Zn + FeSO_4 \rightarrow ZnSO_4 + Fe$$

$$Cd + CuCl_2 \rightarrow CdCl_2 + Cu$$

$$Cd + Cu^{2+} \rightarrow Cd^{2+} + Cu$$

2. ხსნადი მარილები ურთიერთქმედებს ტუტეებთან:

$$FeCl_3 + 3NaOH \rightarrow Fe(OH)_3\downarrow + 3NaCl$$

$$Fe^{3+} + 3OH^- \rightarrow Fe(OH)_3$$

$$(NH_4)_2SO_4 + Ba(OH)_2 \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2NH_3\uparrow + 2H_2O$$

$$2NH_4^+ + SO_4^{2-} + Ba^{2+} + 2OH^- \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2NH_3 + 2H_2O$$

3. მარილები ურთიერთქმედებს მჟავებთან::

$$Na_2CO_3 + 2HCl \rightarrow 2NaCl + CO_2 + H_2O$$

$$CO_3^{2-} + 2H^+ \rightarrow CO_2 + H_2O$$

$$Ba(NO_3)_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2HNO_3$$

$$Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4$$

4. ხსნადი მარილები ურთიერთქმედებს ერთმანეთთან იმ შემთხვევაში, თუ რეაქციის შედეგად მიღებული მარილებიდან ერთ-ერთი უხსნადია:

$$CaCl_2 + K_2CO_3 \rightarrow CaCO_3\downarrow + 2KCl$$

$$2AgNO_3 + MgCl_2 \rightarrow Mg(NO_3)_2 + 2AgCl\downarrow$$

5. ზოგიერთი მარილი გახურებისას იშლება:

$$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$$
$$NH_4NO_3 \rightarrow N_2O + 2H_2O$$
$$2Cu(NO_3)_2 \rightarrow 2CuO + 4NO_2 + O_2$$
$$2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2$$

§6.5. მარილთა ჰიდროლიზი

მიუხედავად იმისა, რომ წყალი ძლიერ უმნიშვნელოდ დისოცირდება იონებად, სწორედ წყლის დისოციაციით შეიძლება აიხსნას ისეთი მნიშვნელოვანი მოვლენა, როგორიცაა მარილთა ჰიდროლიზი. ფართო გაგებით **წყლის მეშვეობით ნივთიერებათა დაშლის ყველა რეაქციას ჰიდროლიზი ეწოდება** (ბერძნ. hydôr – წყალი, lysis – დაშლა).

მარილების მიღების ერთ-ერთი ხერხია ნეიტრალიზაციის რეაქცია. მოსალოდნელი იყო, რომ საშუალო მარილთა წყალხსნარებს ნეიტრალური რეაქცია ექნებოდა. მაგრამ გაირკვა, რომ მრავალი საშუალო მარილის წყალხსნარს გააჩნია მჟავა (pH<7) ან ტუტე (pH>7) რეაქცია, თუმცა მათ შედგენილობაში არ შედის არც წყალბადის და არც ჰიდროქსიდ-იონები.

აღნიშნულ მოვლენას არენიუსის თეორია ხსნის წყლის დისოციაციით მიღებული იონების ურთიერთქმედებით გახსნილი მარილის იონებთან. მიუხედავად იმისა, რომ წყალში H^+ და OH^- იონების კონცენტრაცია ძალიან მცირეა, ისინი წონასწორობაში იმყოფებიან წყლის უამრავ არადისოცირებულ მოლეკულასთან. მარილის იონებთან რომელიმე მათგანის დაკავშირება არღვევს წონასწორობას, რაც იწვევს წყლის ახალ-ახალი მოლეკულების დისოციაციას. ამრიგად, ხსნარში მნიშვნელოვანი რაოდენობით გროვდება H^+ ან OH^- იონი, რის გამოც ხსნარი მჟავა ან ტუტე რეაქციას ღებულობს.

მარილთა იონების ურთიერთქმედებას წყალთან, რის შედეგადაც წარმოიქმნება სუსტი ელექტროლიტი (სუსტი ფუძე, სუსტი მჟავა ან ორივე ერთად), მარილთა ჰიდროლიზი ეწოდება.

ჰიდროლიზი განსხვავებულად წარიმართება იმისდა მიხედვით, თუ როგორი სიძლიერის მჟავასა და ფუძისგან არის წარმოქმნილი მარილი. ქვემოთ განხილულია ტიპური მაგალითები.

1. **სუსტი მჟავასა და ძლიერი ფუძისგან წარმოქმნილი მარილის ჰიდროლიზი.** მაგალითისათვის განვიხილოთ ნატრიუმის ნიტრიტის წყალხსნარში მიმდინარე პროცესი. ნატრიუმის ნიტრიტი – $NaNO_2$ ძლიერი ელექტროლიტია, წყალში გახსნისას მთლიანად დისოცირდება იონებად:

$$NaNO_2 \rightarrow Na^+ + NO_2^-$$

წყალი ძლიერ უმნიშვნელოდ, მაგრამ მაინც დისოცირდება:

$$H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-$$

მარილის დისოციაციის შედეგად მიღებული Na^+ და NO_2^- იონებიდან Na^+ იონები ვერ ბოჭავს ხსნარში არსებულ OH^- იონებს და ვერ წარმოქმნის ნატრიუმის ჰიდროქსიდს, რადგან ეს უკანასკნელი ძლიერი ელექტროლიტია და ხსნარში მხოლოდ იონების სახით არსებობს. რაც შეეხება NO_2^- იონებს, ისინი უერთდებიან H^+ იონებს და წარმოქმნიან სუსტი ელექტროლიტის – აზოტოვანმჟავას მოლეკულებს. წყალბადიონთა შებოჭვა არღვევს წყლის დისოციაციის წონასწორობას, რის გამოც წყლის ახალი მოლეკულები იშლება იონებად. ეს პროცესი გრძელდება მანამ, სანამ არ დამყარდება წონასწორობა:

$NO_2^- + H^+ \rightleftarrows HNO_2$ $\quad H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-$

თუ ამ ორ განტოლებას შევაჯამებთ, მივიღებთ:

$$NO_2^- + H_2O \rightleftarrows HNO_2 + OH^-$$

$$NaNO_2 + H_2O \rightleftarrows HNO_2 + NaOH$$

ამრიგად, სუსტი ელექტროლიტის (HNO_2) წარმოქმნის შედეგად წყლის დისოციაციის იონური წონასწორობა გადაიხრება მარჯვნივ და წარმოიქმნება ჰიდროქსიდ-იონების სიჭარბე, რის გამოც ნატრიუმის ნიტრიტის წყალხსნარს ტუტე რეაქცია ექნება.

მრავალფუძიანი სუსტი მჟავასა და ძლიერი ფუძისგან წარმოქმნილი მარილის ჰიდროლიზი საფეხურებად მიმდინარეობს. მაგალითად, ნატრიუმის სულფიდის – Na_2S ჰიდროლიზი ორ საფეხურად მიმდინარეობს:

I საფეხური

$$S^{2-} + H_2O \rightleftarrows HS^- + OH^-$$

$$2Na^+ + S^{2-} + H_2O \rightleftarrows 2Na^+ + HS^- + OH^-$$

$$Na_2S + H_2O \rightleftarrows NaHS + NaOH$$

II საფეხური

$$HS^- + H_2O \rightleftarrows H_2S + OH^-$$

$$Na^+ + HS^- + H_2O \rightleftarrows Na^+ + H_2S + OH^-$$

$$NaHS + H_2O \rightleftarrows H_2S + NaOH$$

უნდა აღინიშნოს, რომ ჰიდროლიზის II საფეხური ჩვეულებრივ პირობებში თითქმის არ მიმდინარეობს, რადგან ხსნარში OH^- იონების კონცენტრაციის ზრდა წონასწორობას მარცხნივ გადახრის.

2. **სუსტი ფუძისა და ძლიერი მჟავასაგან წარმოქმნილი მარილის ჰიდროლიზი.** მაგალითისათვის განვიხილოთ ამონიუმის ნიტრატის წყალხსნარში მიმდინარე პროცესი. ამონიუმის ნიტრატი – NH_4NO_3 ძლიერი ელექტროლიტია და წყალში მთლიანად დისოცირდება იონებად.:

$$NH_4NO_3 \rightarrow NH_4^+ + NO_3^-$$

$$H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-$$

NH_4^+ იონები შებოჭავს OH^- იონებს და წარმოქმნის სუსტ ელექტროლიტს – ამიაკის ჰიდრატს. H^+ და NO_3^- იონები ერთმანეთს არ უკავშირდება, რადგან HNO_3 ძლიერი ელექტროლიტია და წყალში მთლიანად დისოცირებულია იონებად.

$$NH_4^+ + H_2O \rightleftarrows NH_3 \cdot H_2O + H^+$$

$$NH_4^+ + NO_3^- + H_2O \rightleftarrows NH_3 \cdot H_2O + NO_3^- + H^+$$

$$NH_4NO_3 + H_2O \rightleftarrows NH_3 \cdot H_2O + HNO_3$$

ამრიგად, ხსნარში წარმოიქმნება H^+ იონების სიჭარბე და მას მჟავა რეაქცია ექნება.

მრავალმჟავური სუსტი ფუძისა და ძლიერი მჟავასაგან წარმოქმნილი მარილის ჰიდროლიზი საფეხურებად მიმდინარეობს. მაგალითად, სპილენძ (II)-ის ქლორიდი ორ საფეხურად ჰიდროლიზდება:

I საფეხური

$$Cu^{2+} + H_2O \rightleftarrows Cu(OH)^+ + H^+$$

$$Cu^{2+} + 2Cl^- + H_2O \rightleftarrows Cu(OH)^+ + 2Cl^- + H^+$$

$$CuCl_2 + H_2O \rightleftarrows Cu(OH)Cl + HCl$$

II საფეხური

$$Cu(OH)^+ + H_2O \rightleftarrows Cu(OH)_2 + H^+$$

$$Cu(OH)^+ + Cl^- + H_2O \rightleftarrows Cu(OH)_2 + Cl^- + H^+$$

$$Cu(OH)Cl + H_2O \rightleftarrows Cu(OH)_2 + HCl$$

წინა შემთხვევის ანალოგიურად, ჩვეულებრივ პირობებში ჰიდროლიზის II საფეხური აქაც თითქმის არ მიმდინარეობს, რაც გამოწვეულია ხსნარში H^+ იონების კონცენტრაციის ზრდითა და წონასწორობის მარცხნივ გადახრით.

3. სუსტი მჟავასა და სუსტი ფუძისაგან წარმოქმნილი მარილის ჰიდროლიზი. მაგალითისათვის განვიხილოთ ამონიუმის ნიტრიტის ჰიდროლიზი. აღნიშნული მარილის დისოციაციის პროდუქტები ერთდროულად უკავშირდება როგორც OH^-, ისე H^+ იონებს, ხსნარში წარმოიქმნება სუსტი ფუძე და სუსტი მჟავა

$$NH_4^+ + H_2O \rightleftarrows NH_3 \cdot H_2O + H^+ \qquad NO_2^- + H_2O \rightleftarrows HNO_2 + OH^-$$

ამ განტოლებათა შეკრებით ვღებულობთ:

$$NH_4^+ + NO_2^- + H_2O \rightleftarrows NH_3 \cdot H_2O + HNO_2$$

$$NH_4NO_2 + H_2O \rightleftarrows NH_3 \cdot H_2O + HNO_2$$

ამონიუმის ნიტრიტის ხსნარს სუსტი ტუტე რეაქცია აქვს. ზოგადად კი, სუსტი მჟავასა და სუსტი ფუძისგან წარმოქმნილი მარილის წყალხსნარის რეაქცია დამოკიდებულია ჰიდროლიზის შედეგად მიღებული მჟავასა და ფუძის დისოციაციის მუდმივას მნიშვნელობაზე. თუ მჟავა უკეთ დისოცირდება, მარილის ხსნარს სუსტი მჟავა რეაქცია ექნება, ხოლო, თუ ფუძე უკეთ დისოცირდება – სუსტი ფუძე რეაქცია. თუ მჟავასა და ფუძის დისოციაცის მუდმივები დაახლოებით ერთნაირია, მარილის ხსნარს ნეიტრალური რეაქცია აქვს.

4. ძლიერი მჟავასა და ძლიერი ფუძისაგან წარმოქმნილი მარილები ($NaCl$, KNO_3, Na_2SO_4 და სხვ.) არ ჰიდროლიზდება, რადგან მათი იონების წყალთან ურთიერთქმედებით სუსტი ელექტროლიტები არ მიიღება. ამ დროს წყლის დისოციაციის წონასწორობა არ ირღვევა და ასეთ მარილთა ხსნარებს ნეიტრალური რეაქცია აქვს.

მარილთა ჰიდროლიზის პროცესი უმრავლეს შემთხვევაში შექცევადია. ის რაოდენობითად ხასიათდება ჰიდროლიზის ხარისხით – ჰიდროლიზებული მოლეკულების რიცხვის ფარდობით გახსნილ მოლეკულათა საერთო რიცხვთან.

ძლიერი ფუძისა და ძლიერი მჟავასაგან წარმოქმნილი მარილის ჰიდროლიზის ხარისხი პრაქტიკულად ნულის ტოლია. სუსტი ფუძისა და ძლიერი მჟავასაგან, ან ძლიერი ფუძისა და სუსტი მჟავასაგან წარმოქმნილი მარილის ჰიდროლიზის ხარისხი დაახლოებით 1%-ია, ხოლო სუსტი მჟავასა და სუსტი ფუძისაგან წარმოქმნილი მარილის ჰიდროლიზის ხარისხი საკმაოდ მაღალია და ზოგჯერ 100%-ს უახლოვდება.

ჰიდროლიზის ხარისხზე მნიშვნელოვან გავლენას ახდენს მარილის კონცენტრაცია და ტემპერატურა. ხსნარის განზავებით იზრდება წყლის კონცენტრაცია და, ჰიდროლიზის განტოლებიდან გამომდინარე, ლე-შატელიეს პრინციპის თანახმად, წონასწორობა მარჯვნივ გადაიხრება, ე.ი. – ჰიდროლიზის ხარისხი გაიზრდება.

ჰიდროლიზი ნეიტრალიზაციის (ეგზოთერმული რეაქცია) შებრუნებული (ენდოთერმული) პროცესია. აქედან გამომდინარე, ლე-შატელიეს პრინციპის თანახმად, ტემპერატურის გაზრდა გამოიწვევს წონასწორობის გადახრას ჰიდროლიზის გაძლიერების მიმართულებით. ხშირად ამ გზით ახერხებენ ჰიდროლიზის პროცესის ბოლომდე მიყვანას.

თუ ჰიდროლიზის შედეგად გამოიყოფა ნალექი და აირადი ნივთიერება, ჰიდროლიზი შეიძლება პრაქტიკულად შეუქცევადი გახდეს. მაგალითად, ალუმინისა და ქრომ (III)-ის სულფიდები და კარბონატები არ არებობს წყალხსნარებში, რადგან ისინი სრულ ჰიდროლიზს განიცდიან:

$$Al_2S_3 + 6H_2O \rightarrow 2Al(OH)_3\downarrow + 3H_2S\uparrow$$

$$Cr_2(CO_3)_3 + 3H_2O \rightarrow 2Cr(OH)_3\downarrow + 3CO_2\uparrow$$

შეუქცევადი ჰიდროლიზის პროცესი ხორციელდება სუსტი ფუძეების მარილთა და სუსტი მჟავების მარილთა ურთიერთქმედებისას. რეაქციის შედეგად დაილექება მიღებული მარილების ჰიდროლიზის პროდუქტები – ჰიდროქსიდები:

$$2AlCl_3 + 3Na_2S + 6H_2O \rightarrow 2Al(OH)_3\downarrow + 3H_2S\uparrow + 6NaCl$$

$$2CrCl_3 + 3Na_2CO_3 + 3H_2O \rightarrow 2Cr(OH)_3\downarrow + 3CO_2\uparrow + 6NaCl$$

ქიმიური მრეწველობის მრავალი დარგი ჰიდროლიზურ პროცესს ეყრდნობა (ცელულოზას და სახამებლის ჰიდროლიზი, ცხიმებიდან საპნის მიღება და სხვ.). ცოცხალ ორგანიზმში მუდმივად მიმდინარეობს ცილების, ცხიმების, ნახშირწყლების და სხვა ორგანულ ნაერთთა ჰიდროლიზი.

კითხვები და სავარჯიშოები

1. ჩანაცვლების რეაქციით მიიღეთ ოქსიდები.
2. დაასახელეთ ყველაზე უფრო გავრცელებული ამფოტერული ოქსიდი.
3. რატომ არის ამფოტერული ოქსიდების წარმომქმნელი ელემენტები Be, Al, Ge, Sb პერიოდულ სისტემაში დიაგონალურად განლაგებული და არ წარმოქმნის ერთ ჯგუფს, რომელიც ლითონებს არალითონებისგან გამოყოფდა?
4. იშლება თუ არა გახურებით ტუტე?
5. დაწერეთ ქიმიურ რეაქციათა განტოლებები, რომლებიც თუთიის, კალასა და ტყვიის ჰიდროქსიდების ამფოტერობას ადასტურებს.
6. ერთი რეაქტივით როგორ გამოვიცნოთ კალიუმის მაგნიუმის და ალუმინის ქლორიდები?
7. შეიძლება თუ არა, რომ უფრო ძლიერი მჟავები მათი მარილთა ხსნარებიდან გამოვაძევოთ შედარებით სუსტი მჟავებით? დაწერეთ შესაბამის რეაქციათა განტოლებები.
8. რატომაა მარილმჟავასა და აზოტმჟავას წყალხსნარები ერთნაირად ძლიერი მჟავები?
9. მოქმედებს თუ არა მჟავა: ა) მჟავასთან; ბ) მჟავა ოქსიდთან?
10. როგორია იოდის უმაღლესი ჟანგბადშემცველი მჟავას ფორმულა?
11. ორ ჭიქაში ასხია ნატრიუმის ჰიდროქსიდისა და ალუმინის ქლორიდის ხსნარები. სხვა რეაქტივების გარეშე როგორ გამოვიცნოთ, რომელ ჭიქაში რომელი ხსნარია (ხსნარის აორთქლება გამორიცხულია)?
12. მარილზე მჟავას მოქმედებით მიიღეთ ჰიდროქსიდი.
13. ლითონის მოქმედებით მარილზე მიიღეთ ორი მარილი.
14. ორი მარილის მოქმედებით მიიღეთ ფუძე.
15. ერთი მარილიდან მიიღეთ ორი ფუძე.
16. თუთიის ოქსიდის ნიმუში გაყვეს ორ ტოლ ნაწილად. პირველი გახსნეს მარილმჟავაში. მეორე – ტუტეში. რას შეამჩნევთ მიღებული ხსნარების შერევისას?
17. სპილენძის, მაგნიუმის სულფატის, ალუმინის სულფატის და სილიციუმის დიოქსიდის ნარევიდან როგორ გამოვყოთ ნარევში შემავალი ინდივიდუალური ნივთიერებები? დაწერეთ შესაბამის რეაქციათა განტოლებები.
18. როგორ მივიღოთ ინდივიდუალური ნივთიერებები: ა) მაგნიუმისა და თუთიის სულფატების, ბ) ბარიუმისა და რკინა(II)-ის ქლორიდების ნარევთა წყალხსნარებიდან?
19. მიუთითეთ, მოცემულ ნაერთთა წყვილებიდან რომელია: ა) უფრო ძლიერი მჟავა – $HClO_3$ თუ $HBrO_3$; $HClO_4$ თუ H_2SO_4; ბ) ძლიერი ფუძე - NaOH თუ $Ca(OH)_2$; $Ca(OH)_2$ თუ $Ba(OH)_2$; გ) უფრო იონური მარილი – KCl თუ $MgCl_2$?

20. შეიძლება თუ არა ხსნარში მიმოცვლის რეაქციის შედეგად მივიღოთ უწყლო ალუმინის ქლორიდი?
21. მარილთა მიღების ყველა შესაძლო ხერხით მიიღეთ: ა) რკინა(II)-ის სულფატი, ბ)სპილენძ(II)-ის ქლორიდი.
22. მოხდება თუ არა ქიმიური რეაქცია, თუ კალიუმის ჰიდროქსიდის ხსნარით ვიმოქმედებთ შემდეგ მარილთა ხსნარებზე: $CuCl_2$, $Mg(NO_3)_2$, Na_2SO_4?
23. მოცემულია შემდეგი ნივთიერებები: ბარიუმის ოქსიდი, რკინა(II)-ის სულფატი, წყალი, გოგირდმჟავა, სპილენძ(II)-ის ოქსიდი. ამ ნივთიერებების გამოყენებით როგორ მიიღება ბარიუმის ჰიდროქსიდი, რკინა(III)-ის ჰიდროქსიდი, სპილენძ(II)-ის ჰიდროქსიდი.
24. ქვემოთ ჩამოთვლილ რომელ ნივთიერებებთან ურთიერთქმედებს განზავებული მარილმჟავა: სპილენძი, ალუმინი, სპილენძის ოქსიდი, ალუმინის ჰიდროქსიდი, ნახშირბად(II)-ის ოქსიდი, ნატრიუმის კარბონატი, ვერცხლის ნიტრატი? დაწერეთ შესაბამის რეაქციათა განტოლებები.
25. ხსნარს, რომელიც შეიცავდა ალუმინის ქლორიდს და რკინა(II)-ის ქლორიდს, დაამატეს ჭარბად ნატრიუმის ჰიდროქსიდის ხსნარი. ნალექი გაფილტრეს. რა დაილექა და რა დარჩა ხსნარში? პასუხი განმარტეთ რეაქციათა განტოლებებით.
26. დაწერეთ განტოლებები რეაქციებისა, რომელთა დახმარებით შეიძლება განვახორციელოთ შემდეგი გარდაქმნები: $Al \rightarrow Al_2(SO_4) \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow AlCl_3 \rightarrow Al(NO_3)$; $Fe_2O_3 \rightarrow Fe_2(SO4)_3 \rightarrow FeCl_3 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3$
27. განიცდის თუ არა მარტივი ნივთიერება ჰიდროლიზს?
28. რატომ მიიღება PCl_3-ის ჰიდროლიზით HCl, ხოლო FCl- ის ჰიდროლიზით – HClO?
29. დაწერეთ სპილენძ(II)-ის სულფატის ჰიდროლიზის განტოლება (საფეხურებად).
30. შეიძლება თუ არა, რომ ერთსა და იმავე მჟავას ორი მარილის ხსნარიდან ერთი ლაკმუსის იისფერ ხსნარს ალურჯებდეს, ხოლო მეორე – აწითლებდეს?
31. ნატრიუმის ჰიდროკარბონატის ხსნარს სუსტი ტუტე რეაქცია აქვს, ხოლო ნატრიუმის ჰიდროსულფიტის ხსნარს – სუსტი მჟავა რეაქცია. ახსენით მიზეზი.
32. რომელი მარილები განიცდის ჰიდროლიზს? მარილთა ფორმულებია: $FeSO_4$, $CrCl_3$, $AlPO_4$, $NiNO_3$, KCl. დაწერეთ ჰიდროლიზის შესაძლო განტოლებები და მიუთითეთ, ხსნარის რეაქცია მჟავა იქნება თუ ტუტე.
33. დაწერეთ კალიუმის ჰიდროკარბონატისა და რკინა(III)-ის სულფატის ხსნარების შერევისას მიმდინარე რეაქციის განტოლება.
34. რა შეიმჩნევა ალუმინის ნიტრატისა და ნატრიუმის კარბონატის ხსნარების შერევისას? მოიყვანეთ შესაბამისი რეაქციის განტოლება.
35. ქრომ(III)-ის ქლორიდის ხსნარს დაამატეს ამონიუმის სულფიდის შემცველი ხსნარი. წარმოქმნილი ნალექი გაფილტრეს და გაახურეს. რომელ მარილებს შეიცავს ფილტრატი? რა მიიღება ნალექის გახურებისას? დაწერეთ შესაბამის რეაქციათა განტოლებები.
36. დაწერეთ რეაქციათა განტოლებები, რომლებიც არაორგანული ნაერთების კლასთა შორის გენეტიკურ კავშირს ადასტურებენ.

არაორგანული ქიმია

თავი 7

წყალბადი, ჰალოგენები

§7.1. წყალბადი

წყალბადი ელემენტთა პერიოდული სისტემის პირველი ელემენტია. ქიმიური სიმბოლოა H (ლათ. Hydrogenium ნაწარმოებია ბერძნულიდან hydôr – წყალი და gennaô – ვბადებ). ბუნებრივი წყალბადი შედგება ორი მდგრადი იზოტოპის – პროთიუმისა $^{1}_{1}H$ (ω=99,98%) და დეიტერიუმისაგან – $^{2}_{1}H$ ანუ D(ω=0,016%). უმნიშვნელო რაოდენობით შეიცავს რადიოაქტიურ იზოტოპს – ტრითიუმს – $^{3}_{1}H$ ანუ T. ტრითიუმი მიიღება აზოტისაგან კოსმოსური სხივების მოქმედებით ატმოსფეროს ზედა ფენებში. პროთიუმის (ბერძ. protos - პირველი) ბირთვი შედგება მხოლოდ პროტონისაგან, დეიტერიუმის (ბერძ. deuteros – მეორე) – ერთი პროტონისა და ერთი ნეიტრონისაგან, ტრითიუმის (ბერძ. tritos – მესამე) – პროტონისა და ორი ნეიტრონისაგან.

წყალბადის მოლეკულა ორატომიანია – H_2. ატომებს შორის არაპოლარულ-კოვალენტური ბმაა, H:H. ატომბირთვებს შორის მანძილი 0,074 ნმ-ია.

გავრცელება ბუნებაში. წყალბადი ბუნებაში გავრცელებულია როგორც თავისუფალი, ისე ნაერთების სახით. თავისუფალი სახით უმნიშვნელო რაოდენობით გვხვდება ატმოსფეროს ზედა ფენებში, მას შეიცავს ზოგიერთი ბუნებრივი და ვულკანური წარმოშობის აირი. დიდი რაოდენობით გვხვდება კოსმოსში. მზის მასის ნახევარი, კოსმოსური ნივთიერებების 3/4 პლაზმურ მდგომარეობაში არსებული წყალბადია.

წყალბადი მეტწილად ნაერთების სახით გვხვდება. ის შედის პლანეტაზე ყველაზე გავრცელებული ნაერთის – წყლის (მასში 11,19% მასური წილი წყალბადია) შედგენილობაში. წყალბადს, როგორც ელემენტს, შეიცავს აგრეთვე ნავთობის, ბუნებრივი აირების, თიხების შემადგენლობაში შემავალი ნივთიერებები, მცენარეული და ცხოველური ორგანიზმები – ცილების, ცხიმების, ნახშირწყლების, ორგანული მჟავების და სხვა ნაერთთა სახით. დედამიწაზე (ჰიდროსფეროს ჩათვლით) წყალბადის მასური წილი 1%-ია, ხოლო ატომური წილი – 16%.

ფიზიკური თვისებები. წყალბადი უფერო, უგემო, უსუნო აირია. ρ=0,09 გ/ლ (ნ.პ). ის ყველაზე მსუბუქი (ჰაერზე 14,4-ჯერ მსუბუქი) აირია. წყალში მცირედ იხსნება (1 ლ წყალში 20^0C-ზე იხსნება 18 მლ წყალბადი), მაგრამ კარგად იხსნება ლითონებში, განსაკუთრებით პა-

ლადიუმსა და პლატინაში (1 მოცულობაში შესაბამისად 850 და 700 მოცულობა წყალბადი). –252,6^{0}C-ზე და 101,325 კპა წნევაზე გადადის თხევად მდგომარეობაში. თხევადი წყალბადი უფეროა.

მიღება. ლაბორატორიაში წყალბადს ღებულობენ შემდეგი ხერხებით:

1. ლითონების (მაგალითად, თუთიის) ურთიერთქმედებით განზავებულ (20%-იან) გოგირდმჟავასთან ან მარილმჟავასთან:

$$Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2$$

$$Zn + 2H^+ \rightarrow Zn^{2+} + H_2$$

2. ლითონური კალციუმის მოქმედებით წყალზე:

$$Ca + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2$$

ამ მიზნისთვის ტუტე ლითონები არ გამოიყენება, რადგან რეაქციის დროს იმდენად დიდი რაოდენობით სითბო გამოიყოფა, რომ წყალბადი შეიძლება აალდეს.

3. ალუმინის ურთიერთქმედებით ტუტის ხსნართან:

$$2Al + 2NaOH + 10H_2O \rightarrow 2Na[Al(OH)_4(H_2O)_2] + 3H_2$$

4. წყლის ელექტროლიზით. წყალს ელექტროგამტარობის გაზრდის მიზნით უმატებენ ელექტროლიტს (მაგალითად, NaOH, H_2SO_4 ან Na_2SO_4-ს):

$$\begin{array}{l|l} K(-): 2H_2O + 2e \rightarrow H_2 + 2OH^- & 2 \\ A(+): 2H_2O - 4e \rightarrow O_2 + 4H^+ & 1 \end{array}$$

$$6H_2O \rightarrow 2H_2 + O_2 + 4H^+ + 4OH^-$$

$$2H_2O \rightarrow 2H_2 + O_2$$

მრეწველობაში წყალბადს ღებულობენ შემდეგი ხერხებით:

1. NaCl ან KCl წყალხსნარის ელექტროლიზით, როგორც თანაურ პროდუქტს:

$$2NaCl + 2H_2O \rightarrow H_2 + 2NaOH + Cl_2$$

ამ მეთოდით მიიღება მთელი წარმოებული წყალბადის 20%-ზე მეტი.

2. კონვერსიული მეთოდით (ლათ. conversion - გარდაქმნა). ჯერ გავარვარებულ ნახშირზე წყლის ორთქლის გატარებით ღებულობენ წყალაირს:

$$C + H_2O \rightarrow CO + H_2, \quad (t=1000^0C)$$

რომელიც ტოლი მოცულობის ნახშირბად(II)-ის ოქსიდისა და წყალბადის ნარევია. შემდეგ ნახშირბად(II)-ის ოქსიდს ჟანგავენ ნახშირბად(IV)-ის ოქსიდამდე, რისთვისაც წყალაირს წყლის ორთქლთან ერთად გაატარებენ 400-450^{0}C-მდე გახურებულ კატალიზატორზე (Fe_2O_3):

$$CO + (H_2) + H_2O \rightarrow CO_2 + H_2 + (H_2)$$

შეკამებული ტოლობა:

$$C + 2H_2O \rightarrow CO_2 + 2H_2$$

წყალბადი თავისუფლდება ნახშირბად(IV)-ის ოქსიდისაგან ცივთა ნარევის წნევის ქვეშ წყალში გატარებით; CO_2 წყალში იხსნება.

ამ ხერხით ღებულობენ მრეწველობაში წარმოებული წყალბადის 50%-ზე მეტს.

3. მეთანის წყლის ორთქლთან კონვერსიით:

$$CH_4 + 2H_2O \rightarrow CO_2 + 4H_2$$

რეაქციას ახორციელებენ ნიკელის კატალიზატორის თანაობისას, 1300^{0}C-ზე.

ბუნებრივი აირის საწყის ნედლეულად გამოყენება საშუალებას იძლევა მივიღოთ ყველაზე იაფი წყალბადი.

4. მეთანის კრეკინგით:

$$CH_4 \rightarrow C + 2H_2$$

5. გავარვარებულ რკინაზე წყლის ორთქლის გატარებით. ტემპერატურისაგან დამოკიდებულებით მიიღება რკინის სხვადასხვა ოქსიდი:

$$Fe + H_2O \rightleftarrows FeO + H_2 \quad (<570^0C)$$

$$3Fe + 4H_2O \rightleftarrows Fe_3O_4 + 4H_2 \quad (>570^0C)$$

6. კალციუმის ჰიდრიდის ჰიდროლიზით:

$$CaH_2 + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + 2H_2$$

7. ჟანგბადის აირის (იხ. § 15. 5. 3) ღრმა გაცივებით (–196^{0}C-მდე). ასეთი გაცივებისას წყალი კონდენსირდება, წყალბადის გარდა.

ქიმიური თვისებები. ნაერთებში წყალბადი ყოველთვის ერთვალენტიანია. ტუტე ლითონების მსგავსად მის გარე შრეზეც ერთი სავალენტო ელექტრონია. მაგრამ წყალბადის ატომიდან ამ ერთადერთი ელექტრონის მოწყვეტას უფრო დიდი ენერგია სჭირდება (I(H)=1312კჯ/მოლი, უახლოვდება ფტორისას I(F)=1681კჯ/მოლი), ვიდრე ტუტე ლითონების შემთხვევაში (I(Li.)=520კჯ/მოლი). ამიტომ წყალბადი, ლითონებისაგან განსხვავებით, არალითონებთან წარმოქმნის არა იონურ, არამედ პოლარულ-კოვალენტურ ბმებს და ავლენს +1 ჟანგვის ხარისხს. მაშასადამე, არ არსებობს ნაერთი, რომელიც შეიცავს დადებითად დამუხტულ წყალბადის იონს და ტუტე ლითონებისა და წყალბადის ატომთა გარე შრის აღნაგობის მსგავსება ფორმალური ხასიათის ატარებს.

აქტიურ ლითონებთან წყალბადი, ჰალოგენების მსგავსად, წარმოქმნის იონურ ნაერთებს, რომლებიც შეიცავენ წყალბადს უარყოფითი იონის - ჰიდრიდ-იონის (H^-) სახით. ამ ნაერთებში წყალბადი ავლენს –1 ჟანგვის ხარისხს (მაგალითად, $Na^{+1}H^{-1}$).

წყალბადის მოლეკულა მდგრადია. მისი 1 მოლი რომ დაიშალოს ატომებად, საჭიროა 436 კჯ ენერგია (ე. ი. წყალბადის მოლეკულაში ბმის ენერგიაა 436 კჯ/მოლი).

$$H_2 \rightarrow 2H, \qquad \Delta H^0 = +436 \text{ კჯ/მოლი}$$

სწორედ ამით აიხსნება ჩვეულებრივ პირობებში მოლეკულური წყალბადის დაბალი ქიმიური აქტივობა. მაღალ ტემპერატურაზე წყალბადის რეაქციაში შესვლის უნარი იზრდება.

1. წყალბადი იწვის ჰაერსა და ჟანგბადში უფერო ალით, დიდი რაოდენობით სითბოს გამოყოფით. წვის დროს წყალბადი წარმოქმნის, ე. ი. „ბადებს" წყალს (სწორედ აქედან წარმოდგება მისი სახელწოდება).

$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$$

ჟანგბადსა და ჰაერში წყალბადის წვის დროს სითბოს ერთი და იგივე რაოდენობა გამოიყოფა, მაგრამ ჰაერში წვის დროს გამოყოფილი სითბოს ნაწილი იხარჯება ჰაერის აზოტის გათბობაზე, ამიტომ ჰაერში წვის დროს ალის ტემპერატურა 1000^{0}C-ია, ჟანგბადში წვის დროს კი 3000^{0}C-ს აღწევს. ორი მოცულობა წყალბადისა და ერთი მოცულობა ჟანგბადის ნარევს რომ ცეცხლი მივუკიდოთ, რეაქცია მთელს მოცულობაში ერთდროულად მოხდება, რასაც ძლიერი აფეთქება მოჰყვება. ამიტომ აირების ასეთ ნარევს მგრგვინავი აირი ეწოდება. განსაკუთრებით მაღალი რეაქციისუნარიანობით ხასიათდება ატომური წყალბადი. მისი წვისას ჟანგბადის არეში ტემპერატურა 4000^{0}C-ს აღწევს.

2. წყალბადი ურთიერთქმედებს სხვა არალითონებთანაც სხვადასხვა შედგენილობის (RH_4, RH_3 RH_2, RH) აირადი წყალბადნაერთების წარმოქმნით.

სიბნელეში, ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე, აფეთქებით უერთდება ფთორს:

$$H_2 + F_2 \rightarrow 2HF$$

ქლორს აფეთქებით უერთდება დასხივებისას:

$$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$$

ეს რეაქცია მიმდინარეობს ჯაჭვურად, რადიკალური მექანიზმით: სინათლის კვანტის მოქმედებით ქლორის მოლეკულა იშლება ატომებად (Cl—Cl ბმა უფრო ნაკლებ მტკიცეა, ვიდრე H—H ბმა). ქლორის ატომი (რადიკალი), რომელიც დიდი ქიმიური აქტივობით გამოირჩევა, ეცხება წყალბადის მოლეკულას. მისი გაუწყვილებელი ელექტრონი ურთიერთქმედებს წყალბადატომის ელექტრონულ ღრუბელთან. მათ შორის მყარდება კოვალენტური ბმა, წარმოიქმნება ქლორწყალბადი და წყალბადის რადიკალი. ეს უკანასკნელი ურთიერთქმედებს ქლორის სხვა მოლეკულასთან, წყვეტს მასში ქიმიურ ბმას, რის შედეგად მიიღება ქლორწყალბადი და ქლორის ახალი რადიკალი. პროცესი გრძელდება მანამდე, სანამ რადიკალების შეერთების გამო რეაქცია არ შეწყდება. როგორც ვხედავთ, ყოველი ახალწარმოქმნილი რადიკალი აგრძელებს გარდაქმნათა ჯაჭვს, რის გამოც აღნიშნულ რეაქციას ჯაჭვური ეწოდება:

$$Cl_2 \rightarrow 2Cl\cdot$$

$$Cl\cdot + H_2 \rightarrow HCl + H\cdot$$

$$H\cdot + Cl_2 \rightarrow HCl + Cl\cdot \qquad \text{და ა.შ.}$$

გალღობილ გოგირდში წყალბადის გატარებით მიიღება გოგირდწყალბადი:

$$H_2 + S \rightarrow H_2S$$

წყალბადსა და აზოტს შორის რეაქცია მიმდინარეობს განსაკუთრებულ პირობებში:

$$3H_2 + N_2 \rightleftharpoons 2NH_3$$

კატალიზატორი Fe (K_2O, Al_2O_3 - პრომოტორები)

$t=400\text{-}450^0C$; P=30 მპა

ურთიერთქმედებს ნახშირბადთან:

$$C + 2H_2 \xrightarrow{Ni,t} CH_4$$

3. წყალბადი ფოსფორსა და სილიციუმს უშუალოდ არ უერთდება. ეს არალითონები ურთიერთქმედებს ლითონებთან. წარმოქმნილ ფოსფიდებსა და სილიციდებზე მჟავას ან წყლის მოქმედებით ღებულობენ მათ წყალბადნაერთებს:

$$Ca_3P_2 + 6HCl \rightarrow 3CaCl_2 + 2PH_3\uparrow$$

$$Ca_3P_2 + 6H_2O \rightarrow 3Ca(OH)_2 + 2PH_3\uparrow$$

$$Ca_2Si + 4HCl \rightarrow 2CaCl_2 + SiH_4\uparrow$$

4. განსაკუთრებულ პირობებში წყალბადი უერთდება ნახშირბად(II)-ის ოქსიდს მეთილის სპირტის წარმოქმნით:

$$CO + 2H_2 \rightarrow CH_3OH \qquad 300°C,\ 10 მპა$$

კატალიზატორი – ZnO, Cr_2O_3-ის ნარევი.

5. მაღალ ტემპერატურაზე წყალბადი უერთდება ტუტე და ტუტემიწათა ლითონებს თეთრი კრისტალური ნივთიერებების - ლითონთა ჰიდრიდების წარმოქმნით. სწორედ ამ ნაერთებში ავლენს წყალბადი –1-ის ტოლ ჟანგვის ხარისხს:

$$2Li + H_2 \rightarrow 2LiH$$

$$2Na + H_2 \rightarrow 2NaH$$

$$Ca + H_2 \rightarrow CaH_2$$

ე.ი. ამ რეაქციებში წყალბადი მჟანგავია.

ლითონთა ჰიდრიდები იონური ნაერთებია, გალღობილ მდგომარეობაში დისოცირდება ლითონის კატიონად და წყალბადის ანიონად. ნალღობის ელექტროლიზის დროს ანოდზე გამოიყოფა წყალბადი.

$$CaH_2 \xrightarrow{\text{ელექტროლიზი}} Ca + H_2$$

ჰიდრიდები ადვილად იშლება წყლით (ჰიდროლიზდება) შესაბამისი ტუტისა და წყალბადის წარმოქმნით.

6. წყალბადი ერთ-ერთი ძლიერი აღმდგენია. ის მაღალ ტემპერატურაზე აღადგენს მრავალ ლითონს მათი ოქსიდებიდან, მაგალითად:

$$CuO + H_2 \rightarrow Cu + H_2O$$

$$WO_3 + 3H_2 \rightarrow W + 3H_2O$$

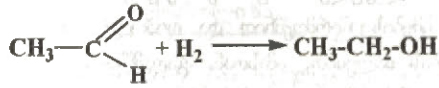
7. წყალბადი შედის მიერთების რეაქციებში მრავალ ორგანულ ნივთიერებასთან. ამ რეაქციებს ჰიდრირების ანუ ჰიდროგენიზაციის რეაქციები ეწოდება. ისინი მიმდინარეობენ კატალიზატორების - Ni, Pt, Pd-ის თანაობისას. მაგალითად, უჯერ ნახშირწყალბადებთან:

$$CH_2 = CH_2 + H_2 \rightarrow CH_3 - CH_3$$

არომატულ ნახშირწყალბადებთან:

$$C_6H_6 + 3H_2 \longrightarrow C_6H_{12}$$

ალდეჰიდებთან:



გამოყენება. წყალბადის გამოყენება დაფუძნებულია მის ფიზიკურ და ქიმიურ თვისებებზე. ის ყველაზე მსუბუქი აირია და გამოიყენება (ჰელიუმთან ნარევში) აეროსტატების ასავსებად. წყალბადის ჟანგბადში წვის ალის მაღალი ტემპერატურა (3000°C) გამოიყენება ლითონთა საჭრელად და მათი შედუღებისათვის, კვარცის მინიდან ნაკეთობების დასამზადებლად. ქიმიურ მრეწველობაში გამოიყენება ამიაკის, ქლორწყალბადის, მეთილის სპირტის, ანილინის, სინთეზური ბენზინის და სხვ. მისაღებად, ლითონთა (მაგალითად, Mo, W, Ni) ალსადგენად მათი ოქსიდებიდან, კვების მრეწველობაში – მცენარეული ზეთებიდან მყარი ცხიმების მისაღებად, ნავთობგადამამუშავებელ მრეწველობაში – ნავთობის ფრაქციებისა და საპოხი ზეთების ჰიდროგასუფთავებისათვის.

თხევადი წყალბადი გამოიყენება საწვავად რაკეტულ და კოსმოსურ ტექნიკაში. წყალბადის იზოტოპები – დეიტერიუმი და ტრითიუმი – ატომურ ენერგეტიკაში თერმობირთვულ საწვავად.

§7.2. წყალი

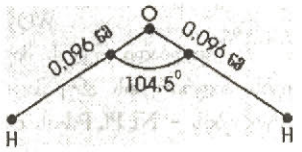
წყალი – (წყალბადის ოქსიდი) წყალბადის ჟანგბადთან უმარტივესი ნაერთია. მასში მასით 88,81% ჟანგბადია და 11,19% წყალბადი. მოლეკულური ფორმულა - H_2O, M_r=18,016.

გავრცელება. წყალი დედამიწაზე ყველაზე გავრცელებული და მნიშვნელოვანი ნივთიერებაა. ზღვებისა და ოკეანეების მიერ დაკავებული სივრცე დედამიწის ზედაპირის 3/4-ს შეადგენს. მაგრამ დედამიწის სიღრმისეულ ფენებში (ქერქსა და მანტიაში) წყალი კიდევ უფრო მეტი (~10-ჯერ) რაოდენობითაა. წყლის დიდი მასაა ანტარქტიდის, არქტიკისა და მაღალმთიანი რაიონების მყინვარებში, ასევე ატმოსფეროში – ორთქლის სახით. წყალს შეიცავს მრავალი მინერალი და მთის ქანი (თიხა, თაბაშირი, გრანიტი და სხვ.),

ნიადაგი. ის ყველა ცოცხალი ორგანიზმის აუცილებელი შემადგენელი ნივთიერებაა. წყალი შედის კომეტების, მზის სისტემის პლანეტათა უმრავლესობისა და მათ თანამგზავრთა შედგენილობაში.

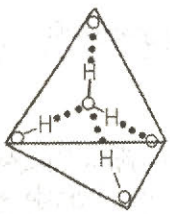
სუფთა წყალი ბუნებაში არ არსებობს. ის ყოველთვის შეიცავს სხვადასხვა მინარევს, გახსნილ მარილებს, აირად ნივთიერებებს. ასეთი წყალი ხშირად სამკურნალოდ გამოიყენება და მას მინერალური წყალი ეწოდება. განსაკუთრებით დიდი რაოდენობითაა გახსნილი ნივთიერებები ზღვებისა და ოკეანეების წყლებში (4%-მდე). გამოხდით გასუფთავებულ წყალს დისტილირებული წყალი ეწოდება.

მოლეკულის აღნაგობა და ფიზიკური თვისებები. წყლის მოლეკულას კუთხური აღნაგობა აქვს და სავალენტო კუთხე $104{,}5^0$-ის ტოლია (სურათი 7.1). მასში σ-ბმები წარმოქმნილია ჟანგბადის sp^3– და წყალბადის s–ორბიტალებით. განსხვავებული ელექტროუარყოფითობის გამო, ჟანგბადსა და წყალბადს შორის ბმა პოლარულ-კოვალენტურია. კუთხური აღნაგობისა და O—H ბმების პოლარობის შედეგად წყლის მოლეკულა დიპოლს წარმოადგენს. წყლის დიპოლური ბუნებით აიხსნება რიგ ნივთიერებათა მასში ხსნადობა და ელექტროლიტური დისოციაცია.



სურათი 7.1. წყლის მოლეკულის აღნაგობის სქემა

წყლის პოლარული მოლეკულები ურთიერთქმედებს ერთმანეთთან წყალბადური ბმების წარმოქმნით და დიპოლ-დიპოლური ურთიერთქმედების ძალებით, ამასთან, გადამწყვეტი როლი პირველს ეკუთვნის. მოლეკულების ასოციაცია წყლის ანომალურ ფიზიკურ თვისებებს განაპირობებს.


სურათი 7.2. წყლის მოლეკულების ტეტრაედრული აღნაგობის სქემა; უწყვეტი ხაზები კოვალენტური ბმებია, წყვეტილი – წყალბადური ბმები

წყალი უფერო (სქელ ფენებში მოცისფრო), უსუნო, უგემო სითხეა. ბუნებაში სამივე აგრეგატულ მდგომარეობაში გვხვდება. ყინულის ლღობას ატმოსფერულ წნევაზე თან ახლავს მოცულობის 9%-ით შემცირება. წყალს მაქსიმალური სიმკვრივე 40°C-ზე აქვს (ρ=1 გ/სმ3); ვინაიდან ყინულის სიმკვრივე თხევადი წყლის სიმკვრივეზე ნაკლებია, ყინული წყლის ზედაპირზე ტივტივებს, რაც ხელს უშლის დიდი წყალსატევების ფსკერამდე გაყინვას და მათში სიცოცხლის შენარჩუნებას.

თხევად წყალთან შედარებით ყინულის უფრო დაბალი სიმკვრივე შეიძლება ასე აიხსნას: ყინულში წყლის მოლეკულები ერთმანეთთან წყალბადური ბმებით არის დაკავშირებული (იხ. სურათი 7.2). თითოეულ მოლეკულას ოთხი ბმის დამყარება შეუძლია – ორი მიიღება ჟანგბადის ატომის ორი არაკვივალენტური ორბიტალის მონაწილეობით, ხოლო ორი – წყალბადის ატომების მეშვეობით. ბმები ტეტრაედრის წვეროების მიმართულებითაა ორიენტირებული. ვინაიდან წყალბადური ბმის სიგრძე დიდია, მიიღება საკმაოდ ფაშარი მოლეკულური კრისტალური სტრუქტურა, რაც ყინულის დაბალ სიმკვრივეს განაპირობებს.

ტეტრაედრებისაგან აგებული სამგანზომილებიანი სტრუქტურა ყინულის ლღობის შედეგად მიღებულ წყალშიც არსებობს. ლღობისას სიმკვრივის გაზრდას იწვევს კომპაქტური სტრუქტურის წარმოქმნა, რასაც განაპირობებს როგორც კრისტალიდან მოწყვეტილი მოლეკულების მიერ თავისუფალი სივრცეების დაკავება, ასევე წყალბადური ბმების გამრუდება, გადახრა 180^0-იანი კუთხიდან და ტეტრაედრული $109^028'$-იანი კუთხეების შეცვლა. ტემპერატურის ზრდისას ეს პროცესები ძლიერდება, რაც სიმკვრივის ზრდას იწვევს. მეორე მხრივ, წყლის გაცხელების

დროს იზრდება წყალბადური ბმის საშუალო სიგრძე, რის გამოც სიმკვრივე მცირდება. ორივე ფაქტორის ერთობლივი მოქმედებისას პირველის უპირატესი გავლენით აიხსნება წყლის მაქსიმალური სიმკვრივე 4°C-ზე. 101,325 კპა წნევის დროს წყალი იყინება 0°C და დუღს 100°C ტემპერატურაზე.

მიღება. წყალბადისა და ჟანგბადისაგან წყლის სინთეზი

$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O, \quad \Delta H^o = -286 \text{ კჯ/მოლი;}$$

დაბალ ტემპერატურაზე, კატალიზატორის გარეშე, ძალიან ნელა მიმდინარეობს, მაგრამ ტემპერატურის გაზრდისას რეაქციის სიჩქარე მკვეთრად მატულობს და 550°C-ზე აფეთქებით წარიმართება.

ქიმიური თვისებები. წყალი ძლიერ სუსტი ელექტროლიტია. მისი დისოციაციის მუდმივა 25°C-ზე $1{,}8 \cdot 10^{-16}$-ის ტოლია. დაახლოებით 5 მილიარდიდან ერთი მოლეკულა იშლება იონებად.

$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$$

(უფრო სწორად, $2H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$)

წყლის ელექტროლიტური დისოციაცია შესამჩნევად იზრდება ტემპერატურის მომატებისას.

1. წყალი მდგრადი ნაერთია. მისი თერმული დისოციაცია ~8–11%-ს მხოლოდ 2000°C–2500°C ტემპერატურაზე აღწევს.

$$2H_2O \rightleftharpoons 2H_2 + O_2$$

2. იგივე პროცესი ოთახის ტემპერატურაზე ხორციელდება წყლის ელექტროლიზის დროს:

$$\mathbf{2H_2O \xrightarrow{\text{ელექტროლიზი}} 2H_2 + O_2}$$

3. წყალი ქიმიურად აქტიური ნივთიერებაა. ჩვეულებრივ პირობებში ურთიერთქმედებს ტუტე და ტუტემიწათა ლითონებთან შესაბამისი ტუტის წარმოქმნით და წყალბადის გამოყოფით:

$$2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2$$

$$Ba + 2H_2O \rightarrow Ba(OH)_2 + H_2$$

4. ტუტე და ტუტემიწათა ლითონების ოქსიდებთან ურთიერთქმედების შემთხვევაშიც მიიღება შესაბამისი ტუტეები:

$$K_2O + H_2O \rightarrow 2KOH$$

$$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$$

5. მჟავა ოქსიდებთან ურთიერთქმედებით წარმოქმნის მჟავებს:

$$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$$

$$P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_4$$

6. წყალი ურთიერთქმედებს ჰალოგენებთანაც. ის იწვის ფთორის არეში:

$$F_2 + H_2O \rightarrow 2HF + O$$

ატომური ჟანგბადის ნაწილი მოლეკულურ ჟანგბადად გარდაიქმნება, ნაწილი წარმოქმნის O_3-ს, OF_2-ს, H_2O_2-ს.. დანარჩენ ჰალოგენებთან დაბალ ტემპერატურაზე HX და HXO (სადაც X ჰალოგენია) შედგენილობის ორი მჟავას ნარევს იძლევა. მაგალითად:

$$Cl_2 + H_2O \rightleftharpoons HCl + HClO$$

რეაქცია შექცევადია. წყალში გახსნილი ქლორის დაახლოებით ნახევარი ურთიერთქმედებს მასთან. ბრომისა და იოდის შემთხვევაში წონასწორობა თითქმის მთლიანად მარცხნივაა გადახრილი.

7. ზოგიერთ ლითონთან და არალითონთან წყალი ურთიერთქმედებს მაღალ ტემპერატურაზე. მაგალითად, გავარვარებულ რკინასთან:

$$Fe + H_2O \rightleftharpoons FeO + H_2 \quad \text{ან} \quad 3Fe + 4H_2O \rightleftharpoons Fe_3O_4 + 4H_2$$

გავარვარებულ ნახშირთან:

$$C + H_2O \xrightarrow{1000^0C} CO + H_2$$

8. გარკვეულ პირობებში წყლით ზოგიერთი რთული ნივთიერებაც იჟანგება:

$$CO + H_2O \xrightarrow{Fe_2O_3,\ 450^0C} CO_2 + H_2$$

$$CH_4 + 2H_2O \xrightarrow{Ni,\ 1300^0C} CO_2 + 4H_2$$

9. წყალი განაპირობებს ტუტეების, მჟავების და მარილების ელექტროლიტურ დისოციაციას. მაგალითად:

$$HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$$

10. წყალში აქტიურად მიმდინარეობს ზოგიერთი ნივთიერების ჰიდროლიზი. მათ შორის:

ა) ტუტე და ტუტემიწათა ლითონების ჰიდრიდების:

$$NaH + H_2O \rightarrow NaOH + H_2$$

$$CaH_2 + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + 2H_2$$

ბ) ლითონთა ნიტრიდების და ფოსფიდების:

$$Mg_3N_2 + 6H_2O \rightarrow 3Mg(OH)_2 + 2NH_3$$

$$Ca_3P_2 + 6H_2O \rightarrow 3Ca(OH)_2 + 2PH_3$$

გ) კარბიდების:

$$CaC_2 + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + C_2H_2$$

$$Al_4C_3 + 12H_2O \rightarrow 4Al(OH)_3 + 3CH_4$$

დ) სულფიდების:

$$Al_2S_3 + 6H_2O \rightarrow 2Al(OH)_3 + 3H_2S$$

სუსტი მჟავას, ან სუსტი ფუძის მარილების ჰიდროლიზი, ჩვეულებრივ პირობებში, შეჩვეულია, ბოლომდე არ მიმდინარეობს. მაგალითად,

$$AlCl_3 + H_2O \rightleftharpoons Al(OH)Cl_2 + HCl$$

ჰიდროლიზი მრავალი ორგანული ნივთიერების (რთული ეთერების, ცხიმების, ნახშირწყლების და სხვ.) დამახასიათებელი რეაქციაა.

11. მეტად მნიშვნელოვანია ორგანული ნივთიერებების მონაწილეობით მიმდინარე წყლის მიერთების (ჰიდრატაციის) რეაქციები. ზოგიერთ მათგანს სამრეწველო მნიშვნელობა აქვს. მაგალითად, განსაკუთრებულ პირობებში ეთილენის კატალიზური ჰიდრატაციით მიიღება ეთილის (ღვინის) სპირტი:

$$C_2H_4 + H_2O \rightleftharpoons C_2H_5OH$$

აცეტილენის კატალიზური ჰიდრატაციით კი – აცეტალდეჰიდი:

$$C_2H_2 + H_2O \rightarrow CH_3CHO$$

12. წყალი მჟავებთან, ტუტეებთან, მარილებთან წარმოქმნის ჰიდრატებს და კრისტალჰიდრატებს:

$$H_2SO_4 + nH_2O \rightarrow H_2SO_4 \bullet nH_2O$$

$$Na_2CO_3 + 10H_2O \rightarrow Na_2CO_3 \bullet 10H_2O$$

$$CuSO_4 + 5H_2O \rightarrow CuSO_4 \bullet 5H_2O$$

ნივთიერებები, რომლებიც ჩვეულებრივ პირობებში იკავშირებენ წყალს (მაგალითად, P_2O_5, CaO, BaO, ლითონური ნატრიუმი, ასევე უწყლო მარილები, რომლებიც კრისტალჰიდრატებს წარმოქმნიან: $CaCl_2$, $CuSO_4$, Na_2CO_3, Na_2SO_4, და სხვ.), გამოიყენება გამშრობ საშუალებებად.

გამოყენება. წყალი სიცოცხლისათვის აუცილებელი, უმნიშვნელოვანესი ნაერთია. მისი მონაწილეობის გარეშე არ წარიმართება არც ერთი სასიცოცხლო პროცესი ორგანიზმში.

წყალს დიდი გამოყენება აქვს ადგილობრივ ყოფა-ცხოვრებაში, სახალხო მეურნეობაში. არ არსებობს არც ერთი სამრეწველო პროცესი, რომელიც წყალს არ საჭიროებდეს (ორთქლის ქვაბები, მაცივრები და სხვ.).

ქიმიურ მრეწველობაში მას იყენებენ წყალბადის, ჟანგბადის, ტუტეების, მჟავების, სხვადასხვა არაორგანული და ორგანული ნივთიერებების მისაღებად.

მძიმე წყალი – D_2O. მძიმე წყალბადის შემცველ წყალს მძიმე წყალი ეწოდება. ფიზიკური თვისებებით ის განსხვავდება ჩვეულებრივი წყლისაგან:

	D_2O	H_2O
მოლეკულური მასა	20	18
სიმკვრივე 20^0C-ზე, გ/სმ^3	1,1050	0,9982
კრისტალიზაციის ტემპერატურა, ^{0}C	3,8	0
დულილის ტემპერატურა,^{0}C	101,4	100

ყველა ქიმიური რეაქცია მძიმე წყალთან უფრო ნელა მიდის, ვიდრე ჩვეულებრივ წყალთან.

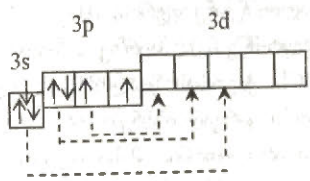
§7.3. ქლორი. მისი ნაერთები

§7.3.1. ქლორი

ქლორი პერიოდული სისტემის VII ჯგუფის მთავარი ქვეჯგუფის ელემენტების, ე.წ. ჰალოგენების, მნიშვნელოვანი წარმომადგენელია. ქიმიური ნიშანია Cl (Chlorum). მოთავსებულია III პერიოდში. რიგობრივი ნომერია 17. A_r(Cl)=35,45.

ელექტრონების განაწილება ენერგეტიკულ დონეებზე: $_{17}$Cl-2.8.7. ელექტრონული ფორმულა – $1s^22s^22p^63s^23p^5$.

გარე ენერგეტიკული დონის ელექტრონების ორბიტალებზე განაწილება:



ბუნებაში გავრცელებულია ორი მდგრადი იზოტოპის – ^{35}Cl და ^{37}Cl-ის სახით.

როგორც ქლორის ატომის ელექტრონული გარსის აღნაგობიდან ჩანს, მას ერთი ელექტრონი აკლია გარე შრის რვა ელექტრონამდე შესავსებად (მაქსიმალური ქიმიური მდგრადობის პირობა). ის იერთებს ამ ელექტრონს და ავლენს -1-ის ტოლ ჟანგვის ხარისხს, მაგრამ მასზე უფრო ელექტროუარყოფით ელემენტთან, მაგალითად, ჟანგბადთან, ავლენს დადებით ჟანგვის ხარისხებსაც: +1, +3, +5, +7 (იშვიათად, +4, +6). ქლორის მოლეკულა ორატომიანია - Cl_2, ატომებს შორის ბმა არაპოლარულ-კოვალენტურია.

გავრცელება ბუნებაში. ქლორი ბუნებაში ყველაზე გავრცელებული ჰალოგენია. ქიმიური აქტიურობის გამო შხოლოდ ნაერთების სახით გვხვდება (ქლორს მარტივი ნივთიერების სახით შეიცავს ვულკანური აირები). მისი ნაერთები უძველესი დროიდან არის ცნობილი. მათგან მნიშვნელოვანია:

ქვამარილი – NaCl; სილვინი – KCl; სილვინიტი – NaCl·KCl; ბიშოფიტი – $MgCl_2 \cdot 6H_2O$; კარნალიტი – $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$; კაინიტი – $MgSO_4 \cdot KCl \cdot 3H_2O$.

ქლორის ნაერთებს შეიცავს ოკეანეების, ზღვების, ტბების წყლები. ზღვის წყალი შეიცავს $MgCl_2$-ს, რომელიც მას მწარე გემოს აძლევს. ზღვისა და ოკეანეების წყლებში 0,8 - 3,5% NaCl-ია. ქლორი მცირე რაოდენობით არის მცენარეულ და ცხოველურ ორგანიზმებში, შუძის ქლოროფილის შედგენილობაში.

მიღება. ლაბორატორიაში ქლორს იღებენ კონცენტრირებულ მარილმჟავაზე სხვადასხვა მჟანგავის მოქმედებით:

1. MnO_2-ის მოქმედებით;

$$4HCl + MnO_2 \rightarrow Cl_2 + MnCl_2 + 2H_2O$$

რეაქცია მიმდინარეობს გაცხელებით.

2. $KMnO_4$-ის მოქმედებით:

$$16HCl + 2KMnO_4 \rightarrow 5Cl_2 + 2MnCl_2 + 2KCl + 8H_2O$$

რეაქცია მიმდინარეობს ოთახის ტემპერატურაზე. ლაბორატორიაში ძირითადად ამ ხერხით ღებულობენ ქლორს.

მჟანგავებად შეიძლება გამოვიყენოთ ავრეთვე ტყვია(IV)-ის ოქსიდი – PbO_2, ბერთოლეს მარილი – $KClO_3$, კალიუმის დიქრომატი – $K_2Cr_2O_7$, ქლორიანი კირი – $CaOCl_2$ და სხვ. შესაბამის რეაქციათა განტოლებები შემდეგნაირად ჩაიწერება:

$$4HCl + PbO_2 \rightarrow Cl_2 + PbCl_2 + 2H_2O$$
$$6HCl + KClO_3 \rightarrow 3Cl_2 + KCl + 3H_2O$$
$$14HCl + K_2Cr_2O_7 \rightarrow 3Cl_2 + 2CrCl_3 + 2KCl + 7H_2O$$
$$2HCl + CaOCl_2 \rightarrow CaCl_2 + Cl_2 + H_2O$$

ქლორის მიღების სამრეწველო მეთოდია ნატრიუმის ქლორიდის კონცენტრირებული ხსნარის ან ნალღობის ელექტროლიზი:

$$2\,NaCl + 2H_2O \xrightarrow{\text{ელექტროლიზი}} H_2 + 2NaOH + Cl_2$$

$$2\,NaCl \xrightarrow{\text{ელექტროლიზი}} 2Na + Cl_2$$

ფიზიკური თვისებები. ქლორი მოყვითალო-მწვანე ფერის, მძაფრი სუნის, მხრჩოლავი, მომწამლავი აირია (ბერძნ. Chloros – მოყვითალო-მწვანე). ჰაერზე 2,5-ჯერ მძიმეა. 20^0C-ზე 1 მოცულობა წყალში იხსნება 2,3 მოცულობა Cl_2. ქლორის წყალხსნარს ქლორიან წყალს უწოდებენ. მას აქვს ქლორის ფერი და სუნი. ქლორი კარგად იხსნება ორგანულ გამხსნელებში.

ქიმიური თვისებები. 1. ქლორი ტიპური არალითონია. მისი ძლიერი მჟანგავი უნარი ვლინდება ლითონებთან ურთიერთქმედებაში. მაგალითად, გალღობილი ნატრიუმი აალდება ქლორში თეთრი კვამლის წარმოქმნით:

$$2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$$

ენერგიულად იწვის ქლორის არეში გაცხელებული რკინა და სპილენძი:

$$2Fe + 3Cl_2 \rightarrow 2FeCl_3$$
$$Cu + Cl_2 \rightarrow CuCl_2$$

სტიბიუმის ფხვნილი ქლორთან ურთიერთქმედებს აფეთქებით, გაცხელების გარეშე:

$$2Sb + 5Cl_2 \rightarrow 2SbCl_5$$

2. ქლორი მჟანგავ უნარს ავლენს წყალბადთან შეერთების რეაქციაშიც. თუ წყალბადის ჭავლს ცეცხლს მოვუკიდებთ და შევიტანთ ქლორის არეში, წყალბადი განაგრძობს წვას. წარმოიქმნება ქლორწყალბადი:

$$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$$

იგივე რეაქცია წარიმართება, თუ წყალბადისა და ქლორის ნარევს დავასხივებთ მზის განწული სინათლით. პირდაპირი დასხივებისას პროცესი აფეთქებით წარიმართება. რეაქცია მიმდინარეობს ჯაჭვურად, რადიკალური მექანიზმით.

3. ქლორი ადვილად უერთდება სხვა არალითონებსაც. მაგალითად, ფოსფორთან იძლევა ორ ნაერთს:

$$2P + 3Cl_2 \rightarrow 2PCl_3$$

$$2P + 5Cl_2 \rightarrow 2PCl_5$$

სამქლორიანი ფოსფორი თხევადია, ხუთქლორიანი ფოსფორი – მყარი. ეს უკანასკნელი მიიღება ფოსფორის წვისას ჭარბ ქლორში.

ქლორი ურთიერთქმედებს გოგირდთან:

$$S + Cl_2 \rightarrow SCl_2$$

ჟანგბადს, აზოტს და ნახშირბადს უშუალოდ არ უერთდება; შესაბამისი ნაერთები მიიღება არაპირდაპირი გზით.

ქლორი მოქმედებს სხვა ჰალოგენებთან ინტერჰალოგენიდების წარმოქმნით:

$$Cl_2 + F_2 \rightarrow 2ClF$$

$$Cl_2 + 3F_2 \rightarrow 2ClF_3$$

$$I_2 + 3Cl_2 \rightarrow 2ICl_3$$

ფტორთან რეაქციაში ავლენს აღმდგენ ბუნებას.

4. ქლორი წყალთან ქიმიურად ურთიერთქმედებს. სინათლეზე დადგმულ ქლორიანი წყლით სავსე ჭურჭლიდან შეინიშნება აირის ბუშტუკების გამოყოფა. ეს ჟანგბადია. რამდენიმე ხნის შემდეგ ხსნარი კარგავს მომწვანო შეფერილობას, ქლორის სუნს. მასში იისფერი ლაკმუსი წითლდება, რაც მიღებული ხსნარის მჟავა რეაქციაზე მიუთითებს.

$$Cl_2 + H_2O \rightleftharpoons HCl + HClO$$

იონურად:

$$Cl_2 + H_2O \rightleftharpoons H^+ + Cl^- + HClO$$

ქლორის წყალთან ურთიერთქმედებისას წარმოიქმნება მარილმჟავა და ქვექლოროვანმჟავა. რეაქცია შექცევადია. ხსნარი, მასში ქლორის მოლეკულების არსებობის გამო, მომწვანო შეფერილობისაა. მაგრამ ქვექლოროვანმჟავა არამდგრადია, ადვილად იშლება, განსაკუთრებით გაცხელებისას ან სინათლის მოქმედებით:

$$HClO \rightarrow HCl + O$$

ამიტომ შექცევადი რეაქციის წონასწორობა გადაიხრება მარჯვნივ. გარკვეული დროის შემდეგ ხსნარის მომწვანო შეფერილობა ქრება, რადგან ქლორი მთლიანად შედის რეაქციაში.

ქვექლოროვანმჟავა ძლიერი მჟანგავია; მისი წარმოქმნით აიხსნება ქლორის მათეთრებელი და მადეზინფიცირებელი მოქმედება წყლის თანაობისას. ის ჟანგავს საღებრებს, გარდაქმნის მათ უფერო ნაერთებად. მაგალითად, იისფერ მელანში ან ლაკმუსში დასველებული ქაღალდი სწრაფად უფერულდება. მშრალ ქლორს ანალოგიური თვისებები არ ახასიათებს.

თუ ქლორიან წყალს ტუტეს დავამატებთ, მარილმჟავას და ქვექლოროვანმჟავას განეიტრალების გამო, წონასწორობა გადაიხრება მარჯვნივ და რეაქცია ბოლომდე წარიმართება:

$$HCl + HClO + 2KOH \rightarrow KCl + KClO + 2H_2O$$

იგივე შედეგი მიიღება, თუ ქლორს გავატარებთ ტუტის წყალხსნარში:

$$Cl_2 + 2KOH \rightarrow KCl + KClO + H_2O$$

მიღებულ ხსნარს "ჟაველის წყალი" ეწოდება.

ქლორის გატარებისას 100^0C-ზე გაცხელებულ კალიუმის ჰიდროქსიდის ხსნარში წარმოიქმნება კალიუმის ქლორატი – ბერთოლეს მარილი:

$$3Cl_2 + 6KOH \rightarrow 5KCl + KClO_3 + 3H_2O$$

ჩამქრალ კირზე ქლორის მოქმედებით მიიღება მათეთრებელი კირი:

$$2Ca(OH)_2 + 2Cl_2 \rightarrow CaCl_2 + Ca(OCl)_2 + 2H_2O$$

მიღებული მარილების ნარევს ქლორიან კირს უწოდებენ. მის შედგენილობას ხშირად შეკვეცილი სახითაც ($CaOCl_2$ ან $Ca(ClO)Cl$) გამოსახავენ.

5. მწკრივში - F, Cl, Br, I ჰალოგენების მაჟანგავი უნარი კლებულობს. ამიტომ ქლორი ადვილად აძევებს ბრომს და იოდს წყალბადთან და ლითონებთან მათი ნაერთების ხსნარებიდან:

$$Cl_2 + 2HBr \rightarrow 2HCl + Br_2$$

$$Cl_2 + 2KBr \rightarrow 2KCl + Br_2$$

$$Cl_2 + 2KI \rightarrow 2KCl + I_2$$

6. ქლორი, როგორც ძლიერი მაჟანგავი, ჟანგავს რთულ ნივთიერებებსაც:

$$H_2S + 4Cl_2 + 4H_2O \rightarrow H_2SO_4 + 8HCl$$

$$Na_2SO_3 + Cl_2 + H_2O \rightarrow Na_2SO_4 + 2HCl$$

7. ქლორი ურთიერთქმედებს ორგანულ ნაერთებთან. კერძოდ, ნაჯერ ნახშირწყალბადებთან შედის ჩანაცვლების რეაქციაში. მაგალითად მეთანთან.:

$$CH_4 + Cl_2 \rightarrow CH_3Cl + HCl$$

$$CH_3Cl + Cl_2 \rightarrow CH_2Cl_2 + HCl$$

$$CH2Cl_2 + Cl_2 \rightarrow CHCl_3 + HCl$$

$$CHCl_3 + Cl_2 \rightarrow CCl_4 + HCl$$

უჯერ ნახშირწყალბადებთან კი – მიერთების რეაქციაში. მაგალითად, ეთილენთან და აცეტილენთან:

$$CH_2 = CH_2 + Cl_2 \rightarrow CH_2Cl - CH_2Cl$$

$$CH \equiv CH + 2Cl_2 \rightarrow CHCl_2 - CHCl_2$$

არომატულ ნაერთებთან, პირობების მიხედვით, მონაწილეობს როგორც ჩანაცვლების, ისე მიერთების რეაქციებში. მაგალითად, ბენზოლთან ქლორის ურთიერთქმედებისას $FeCl_3$-ის (კატალიზატორი) თანაობისას წარიმართება ჩანაცვლების რეაქცია და მიიღება ქლორბენზოლი:

$$C_6H_6 + Cl_2 \xrightarrow{FeCl_3} C_6H_5Cl + HCl$$

ხოლო ბენზოლისა და ქლორის ნარევის დასხივებისას წარიმართება მიერთების რეაქცია და წარმოიქმნება მყარი ნივთიერება - ჰექსაქლორციკლოჰექსანი:

$$C_6H_6 + 3Cl_2 \rightarrow C_6H_6Cl_6$$

ორგანული ნივთიერებების ქლორნაწარმები დიდი ქიმიური აქტივობით გამოირჩევა, ამიტომ მათ ფართოდ იყენებენ მთელ რიგ მნიშვნელოვან ნაერთთა - საღებრების, სამკურნალო საშუალებების, შხამქიმიკატების, გამხსნელების და სხვ. მისაღებად.

ქლორი გამოიყენება სასმელი წყლის გაუსნებოვნებისათვის. ამ მიზნით წყალსადენში გაშვების წინ წყალს აქლორებენ, ე. ი. მასში მცირე რაოდენობით ხსნიან ქლორს. ამ დროს წყალში არსებული თითქმის ყველა ბაქტერია იღუპება.

ქლორი იხმარება ქსოვილებისა და ქაღალდის გასათეთრებლად, სხვა მათეთრებელი საშუალებების (ჟაველის წყალი, ქლორიანი კირი) სამრეწველო მიღებისათვის. დიდი რაოდენობით იხარჯება მარილმჟავას და ქლორის შემცველი სხვადასხვა ქიმიური ნაერთის წარმოებაში.

§7.3.2. ქლორწყალბადი და მარილმჟავა

ქლორის ერთ-ერთი მნიშვნელოვანი ნაერთია ქლორწყალბადი - HCl. მისი ელექტრონული ფორმულაა $H:\ddot{Cl}:$, სადაც ატომებს შორის პოლარულ-კოვალენტური.

ქლორწყალბადი უფერო, მკვეთრი სუნის, მხუთავი, წყალში კარგად ხსნადი აირია. ოთახის ტემპერატურაზე 1 მოცულობა წყალში იხსნება 400 მოცულობა ქლორწყალბადი. მის წყალხსნარს მარილმჟავა ან ქლორწყალბადმჟავა ეწოდება. ქლორწყალბადი ჰაერზე 1,3-ჯერ მძიმეა, ამიტომ მისი შეგროვება შეიძლება თავღია ჭურჭელში. ჭურჭლის ავსებას ადვილად შევამჩნევთ მის თავზე ნისლის წარმოქმნით, რომელიც ქლორწყალბადისა და ჰაერში არსებული წყლის ორთქლისაგან წარმოქმნილი მარილმჟავას წვეთებია. ჩვეულებრივ პირობებში ქლორწყალბადით წყლის გაჯერებისას მიიღება 37%-იანი ხსნარი. მას მძაფრი სუნი აქვს და ჰაერზე ბოლავს, რადგან ქლორწყალბადი კონცენტრირებული ხსნარიდან ადვილად ქრობილდება.

ქლორწყალბადს იღებენ ნატრიუმის ქლორიდზე კონცენტრირებული გოგირდმჟავას მოქმედებით. ლაბორატორიულ პირობებში ნარევს შეათბობენ ($t<110^0C$). რეაქცია პირველ საფეხურზე ჩერდება:

$$NaCl + H_2SO_4 \rightarrow NaHSO_4 + HCl\uparrow$$

ქიმიურ მრეწველობაში მიმართავენ ნარევის ძლიერ გახურებას ($t>110^0C$). ამ დროს რეაქცია მიმდინარეობს საშუალო მარილის წარმოქმნით:

$$2NaCl + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2HCl\uparrow$$

ქლორწყალბადის მიღების ამ ხერხს სულფატურ მეთოდს უწოდებენ.

ის მიიღება, აგრეთვე, სინთეზური ხერხით - წყალბადის წვით ქლორის არეში:

$$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$$

ქლორწყალბადი მრავალი ორგანული ნაერთის სინთეზის დროს გამოიყოფა თანაური პროდუქტის სახით:

$$CH_4 + Cl_2 \rightarrow CH_3Cl + HCl$$

$$C_6H_6 + 6Cl_2 \rightarrow C_6Cl_6 + 6HCl$$

წარმოიქმნება, აგრეთვე, ფოსფორის ქლორნაერთების ჰიდროლიზის დროს:

$$PCl_3 + 3H_2O \rightarrow H_3PO3 + 3HCl$$

$$PCl_5 + 4H_2O \rightarrow H_3PO_4 + 5HCl$$

სხვადასხვა ხერხით მიღებული ქლორწყალბადის წყალში გახსნით ღებულობენ მარილმჟავას.

ქიმიური თვისებები. მარილმჟავა ძლიერი მჟავაა:

$$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$$

ამჟღავნებს მჟავებისათვის დამახასიათებელ ყველა თვისებას. ურთიერთქმედებს:

1. ლითონთა სტანდარტულ ელექტროდულ პოტენციალთა რიგში წყალბადის მარცხნივ განლაგებულ ლითონებთან:

$$Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2\uparrow$$

$$Zn + 2H^+ \rightarrow Zn^{2+} + H_2\uparrow$$

$$2Al + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2\uparrow$$

$$2Al + 6H+ \rightarrow 2Al^{3+} + 3H_2\uparrow$$

2. ფუძე ოქსიდებთან:

$$MgO + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2O$$
$$MgO + 2H^+ \rightarrow Mg^{2+} + H_2O$$

3. ფუძეებთან:

$$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$$
$$H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$$
$$2HCl + Cu(OH)_2 \rightarrow CuCl_2 + 2H_2O$$
$$2H^+ + Cu(OH)_2 \rightarrow Cu^{2+} + 2H_2O$$

4. მარილებთან:

$$CaCO_3 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + CO2\uparrow + H_2O$$
$$CaCO_3 + 2H^+ \rightarrow Ca^{2+} + CO_2 + H_2O$$

5. ამიაკთან და ამინებთან, როგორც ორგანულ ფუძეებთან, მარილების წარმოქმნით:

$$NH_3 + HCl \rightarrow NH_4Cl$$
$$CH_3NH_2 + HCl \rightarrow [CH_3NH_3]Cl$$

6. სპირტებთან, ქლორნაწარმების წარმოქმნით:

$$C_2H_5OH + HCl \rightarrow C_2H_5Cl + H_2O$$

მარილმჟავას არა მარტო მჟავების ტიპური თვისებები გააჩნია, არამედ მონაწილეობს ჟანგვა-აღდგენით რეაქციებშიც. თუ ლითონებთან რეაქციაში მჟანგავია წყალბადის დადებითი იონი, რიგ რეაქციებში Cl^- იონი ავლენს აღმდგენ ბუნებას (იხ. Cl_2-ის მიღების რეაქციები).

მარილმჟავასა და აზოტმჟავას ნარევს, 3 : 1 მოლური თანაფარდობით, სამეფო წყალი ეწოდება. მასში იხსნება ოქრო:

$$Au + 3HCl + HNO_3 \rightarrow AuCl_3 + NO + 2H_2O$$

მარილმჟავა ადამიანის კუჭის წვენის ერთ-ერთი ძირითადი კომპონენტია, მონაწილეობს საკვების მონელებასა და ათვისებაში, ამიტომ კუჭის წვენის დაბალი მჟავიანობის დროს მედიცინაში (შინაგან საშუალებად) იყენებენ მარილმჟავას განზავებულ 8,2 - 8,4%-იან ხსნარს.

მარილმჟავას დიდი გამოყენება აქვს სახალხო მეურნეობის სხვადასხვა დარგში. გამოიყენება მარილების მისაღებად, საღებრების დასამზადებლად, ლითონის ზედაპირის დასამუშავებლად მონიკელების, მოქრომების, მოთუთიების წინ. ამ მიზნით იყენებენ ე. წ. ინჰიბიტორიან მარილმჟავას, რომელიც ზედაპირიდან ლითონის ფენის დაუზიანებლად ოქსიდური ფენის მოცილების საშუალებას იძლევა.

მარილმჟავას მარილები. მარილმჟავას მარილებს ქლორიდები ეწოდება. თითქმის ყველა ქლორიდი წყალში ხსნადია. პრაქტიკულად უხსნადი ქლორიდების რიცხვს მიეკუთვნება ვერცხლის ქლორიდი. ის ხაჭოსებური ნალექის სახით გამოიყოფა მარილმჟავაზე ან მისი მარილის ხსნარზე ვერცხლის ნიტრატის მოქმედებისას:

$$AgNO_3 + HCl \rightarrow AgCl\downarrow + HNO_3$$
$$AgNO_3 + NaCl \rightarrow AgCl\downarrow + NaNO_3$$
$$Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl\downarrow$$

აზოტმჟავას ხსნარის დამატებისას ნალექი არ ქრება, ე. ი. ვერცხლის ქლორიდი არ იხსნება არა მარტო წყალში, არამედ მჟავებშიც, მაგრამ იხსნება ამიაკის წყალხსნარში კომპლექსური მარილის წარმოქმნით:

$$AgCl + 2NH_3 \rightarrow [Ag(NH_3)_2]Cl$$

მაშასადამე, Ag^+ იონი Cl^- იონის აღმოჩენია. რეაქცია იმდენად მგრძნობიარეა, რომ ვერცხლის მარილის მეშვეობით მარილმჟავასა და მისი მარილების მეტად მცირე რაოდენობების აღმოჩენაც კი შეიძლება.

ვერცხლის ქლორიდი სინათლეზე თანდათან შავდება, რადგან იშლება ქლორად და ლითონურ ვერცხლად, რომელიც უწვრილესი შავი ფხვნილის სახით გამოიყოფა.

მარილმჟავას მარილებიდან აღსანიშნავია:

NaCl – სუფრის მარილი (ქვამარილი). მას დიდი მნიშვნელობა აქვს ორგანიზმისათვის. Na^+ და Cl^- იონები ორგანიზმის სითხეებში არსებული ძირითადი იონებია. NaCl-ის 0,9%-იანი ხსნარი (ფიზიოლოგიური ხსნარი) გამოიყენება მედიცინაში ნორმალური წნევის შესანარჩუნებლად ორგანიზმში სითხის დიდი რაოდენობის დაკარგვის დროს. გამოიყენება კვების მრეწველობაში როგორც საჭმლის შესაკაზმი და დასაკონსერვებელი საშუალება; ასევე, ქიმიურ მრეწველობაში ნატრიუმის, ქლორის, წყალბადის, ქლორწყალბადის, ნატრიუმის ჰიდროქსიდის, სოდის, საპნის მისაღებ ნედლეულად.

KCl გამოიყენება სასუქად, კალიუმის ნაერთების მისაღებად.

$ZnCl_2$ – ორგანული საღებრების წარმოებაში, მერქნის ნაკეთობების ლპობისაგან დასაცავად.

$BaCl_2$ – სოფლის მეურნეობაში მცენარეების მავნებლების წინააღმდეგ.

$CaCl_2$ – უწყლო – ნივთიერებების გაშრობ საშუალებად (ამ დროს წარმოიქმნება კრისტალჰიდრატი – $CaCl_2 \cdot 6H_2O$). ხსნარი – მედიცინაში სისხლდენის შემაჩერებელ საშუალებად, ნივთიერებათა ცვლის პროცესის გასააქტიურებლად, ალერგიული დაავადების დროს.

$AlCl_3$ – უწყლო – კატალიზატორად ორგანულ სინთეზში.

AgCl – ფოტოგრაფიაში.

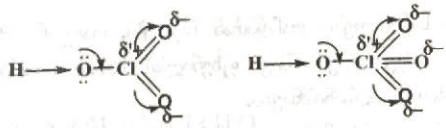
§7.3.3. ქლორის ჟანგბადიანი ნაერთები

ქლორი ჟანგბადს უშუალოდ არ უერთდება, ამიტომ მისი ოქსიდები მიიღება არაპირდაპირი გზით. ისინი არამდგრადი და ფეთქებადია. ცნობილია ქლორის შემდეგი ოქსიდები: Cl_2O - მოყავისფრო-ყვითელი აირი, ClO_2 - მომწვანო-ყვითელი აირი, Cl_2O_6 - მუქი წითელი აქროლადი სითხე, Cl_2O_7 - უფერო ზეთისებური სითხე. ოქსიდები წყალში გახსნისას წარმოქმნის ჟანგბადიან მჟავებს, რომლებშიც ქლორი, ისევე, როგორც ყველა ჟანგბადოვან ნაერთში, ავლენს დადებით ჟანგვის ხარისხს.

$HClO$ – ქვექლოროვანმჟავა
$HClO_2$ – ქლოროვანმჟავა
$HClO_3$ – ქვექლორმჟავა
$HClO_4$ – ქლორმჟავა

ამ მჟავებიდან თავისუფალი სახით არსებობს $HClO_4$, დანარჩენი მჟავები არსებობს მხოლოდ წყალხსნარების სახით. ისინი არამდგრადები (შედარებით მდგრადია $HClO_3$) და ძლიერი მჟანგავებია. მჟავათა მოყვანილ რიგში დადებითი ჟანგვის ხარისხის ზრდასთან ერთად იზრდება მჟავათა მდგრადობა და სიძლიერე, მჟანგავი უნარი კი სუსტდება. ყველაზე მდგრადი და ძლიერი მჟავაა $HClO_4$, ყველაზე ძლიერი მჟანგავი $HClO$. ის ადვილად იშლება ატომური ჟანგბადის გამოყოფით, რაც მის ძლიერ მჟანგავ უნარს განაპირობებს.

რიგში $HClO$ – $HClO_4$ მჟავათა სიძლიერის ზრდა შემდეგნაირად აიხსნება: ქლორის ატომთან დაკავშირებულ ჟანგბადატომთა რიცხვის ზრდასთან ერთად ქლორის ატომიდან უფრო მეტად ხდება ბმის ელექტრონული სიმკვრივის გადაწევა ჟანგბადის ატომებისაკენ, რაც, თავის მხრივ, იწვევს H–O ბმის პოლარიზაციის ხარისხის ზრდას და, აქედან გამომდინარე, მჟავას სიძლიერის ზრდას.



$HClO$ - $HClO_4$ მჟავათა რიგში მჟანგავი თვისებები თანდათან კლებულობს მხოლოდ ჩვეულებრივ პირობებში (ოთახის ტემპერატურაზე და სინათლეზე). გადამწყვეტი მნიშვნელობა აქვს არა ქლორის ჟანგვით ხარისხს, არამედ ატომურ ჟანგბადს, რომელიც არამდგრადი მჟავების დაშლისას გამოიყოფა. აღსანიშნავია, რომ სხვა პირობებში (სიბნელეში, დაბალ ტემპერატურაზე) $HClO$ - $HClO_4$ რიგში მჟავების მჟანგავი თვისებები თანდათან იზრდება. მჟავების შესაბამისი მარილებია:

$KClO$ – კალიუმის ჰიპოქლორიტი

$KClO_2$ – კალიუმის ქლორიტი

$KClO_3$ – კალიუმის ქლორატი

$KClO_4$ – კალიუმის პერქლორატი

მარილები მჟავებთან შედარებით მდგრადებია. მათი მიღება ხდება ქლორის გატარებით ტუტის წყალხსნარში. ცივ ხსნარში წარმოიქმნება ქლორიდი და ჰიპოქლორიტი, ხოლო ცხელ ხსნარში – ქლორიდი და ქლორატი (იხ. §7.3.1.).

კალიუმის ქლორატს ბერთოლეს მარილს უწოდებენ (ფრანგი ქიმიკოსის ბერთოლეს პატივსაცემად, რომელმაც ის პირველად მიიღო). არამდგრადია, 400^0C-მდე გაცხელებისას, უკატალიზატოროდ, შედის დისპროპორციის რეაქციაში ქლორიდისა და პერქლორატის წარმოქმნით:

$$4KClO_3 \rightarrow KCl + 3KClO_4$$

ხოლო კატალიზატორის (MnO_2) თანაობისას, უფრო დაბალ ტემპერატურაზე (200^0C) იშლება ჟანგბადის გამოყოფით:

$$2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2$$

დაშლა შეიძლება ორივე მიმართულებით წარიმართოს, მაგრამ აღნიშნულ პირობებში უპირატესად მიმდინარეობს მოყვანილი რეაქცია.

ბერთოლეს მარილი ძლიერი მოწამლავია, მოქმედებს სისხლის შედგენილობაზე, იყენებენ პიროტექნიკაში, ასანთის წარმოებაში, შედის ჰერბიციდების შემადგენლობაში.

დიდი პრაქტიკული მნიშვნელობა აქვს ქლორიან კირს. ქლორიანი წყლისა და ჟაველის წყლის ანალოგიურად, ის გამოიყენება ჭრილობების, ქსალდის გასათეთრებლად, წყლის ქლორირებისათვის, ბაქტერიების გავრცელების ადგილების სადეზინფექციოდ. ამ უნარს განაპირობებს ის, რომ, როგორც ჟაველის წყალი, ისე ქლორიანი კირი ჰაერის ნახშირორჟანგისა და წყლის მოქმედებით წარმოქმნის ჰიპოქლოროვანმჟავას:

$$KClO + CO_2 + H_2O \rightarrow KHCO_3 + HClO$$

$$2Ca(OCl)Cl + CO_2 + H_2O \rightarrow CaCO_3 + CaCl_2 + 2HClO$$

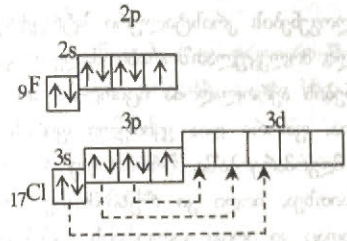
ჰიპოქლოროვანმჟავა დაშლისას გამოყოფს ატომურ ჟანგბადს, რომელიც აუფერულებს საღებრებს და სპობს მიკროორგანიზმებს.

§7.4. ჰალოგენების ზოგადი დახასიათება

ჰალოგენები პერიოდული სისტემის VII ჯგუფის მთავარი ქვეჯგუფის ელემენტებია. მათ მიეკუთვნება ფთორი, ქლორი, ბრომი, იოდი და ასტატი. ჰალოგენი ბერძნულად ნიშნავს "მარილწარმომქმნელს" (hals - მარილის და genes - წარმომქმნელი). ამ ელემენტებმა ეს სახელ-

წოდება იმიტომ მიიღო, რომ ლითონებთან უშუალო ურთიერთქმედებისას წარმოქმნის მარილებს (KI, $AlBr_3$, $BaCl_2$ და სხვა).

ჰალოგენების ატომების გარე ენერგეტიკულ დონეზე შვიდი ელექტრონია - ns^2np^5 კონფიგურაციით, რითაც აიხსნება ამ ელემენტების მსგავსი ქიმიური თვისებები. ჰალოგენების ატომებს ერთი ელექტრონი აკლია გარე შრის რვა ელექტრონამდე შესავსებად. ისინი ადვილად იერთებენ ამ ერთ ელექტრონს და ავლენენ –1-ის ტოლ ჟანგვის ხარისხს (მაგალითად, წყალბადთან და ლითონებთან ნაერთებში). მაგრამ ჰალოგენების ატომებს, ფთორის გარდა, მათზე ელექტროუარყოფით ელემენტებთან (მაგალითად, ჟანგბადთან) შეუძლია გამოავლინოს დადებითი ჟანგვის ხარისხიც: +1, +3, +5, +7. ჟანგვის ხარისხის ასეთი მნიშვნელობები გამომდინარეობს მათ ატომთა გარე ენერგეტიკული დონის ელექტრონული აღნაგობიდან:



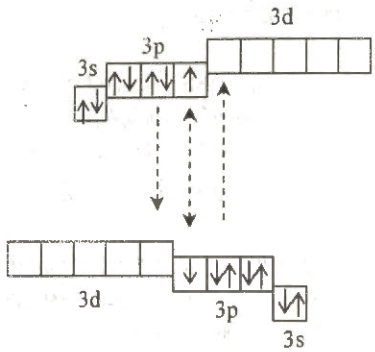
ფთორს ერთი გაუწყვილებელი ელექტრონი აქვს 2p-ქვედონეზე, ამიტომ ივი ერთვალენტიანია და, როგორც ყველაზე ელექტროუარყოფითი ელემენტი, ავლენს მხოლოდ –1-ის ტოლ ჟანგვის ხარისხს. ქლორსაც ერთი გაუწყვილებელი ელექტრონი აქვს 3p-ქვედონეზე და ჩვეულებრივ (არააღგზნებულ) მდგომარეობაში ერთვალენტიანია. მაგრამ მას გარე შრეზე აქვს თავისუფალი d-ორბიტალები, რაც ვალენტური შესაძლებლობების გაზრდის, კერძოდ, $3p_x \rightarrow 3d$, $3p_y \rightarrow 3d$, $3s \rightarrow 3d$ გადასვლების საშუალებას იძლევა. შედეგად გაუწყვილებელი ელექტრონების რიცხვი 3, 5, 7-ის ტოლი ხდება. ამის გამო ქლორი და მისი ანალოგები (ფთორის გარდა) ავლენენ ცვლად ვალენტობას და, შესაბამისად, ცვლად დადებით ჟანგვის ხარისხს - +1, +3, +5, +7. ფთორის ატომებს გარე შრეზე არა აქვს თავისუფალი ორბიტალები და ქიმიური რეაქციების დროს არ ხდება წყვილი ელექტრონების გათიშვა. ეს ფთორისა და მისი ნაერთების თავისებურებებს განაპირობებს.

ჰალოგენების მოლეკულები ორატომიანია - F_2, Cl_2, Br_2, I_2. ატომებს შორის ბმა არაპოლარულ-კოვალენტურია.

ჰალოგენებში ბმის ენერგია ატომური ნომრის ზრდასთან ერთად მცირდება, გამონაკლისია ფთორი, სადაც ის ანომალიურად მცირეა.

ჰალოგენი	ბმის ენერგია, კჯ/მოლი
F_2	151
Cl_2	239
Br_2	192
I_2	149

ეს გამოწვეულია იმით, რომ ფთორის მოლეკულაში ატომებს შორის დამატებითი ბმების წარმოქმნის საშუალება არ არსებობს, განსხვავებით სხვა ჰალოგენებისაგან, მაგალითად, ქლორისაგან, სადაც შესაძლებელია დამატებითი ბმების განხორციელება ერთი ატომის თავისუფალი ელექტრონული წყვილისა და მეორე ატომის თავისუფალი ორბიტალის ხარჯზე.



ფიზიკური თვისებები. მყარი ჰალოგენების კრისტალური სტრუქტურა მოლეკულურია. მესერში მოლეკულების შემკავშირებელი მოლეკულათშორისი ძალები ატომური ნომრის ზრდასთან ერთად მატულობს და ჰალოგენების აქროლადობა მცირდება. ამის გამო ჩვეულებრივ პირობებში ფთორი და ქლორი აირებია. ფთორი ღია ყვითელი ფერისაა, ძნელად თხევადდება, ქლორი ადვილად გადადის თხევად მდგომარეობაში. ბრომი (ბერძნ. bromos - არასასიამოვნო სუნის) აქროლადი მურა წითელი სითხეა, იოდი კი რუხი-მოშავო მყარი ნივთიერებაა, ლითონური ბზინვით. ოდნავი გაცხელებითაც კი იოდი გალღობის გარეშე იისფერ ორთქლს წარმოქმნის. აქედან წარმოდგება მისი სახელწოდება (ბერძნ. iodes - იისფერი).

ყველა ჰალოგენი მკვეთრი სუნის მომწამლავი ნივთიერებაა, მცირედ იხსნება წყალში, შედეგად მიიღება ქლორიანი, ბრომიანი, იოდიანი წყალი. გამონაკლისია ფთორი, რომელიც შლის წყალს (ბერძნ. phthoros - დაშლა). ჰალოგენები კარგად იხსნება ორგანულ გამხსნელებში - სპირტებში, ბენზოლში, ბენზინში, ქლოროფორმში. რიგში $Cl_2 - I_2$ წყალში ხსნადობა მცირდება, იზრდება ხსნადობა ორგანულ გამხსნელებში. ამ უკანასკნელში ყველაზე კარგად იოდი იხსნება. იოდი მცირედ ატარებს დენს, დანარჩენი ჰალოგენები - დიელექტრიკებია.

გავრცელება ბუნებაში. დიდი ქიმიური აქტივობის გამო ჰალოგენები ბუნებაში მხოლოდ ნაერთების სახით გვხვდება.

ფთორი გავრცელებულია, ძირითადად, მინერალ ფლუორიტის – CaF_2 (მლღობი შპატი), კრიოლიტის – Na_3AlF_6, ფტორაპატიტის – $3Ca_3(PO_4)_2 \cdot CaF_2$ სახით. შედის ძვლისა და კბილის მინანქრის შემადგენლობაში.

ბრომი ნატრიუმის, კალიუმის, მაგნიუმის ბრომიდების სახით გვხვდება (ქლორთან ერთად) მინერალებში, ზღვის წყალში, მარილიან ტბებსა და ჭაბურღილის წყლებში.

იოდი KIO_3-ის სახით გვხვდება გვარჯილასთან ერთად; ნატრიუმისა და კალიუმის იოდიდების სახით - ჭაბურღილის წყლებში, ზღვის წყლებსა და წყალმცენარეებში.

ასტატი ბუნებაში პრაქტიკულად არ გვხვდება (ბერძნ. astatos - არამდგრადი), რადიოაქტიური ელემენტია.

მიღება. ჰალოგენებს იღებენ ბუნებრივი ნაერთებიდან.

ფთორს – გალღობილი ფთორიდების, მაგალითად, ფლუორიტის ელექტროლიზით:

$$CaF_2 \xrightarrow{\text{ელექტროლიზი}} Ca + F_2$$

ასევე, უწყლო, გათხევადებულ ფთორწყალბადში გახსნილი კალიუმის ფთორიდის (KHF_2 — $KF \cdot HF$) ელექტროლიზით. ანოდზე იჟანგება ფთორიდ-იონი, კათოდზე კი აღდგება წყალბად-იონი.

ქლორი მიიღება NaCl-ის ნალღობის ან წყალხსნარის ელექტროლიზით, ან ქიმიური გზით - HCl-ზე სხვადასხვა მჟანგავის მოქმედებით.

ბრომსა და იოდს ლაბორატორიაში ღებულობენ ქლორის ანალოგიურად. მაგალითად:

$$2KBr + MnO_2 + 2H_2SO_4 \rightarrow Br_2 + MnSO_4 + K_2SO_4 + 2H_2O$$

$$2KI + MnO_2 + 2H_2SO_4 \rightarrow I_2 + MnSO_4 + K_2SO_4 + 2H_2O$$

ასევე, მათ მარილთა ხსნარებზე ქლორის მოქმედებით:

$$Cl_2 + 2NaBr \rightarrow 2NaCl + Br_2$$

$$Cl_2 + 2KI \rightarrow 2KCl + I_2$$

ქიმიური თვისებები. ყველა ჰალოგენი არალითონების ტიპური წარმომადგენელია. ახასიათებთ მაღალი ელექტროუარყოფითობა.

1. ჰალოგენები ძლიერი მჟანგავებია და ურთიერთქმედებს ლითონებთან. რეაქციები ფთორთან გაცილებით ენერგიულად მიმდინარეობს, ვიდრე სხვა ჰალოგენებთან:

$$2Fe + 3F_2 \rightarrow 2FeF_3$$

$$2Al + 3Cl_2 \rightarrow 2AlCl_3$$

$$Zn + Br_2 \rightarrow ZnBr_2$$

$$Mg + I_2 \rightarrow MgI_2$$

2. ჰალოგენები წარმოქმნის ნაერთებს არალითონებთანაც:

$$2P + 3Br_2 \rightarrow 2PB_{r3}$$

$$2P + 3I_2 \rightarrow 2PI_3$$

$$Si + 2F_2 \rightarrow SiF_4$$

$$Si + 2Cl_2 \rightarrow SiCl_4$$

ფთორი ჰალოგენებსა და, საერთოდ, არალითონთა შორის ყველაზე აქტიურია. რეაგირებს თითქმის ყველა მარტივ და რთულ ნივთიერებასთან, ინერტული აირების - კრიპტონისა და ქსენონის ჩათვლით. მაგალითად:

$$2F_2 + Xe \rightarrow XeF_4$$

3. ჰალოგენები წყალბადთან წარმოქმნის აქროლად წყალბადნაერთებს – HF, HCl, HBr, HI. ფთორი წყალბადს სიბნელეშიც კი აფეთქებით უერთდება, ქლორიც უერთდება წყალბადს აფეთქებით, მაგრამ დასხივებისას, ბრომი და იოდი კი რეაგირებენ მხოლოდ გაცხელების პირობებში. ამასთან, იოდწყალბადის სინთეზის რეაქცია ენდოთერმული და შექცევადია:

$$H_2 + F_2 \rightarrow 2HF$$

$$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$$

$$H_2 + Br_2 \rightarrow 2HBr$$

$$H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$$

ფთორწყალბადს ლაბორატორიაში იღებენ ფლუორიტზე კონცენტრირებული გოგირდმჟავას მოქმედებით:

$$CaF_2 + H_2SO_4 \rightarrow CaSO_4 + 2HF\uparrow$$

ასევე შესაბამისი მარილიდან ღებულობენ ლაბორატორიაში ქლორწყალბადს, მაგრამ ბრომწყალბადისა და იოდწყალბადის მიღება ამ მეთოდით არ ხერხდება მათი (განსაკუთრებით HI-ის) ადვილად დაჟანგვის გამო. მაგალითად:

$$2NaBr + 2H_2SO_4 \rightarrow Br_2 + SO_2 + Na_2SO_4 + 2H_2O$$

ამიტომ HBr და HI-ს ძირითადად ღებულობენ PBr_3 და PI_3-ის ჰიდროლიზით:

$$PBr_3 + 3H_2O \rightarrow H_3PO_3 + 3HBr$$
$$PI_3 + 3H_2O \rightarrow H_3PO_3 + 3HI$$

ჰალოგენწყალბადები მკვეთრი სუნის უფერო აირებია (წყალბადური ბმების გამო $19{,}5^0$C-ზე დაბალ ტემპერატურაზე HF თხევადია). ისინი წყალში კარგად იხსნებიან (0^0C-ზე 1 მოცულობა წყალში იხსნება 500 მოცულობა HCl, 600 მოცულობა HBr და 450 მოცულობა HI, HF - ნებისმიერი თანაფარდობით). ჰალოგენწყალბადების წყალხსნარები მჟავეებია. ფთორწყალბადმჟავა სხვა ჰალოგენწყალბადმჟავებთან შედარებით სუსტია, მიეკუთვნება საშუალო სიძლიერის მჟავებს, დანარჩენი ჰალოგენწყალბადმჟავები კი - ძლიერი მჟავებია. მჟავების ძალა იზრდება რიგში HF, HCl, HBr, HI, რაც აიხსნება H—Hal ბმის ენერგიის შემცირებით. იოდწყალბადმჟავა ამ რიგში ყველაზე ძლიერი მჟავაა. აღსანიშნავია, რომ ის ყველაზე ძლიერი მჟავაა უჟანგბადო მჟავებს შორისაც.

ფთორწყალბადმჟავას მნიშვნელოვან თვისებას წარმოადგენს სილიციუმ (IV)-ის ოქსიდთან ურთიერთქმედება:

$$SiO_2 + 4HF \rightarrow SiF_4 + 2H_2O$$
$$SiF_4 + 2HF \rightarrow H_2[SiF_6]$$

ის შლის მინას, რადგან ურთიერთქმედებს მასში შემავალ SiO_2-თან. ამიტომ ცნობილია მლღობი მჟავას სახელწოდებით. ამ რეაქციას იყენებენ მინაზე წარწერის გასაკეთებლად.

ჰალოგენწყალბადმჟავეების მარილებს, შესაბამისად, ფთორიდები, ქლორიდები, ბრომიდები და იოდიდები ეწოდება.

Cl^-, Br^-, I^- იონების აღმოსაჩენი რეაქტივია ვერცხლის ნებისმიერი ხსნადი მარილი, რომელთანაც შესაბამისად მიიღება AgCl - თეთრი, AgBr - მოყვითალო, AgI – ყვითელი, მჟავაში უხსნადი ნალექი. F^- იონის ამ გზით აღმოჩენა არ ხერხდება, რადგან AgF წყალში კარგად ხსნადია. ამ მიზნით გამოიყენება Ca^{2+} იონის შემცველი მარილის ხსნარი, შედეგად წარმოიქმნება CaF_2-ის წყალში უხსნადი ნალექი. კალციუმის სხვა ჰალოგენიდები წყალში ხსნადებია.

ჰალოგენების უარყოფითი იონები, ფთორის გარდა, აღმდგენებია. აღმდგენი უნარი მცირდება რიგში $I^- > Br^- > Cl^-$.

4. აღსანიშნავია ჰალოგენების დამოკიდებულება წყალთან. ქლორი წყალში კარგად იხსნება, რადგან მასთან ქიმიურად ურთიერთქმედებს (იხ. §7.3.1.).

ბრომი და იოდი წყალში უფრო მცირედ იხსნება, ვიდრე ქლორი. შედეგად მიიღება ბრომიანი და იოდიანი წყალი. მათი წყალთან რეაქცია ქლორის ანალოგიურად მიმდინარეობს:

$$Br_2 + H_2O \rightleftharpoons HBr + HBrO$$
$$I_2 + H_2O \rightleftharpoons HI + HIO$$

ქლორთან შედარებით წონასწორობა მეტადაა გადაწეული მარცხნივ. ამიტომაა, რომ ბრომიანი და იოდიანი წყალი უფრო სუსტი მჟანგავებია, ვიდრე ქლორიანი წყალი. ბრომი და იოდი ბევრად უკეთ იხსნება ორგანულ გამხსნელებში, სწორედ ამაზეა დამოკიდებული თავისუფალი ბრომის და იოდის ამოწვლილვა (ამოკრეფა) წყალხსნარებიდან. რაც შეეხება ფთორს, ის განსხვავებულად ურთიერთქმედებს წყალთან. ფთორიანი წყალი არ მიიღება, რადგან წყალი იწვის ფთორში. წვის პროდუქტებია: ფთორწყალბადი, ჟანგბადი, ოზონი, ჟანგბადის ფთორიდი და წყალბადის პეროქსიდი.

$$F_2 + H_2O \rightarrow 2HF + O$$
$$2O \rightarrow O_2,\quad 3O \rightleftharpoons O_3,\quad O + F_2 \rightarrow OF_2,\quad H_2O + O \rightarrow H_2O_2$$

5. ჰალოგენების რიგში ატომური ნომრის ზრდასთან ერთად ატომის რადიუსი იზრდება, ელექტროუარყოფითობა მცირდება, მჟანგავი უნარი სუსტდება. ამის გამო ყოველი ჰალოგენი გამოაძევებს მომდევნოს წყალბადთან და ლითონებთან მისი ნაერთების ხსნარიდან (ეს არ ეხება ფთორს).

მაგალითად:

$$2HBr + Cl_2 \rightarrow 2HCl + Br_2$$

$$2KI + Br_2 \rightarrow 2KBr + I_2$$

ქლორი, როგორც უფრო ძლიერი მჟანგავი, ჟანგავს ბრომსა და იოდს წყალხსნარებში ქვებრომმჟავას და ქვეიოდმჟავას წარმოქმნით:

$$Br_2 + 5Cl_2 + 6H_2O \rightarrow 2HBrO_3 + 10HCl$$

$$I_2 + 5Cl_2 + 6H_2O \rightarrow 2HIO_3 + 10HCl$$

6. ჰალოგენებიდან ბრომი, ქლორის ანალოგიურად, შედის ჩანაცვლების რეაქციაში ნაჯერ ნახშირწყალბადებთან და მირთების რეაქციებში უჯერ ნახშირწყალბადებთან; არომატულ ნახშირწყალბადებთან – პირობების მიხედვით, როგორც მირთების, ისე ჩანაცვლების რეაქციებში.

გამოყენება. ჰალოგენების იონებს გარკვეული ბიოლოგიური აქტივობა ახასიათებს. ფთორი (F^-) ორგანიზმში შედის ძვლის ქსოვილისა და კბილის ემალის შემადგენლობაში, ხოლო იოდი - ორგანული ნაერთების სახით ფარისებურ ჯირკვალში. ორივე ჩვენს ორგანიზმში ხვდება მარილების სახით საკვებიდან და სასმელი წყლიდან. ამ უკანასკნელში ფთორის ნაერთების ნაკლებობა ან დიდი სიჭარბე იწვევს კბილების დაავადებას. მისი დეფიციტის შემთხვევაში ვითარდება კარიესი, ხოლო სიჭარბისას - ფლუოროზი. იოდის ნაკლებობა იწვევს ფარისებური ჯირკვლის ფუნქციის დარღვევას და მძიმე დაავადებას - ჩიყვს. ამ დაავადებებს მკურნალობენ ფტორისა და იოდის ნაერთებით (NaF, KI).

ნატრიუმის ბრომიდს იყენებენ მედიცინაში ნერვული სისტემის დამამშვიდებელ საშუალებად, ხოლო იოდის სპირტხსნარს - ანტისეპტიკური მიზნებისათვის.

გარდა მედიცინისა, ჰალოგენებმა და მათმა ნაერთებმა დიდი გამოყენება პოვა სახალხო მეურნეობის სხვადასხვა დარგში. ფთორს იყენებენ პლასტმასის - ფთოროპლასტის დასამზადებლად. ეს უკანასკნელი დიდ მდგრადობას იჩენს მჟავების, ტუტეების, მჟანგავების და სხვა ქიმიური აგენტების მოქმედებისადმი. ვერცხლის ბრომიდი, ვერცხლის ქლორიდის მსგავსად, გამოიყენება ფოტოგრაფიაში, ალუმინის ბრომიდი კი, ალუმინის ქლორიდის მსგავსად – კატალიზატორად ორგანულ ქიმიაში.

ჰალოგენები გამოიყენება მრავალი ორგანული და არაორგანული პრეპარატების დასამზადებლად.

ქლორის გამოყენება იხილეთ §7.3.1.-ში.

კითხვები და სავარჯიშოები

1. ვოგირდმჟავას წყალხსნარიდან წყალბადის მისაღებად რატომ არ იყენებენ კალციუმსა და ტყვიას?
2. წარმოიქმნება თუ არა წყალბადური ბმები წყალბადისა და ჟანგბადის მოლეკულებს შორის? მიზეზი ახსენით.
3. როგორი ბუნების ბმებს ვხვდებით წყლის მოლეკულაში – H_2O, ჰიდროქსონიუმის იონში – H_3O^+, ასოციატში $(H_2O)_n$, ხსნარში არსებულ ჰიდრატირებულ იონში – $Cu^{2+}(H_2O)_4$?

4. როგორ ჟანგვა-აღდგენით უნარს ავლენს ჰიდრიდი და წყალი მათი ურიერთქმედებისას?
5. ექსპერიმენტულად როგორ დავამტკიცოთ, რომ ლითონთა ჰიდრიდებში წყალბადის ჟანგვის ხარისხია -1?
6. რატომ არ იწვის წყალი?
7. როგორ შეიძლება თხევად სათბობში წყლის მინარევის აღმოჩენა?
8. რატომ არ ამატებენ წყალს ელექტროლიზის დროს ქლორიდებს?
9. რით განსხვავდება წყალი ყველა სხვა ნივთიერებისაგან?
10. როგორ შეიცვლება წყლის გაყინვის ტემპერატურა წნევის გაზრდით?
11. რატომ არ წარმოქმნის ჰალოგენები ალოტროპიულ სახესხვაობებს?
12. როგორ იცვლება ბმის ენერგია ჰალოგენების მოლეკულებში ატომური ნომრის ზრდასთან ერთად?
13. რატომ აქვს Cl^- იონს უფრო დიდი რადიუსი, ვიდრე K^+ იონს, თუმცა ორივე იონი იზოელექტრონულია.
14. ქლორწყალბადის წარმოქმნა და შემდგომ მისი წყალში გახსნა წყალბადის მიერ ორი სხვადასხვა მექანიზმით ქიმიური ბმების დამყარების საშუალებას ამტკიცებს. აღწერეთ ბმის წარმოქმნის ეს სახეები.
15. როგორ ავხსნათ, რომ თხევადი ქლორწყალბადი, ისევე როგორც წყალი, არ ატარებს ელექტრულ დენს, მაშინ როცა ქლორწყალბადის წყალხსნარი ელექტრული დენის გამტარია.
16. განიხილეთ წყალბადნაერთები სამი ელემენტისა, რომელთაგან თითოეული s, p და d ელემენტების ტიპური წარმომადგენელია. დაასახელეთ: ა) ორი წყალბადნაერთი, რომელიც ერთმანეთთან ურთიერთქმედებს. ბ) წყალბადნაერთი, რომელიც მთლიანად ჰიდროლიზდება ცივ წყალში, გ) წყალბადნაერთი, რომლის ელექტროლიზისას კათოდზე გამოიყოფა წყალბადი. დ) წყალბადნაერთი, რომლის ელექტროლიზისას ანოდზე გამოიყოფა წყალბადი. ე) წყალბადნაერთი, რომლის წყალხსნარი ორფუძიანი მჟავაა. ვ) წყალბადნაერთი, რომლის წყალხსნარი სუსტი ფუძეა. ზ) წყალბადნაერთი, რომელიც თვითაალდება ჰაერზე.
17. შეიცვლება თუ არა წნევა დახშულ სისტემაში, თუ ერთმანეთში შევურევთ ტოლი მოცულობის ქლორსა და წყალბადს და დავასხივებთ ულტრაიისფერი სხივებით?
18. როგორ დავადგინოთ ქლორწყალბადში თავისუფალი ქლორის მინარევის არსებობა?
19. ქლორის წყალში გახსნით მიიღება ქლორიანი წყალი. შეიძლება თუ არა ასეთივე გზით მივიღოთ ფთორიანი წყალი?
20. რატომ გამოიყენება მათეთრებელ საშუალებად ტენიანი და არა მშრალი ქლორი?
21. ააფეთქეს ნარევი, რომელიც შეიცავდა 56% ქლორსა და 44% წყალბადს. მიღებული აირთა ნარევი გაატარეს წყლიან ჭურჭელში და დაამატეს ლურჯი ლაკმუსის ხსნარი. რა შეიმჩნევა ამ დროს?
22. როგორ მიგაჩნიათ, ძლიერი თუ სუსტი მჟავა წარმოიქმნება HAt-ის წყალში გახსნისას? რა მოხდება, თუ ვერცხლის ნიტრატის ხსნარს HAt-ის წყალხსნარს დავამატებთ?
23. როგორ ავხსნათ, რომ ქლორის ურთიერთქმედებისას ნატრიუმის კარბონატის ხსნართან გამოიყოფა CO_2?
24. დაასახელეთ ნივთიერება, რომელიც იწვის ჟანგბადში, მაგრამ არ იწვის ქლორში.
25. დაასახელეთ ჰალოგენწყალბადმჟავა, რომელიც მჟანგავების მოქმედებისას არ წარმოქმნის ჰალოგენს.

26. რატომ წარმოიქმნება განსხვავებული პროდუქტები რკინის ურთიერთქმედებისას ქლორთან და ქლორწყალბადმჟავასთან?
27. ჰალოგენების ქიმიური თვისებების კანონზომიერი ცვლილება განიხილეთ ლითონებთან, წყალბადთან და ნატრიუმის ტუტის წყალხსნართან ურთიერთქმედების მაგალითზე.
28. გაცხელებისას იოდი არ ლღვება, არამედ სუბლიმირდება. ახსენით მიზეზი.
29. ორ სინჯარაში ბრომიანი და იოდიანი წყალია. როგორ დაადგენთ, რომელ სინჯარაშია იოდიანი წყალი?
30. ნატრიუმის რომელ ჰალოგენიდს აქვს ყველაზე მაღალი ლღობის ტემპერატურა?
31. ვერცხლის ქლორიდიან სინჯარაში დაამატეს ლურჯი ლაკმუსის ხსნარი და მოათავსეს სინათლეზე. რა შეიმჩნევა ამ დროს?
32. რატომ ლურჯდება დროთა განმავლობაში სინათლეზე სახამებლის ხსნარი, რომელშიც ვერცხლის იოდიდია?
33. მოუთითეთ მიზეზებზე, რის გამოც იოდი წარმოქმნის IF_7 მოლეკულებს, მაშინ როცა, ქლორი წარმოქმნის მდგრად ClF_3 მოლეკულებს, არამდგრად ClF_5-ს, ხოლო ClF_7-ის მიღება დადასტურებული არ არის.
34. ხსნარში, რომელიც შეიცავდა კალიუმის ბრომიდსა და კალიუმის იოდიდს, გაატარეს ჭარბი რაოდენობით ქლორი. ამის შემდეგ ხსნარი ამოაშრეს და გაახურეს. რას წარმოადგენს გახურების შემდეგ დარჩენილი ნაშთი?
35. როგორ მოვაცილოთ სუფრის მარილს ამონიუმის ქლორიდის მინარევი?

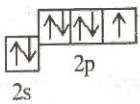
თავი 8

ჟანგბადი. გოგირდი

§8.1. ჟანგბადი

ჟანგბადი მოთავსებულია პერიოდული სისტემის II პერიოდში, VI ჯგუფის მთავარ ქვეჯგუფში. ქიმიური ნიშანია O (ლათ. Oxygenium), ატომური ნომერი - 8. $A_r(O)=16$.

ელექტრონების განაწილება ენერგეტიკულ დონეებზე: $_8$O-2.6. ელექტრონული ფორმულა – $1s^2 2s^2 2p^4$. გარე ენერგეტიკული დონის ელექტრონების ორბიტალებზე განაწილება ასეთია:



გარე შრის აღნაგობიდან ჩანს, რომ ჟანგბადის ატომმა მდგრადი რვაელექტრონიანი კონფიგურაციის მისაღებად უნდა მიიერთოს ორი ელექტრონი. ის ენერგიულად იკავშირებს მათ და ავლენს მისთვის დამახასიათებელ –2-ის ტოლ ჟანგვის ხარისხს. მასზე უფრო ელექტროუარყოფით ერთადერთ ელემენტთან - ფთორთან ნაერთებში (O_2F_2 და OF_2) აქვს დადებითი ჟანგვის ხარისხი (+1 და +2), პეროქსიდებში კი –1.

ელემენტი ჟანგბადი ბუნებაში სამი მდგრადი იზოტოპის – ^{16}O, ^{17}O, ^{18}O-ის (მასური წილებით 99,76%, 0,04%, 0,20%, შესაბამისად) ნარევის სახით არსებობს, იძლევა ორ ალოტროპულ სახესხვაობას – ჟანგბადს - O_2 და ოზონს - O_3.

ჟანგბადის მოლეკულაში არაპოლარული კოვალენტური ბმაა. ექსპერიმენტულად დადგენილი ბმის სიგრძე და ენერგია ჯერადი ბმის არსებობას ადასტურებს. მაგრამ ჟანგბადს აღმოაჩნდა პარამაგნიტური თვისებები (ასეთი ნივთიერებები მიიზიდება გარე მაგნიტური ველით), რაც მოლეკულაში საკუთარი მაგნიტური მომენტის წარმოქმნაზე მიუთითებს. ეს უკანასკნელი კი, თავის მხრივ, განპირობებულია გაუწყვილებელი ელექტრონების არსებობით.

ჟანგბადის მოლეკულაში ორი სავალენტო ელექტრონი არ არის გაწყვილებული, ის ბირადიკალია. ასეთი ელექტრონული აღნაგობა - მოლეკულაში ორმაგი ბმა და ორი გაუწყვილებელი ელექტრონი, კოვალენტური ბმის წარმოქმნის ადრე ჩვენ მიერ განხილული მექანიზმით ვერ აიხსნება (ბმა ჟანგბადის მოლეკულაში შეიძლება აღვწეროთ მოლეკულური ორბიტალების თეორიით, რომელიც უმაღლესი სასწავლებლების პროგრამით შეისწავლება).

გავრცელება ბუნებაში. ჟანგბადი დედამიწაზე ყველაზე გავრცელებული ელემენტია. მარტივი ნივთიერების სახით მას შეიცავს ჰაერი (23% მასით და 20,95% მოცულობით). ჟანგვითი პროცესების, მათ შორის წვის, ლპობის, სუნთქვის შედეგად ატმოსფეროში ჟანგბადის შემცირება მცენარეების მიერ ფოტოსინთეზის დროს გამოყოფილი ჟანგბადის ხარჯზე ანაზღაურდება. ჟანგბადი ბუნებაში, ძირითადად, ბმული სახითაა: წყალში, ქვიშაში, თიხებში, მთის ქანებში, მადნებში და სხვ. ის დედამიწის ქერქის, ჰიდროსფეროსა და ატმოსფეროს მასის თითქმის ნახევარს (49%) შეადგენს.

ჟანგბადი შედის ცოცხალ ორგანიზმებში შემავალი ყველა ნივთიერების (ცილები, ცხიმები, ნახშირწყლები და სხვ.) შედგენილობაში. ადამიანის ორგანიზმში ის დაახლოებით 65%-ია (მასით).

მიღება. ლაბორატორიულ პირობებში მიიღება:

1. ჟანგბადშემცველი მარილების (რომელშიც ელემენტის ატომებს მაღალი ჟანგვის ხარისხი აქვს) დაშლით:

ა) ბერთოლეს მარილის დაშლით 200^0C-ზე MnO_2-ის (კატალიზატორი), თანაბობისას:

$$2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2\uparrow$$

ამ გზით მიღებული ჟანგბადი ყოველთვის შეიცავს მცირეოდენ ქლორს, რომელიც წარმოიქმნება რეაქციით:

$$2MnO_2 + 2KClO_3 \rightarrow 2KMnO_4 + Cl_2 + O_2$$

ბ) კალიუმის პერმანგანატის დაშლით გახურებისას. ამ გზით მიღება განსაკუთრებით სუფთა ჟანგბადი:

$$2KMnO_4 \rightarrow K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2\uparrow$$

გ) ტუტე ლითონთა ნიტრატების გახურებით:

$$2KNO_3 \rightarrow 2KNO_2 + O_2\uparrow$$

2. წყალბადის პეროქსიდის კატალიზური დაშლით:

$$2H_2O_2 \xrightarrow{MnO_2} 2H_2O + O_2$$

3. ვერცხლისწყალ(II)-ის ოქსიდის დაშლით:

$$2HgO \xrightarrow{t} 2\,Hg + O_2$$

4. წყლის ელექტროლიზით:

$$2H_2O \xrightarrow{\text{ელექტროლიზი}} 2H_2 + O_2$$

ეს მეთოდი გამოიყენება წარმოებაშიც სუფთა ჟანგბადის მისაღებად.

ჟანგბადის მიღების ძირითადი სამრეწველო მეთოდია ჰაერის გათხევადება მაღალი წნევისა და დაბალი ტემპერატურის პირობებში და შემდგომ მისი ფრაქციული გამოხდა. თხევადი აზოტის დუღილის ტემპერატურა (-196^0C) უფრო დაბალია, ვიდრე თხევადი ჟანგბადისა (-183^0C), ამიტომ თხევადი ჰაერის აორთქლებისას მას ჯერ აზოტი შორდება. ჰაერიდან მიღებული ჟანგბადი მინარევების სახით ჩვეულებრივად შეიცავს აზოტსა და ინერტულ აირებს.

ფიზიკური თვისებები. ჟანგბადი უფერო, უსუნო, უგემო, ჰაერზე ცოტათი მძიმე აირია. წყალში მცირედ იხსნება. 20^0C-ზე 100 მოცულობა წყალში იხსნება 3,1 მოცულობა ჟანგბადი. -183^0C-ზე და 101,325 კპა წნევაზე თხევადდება. თხევადი ჟანგბადი ცისფერი მოძრავი სითხეა.

ქიმიური თვისებები. ელემენტთა პერიოდულ სისტემაში ჟანგბადის მდებარეობა მის კვეთრად გამოხატულ არალითონურ თვისებებზე მიუთითებს. სხვა ელემენტებთან რეაქციაში ჟანგბადი მეანგავ თვისებებს ავლენს, აღმდგენია მხოლოდ ფთორის მიმართ.

ჟანგბადი მაღალი ქიმიური აქტივობით ხასიათდება. ყველა ელემენტთან წარმოქმნის ოქსიდს, გარდა სამი ინერტული აირისა - He, Ne, Ar. უშუალოდ არ ურთიერთქმედებს ჰალოგენებთან, ოქროსთან და პლატინის ოჯახის ელემენტებთან. მათი ოქსიდები მიიღება არაპირდაპირი გზით.

1. ლითონები აქტიურად ურთიერთქმედებს ჟანგბადთან, განსაკუთრებით მაღალ ტემპერატურაზე. ტუტე ლითონები, ლითიუმის გარდა, წარმოქმნიან პეროქსიდებს ან ჰიპეროქსიდებს:

$4Li + O_2 \rightarrow 2Li_2O$ (ლითიუმის ოქსიდი)

$2Na + O_2 \rightarrow Na_2O_2$ (ნატრიუმის პეროქსიდი)

$2K + 2O_2 \rightarrow K_2O_4$ (კალიუმის ჰიპეროქსიდი)

სხვა ლითონები კი – ოქსიდებს:

$2Ca + O_2 \rightarrow 2CaO$ $4Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$

$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$ $3Fe + 2O_2 \rightarrow Fe_3O_4$

რეაქციებს, რომლებსაც თან ახლავს სინათლისა და სითბოს გამოყოფა, წვის რეაქციები ეწოდება. ზემოთ განხილული ყველა რეაქცია ლითონების ჟანგბადში წვის რეაქციის მაგალითებია. მაგრამ ლითონებთან ყველა რეაქციას წვას ვერ ვუწოდებთ. მაგალითად, სპილენძი ჟანგბადში ან ჰაერზე გავარვარებისას წვის გარეშე უერთდება ჟანგბადს და გარდაიქმნება შავ ფხვნილად - სპილენძ(II)-ის ოქსიდად.

$2Cu + O_2 \rightarrow 2CuO$

2. ჟანგბადში მაღალ ტემპერატურაზე იწვის არა მარტო ლითონები, არამედ არალითონებიც:

$$2H_2 + O_2 \xrightarrow{4000^0C} 2H_2O \qquad 4P + 5O_2 \xrightarrow{60^0C} 2P_2O_5$$

$$S + O_2 \xrightarrow{250^0C} SO_2 \qquad Si + O_2 \xrightarrow{600^0C} SiO_2$$

$$C + O_2 \xrightarrow{800^0C} CO_2$$

აზოტთან რეაქცია ენდოთერმული, შექცევადია და მიმდინარეობს ელექტრული განმუხტვის პირობებში (3000-4000^{0}C):

$$N_2 + O_2 \rightleftarrows 2NO, \quad +\Delta H$$

3. ჟანგბადში იწვის რთული ნივთიერებებიც. წვის შედეგად მიიღება ნივთიერებაში შემავალი ელემენტების ოქსიდები ან ოქსიდი და მარტივი ნივთიერება:

$2H_2S + 3O_2 \rightarrow 2SO_2 + 2H_2O$

$2H_2S + O_2 \rightarrow 2S + 2H_2O$ (არასრული წვა)

$4NH_3 + 3O_2 \rightarrow 2N_2 + 6H_2O$

$4FeS_2 + 11O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3 + 8SO_2$

ჟანგბადში იწვის ორგანული ნივთიერებებიც:

$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$

$2C_2H_2 + 5O_2 \rightarrow 4CO_2 + 2H_2O$

$C_2H_5OH + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 3H_2O$

ჟანგბადი უდიდესი მნიშვნელობის მარტივი ნივთიერებაა, ურომლისოდაც წარმოუდგენელია სიცოცხლე. ჟანგბადის მონაწილეობით ხორციელდება უმნიშვნელოვანესი სასიცოცხლო პროცესი – სუნთქვა. სუნთქვის დროს ორგანიზმში მიმდინარეობს ნელი ჟანგვა (გამოიყოფა სითბო, მაგრამ სინათლის გამოყოფა არ ხდება). გამოყოფილი ენერგია ორგანიზმის ცხოველქმედებას ხმარდება. ჟანგბადი ასევე დიდ როლს ასრულებს ბუნებაში მიმდინარე ჟანგვისა და ლპობის პროცესებში. ლპობა (მაგალითად, ცილების) ჰაერზე ორგანულ ნივთიერებათა ნელი ჟანგვაა.

გამოყენება. ჟანგბადის გამოყენება ემყარება მის თვისებას - ხელი შეუწყოს წვას და სუნთქვას. ჟანგბადში წყალბადის, აცეტილენის წვისას ვითარდება ძლიერ მაღალი ტემპერატურა (~3000^{0}C), ამიტომ ჟანგბადში საწვავი აირების წვა გამოყენებულია ლითონთა საჭრელად და მათი შედუღებისათვის.

თხევადი ჟანგბადისა და ფოროვანი საწვავი ნივთიერებების (ხის ნაბერი, ხის ფქვილი, მშრალი ხავსი) ნარევი, ე. წ. ოქსილიქვიდები (ლათ. oxsygenium - ჟანგბადი, liquidus - თხევადი), გამოიყენება ასაფეთქებელ საშუალებად მადნების მოპოვებისას, რკინიგზის ლიანდაგების, გვირაბების, ჯებირების მშენებლობის დროს. თხევადი ჟანგბადი გამოიყენება რაკეტის ძრავებში.

ჟანგბადი გამოიყენება ყველა შემთხვევაში, როცა ადამიანს სუნთქვისთვის ბუნებრივი ჟანგბადი არ ჰყოფნის. კერძოდ, მაღაროს მაშველ აპარატებში, კოსმოსურ ხომალდებზე, ხანძრის დროს, წყალქვეშა და მიწისქვეშა სამუშაოების შესრულებისას. გამოიყენება მედიცინაში - ავადმყოფებისათვის სუნთქვის გაადვილების მიზნით.

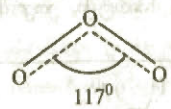
ჟანგბადის არეში ჟანგვის რეაქციები უფრო ინტენსიურად მიმდინარეობს, ვიდრე ჰაერში. ამიტომ ჟანგვის პროცესების ინტენსიფიკაციისათვის იყენებენ ჟანგბადით გამდიდრებულ ჰაერს ან სუფთა ჟანგბადს. ამ მიზნით ჟანგბადი წარმატებით გამოიყენება როგორც ქიმიურ მრეწველობაში (გოგირდმჟავას, აზოტმჟავას წარმოება), ასევე მეტალურგიულ წარმოებაში. ბრძმედში ჟანგბადით გამდიდრებული ჰაერის ჩაბერვისას მნიშვნელოვნად იზრდება ალის ტემპერატურა, რის გამოც ჩქარდება გამოდნობის პროცესი და იზრდება ღუმელის წარმადობა. უფრო დიდ ეფექტს იძლევა ჰაერის ჟანგბადით ნაწილობრივი ან მთლიანი შეცვლა ფოლადის გამოდნობისას ჟანგბად-კონვერტორული ან მარტენის მეთოდებით, ვინაიდან ადვილი აქვს არა მარტო პროცესის ინტენსიფიკაციას, არამედ მიღებული ფოლადის ხარისხის გაუმჯობესებას. ჟანგბადით გამდიდრებული ჰაერი გამოიყენება ფერად მეტალურგიაშიც, კერძოდ თუთიის, სპილენძის და სხვა ლითონების სულფიდური მადნების გამოწვის პროცესში.

§8.2. ოზონი

ოზონი ჟანგბადის ალოტროპიული სახესხვაობაა. მის მოლეკულას კუთხური აღნაგობა აქვს, ბმებს შორის კუთხე 117^0-ია, ელექტრონული და აღნაგობის ფორმულებია:



π-ბმის ელექტრონული სიმკვრივე თანაბრად ნაწილდება, ანუ დელოკალიზებულია სამივე ატომზე, რასაც შემდეგნაირად გამოსახავენ:



ოზონი (ბერძნ. ozon – სუნის მქონე) ჟანგბადისაგან თვისებებით ძლიერ განსხვავდება. ის მოცისფრო, დამახასიათებელი სუნის, ჟანგბადზე 1,5-ჯერ მძიმე აირია. წყალში მცირედ იხსნება, მაგრამ უკეთ, ვიდრე ჟანგბადი. ტოქსიკურია.

ოზონს დიდი ქიმიური აქტივობა ახასიათებს. ერთ-ერთი ძლიერი მჟანგავია, უფრო ძლიერი, ვიდრე ჟანგბადი; ჩვეულებრივ პირობებში ჟანგავს ისეთ ნივთიერებებს, რომლებთანაც ჟანგბადი არ ურთიერთქმედებს, მაგალითად, ვერცხლს:

$$2Ag + O_3 \rightarrow Ag_2O + O_2$$

შავი ფერის ტყვიის სულფიდს ჟანგავს თეთრი ფერის სულფატამდე:

$$PbS + 4O_3 \rightarrow PbSO_4 + 4O_2$$

KI-ის ხსნარიდან ამეცებს იოდს:

$$2KI + O_3 + H_2O \rightarrow I_2 + 2KOH + O_2$$

ამ რეაქციას იყენებენ ოზონის აღმოსაჩენად და მისი რაოდენობითი განსაზღვრისათვის. სახამებლიან კალიუმის იოდიდის ხსნარში ოზონის შემცველი აირების გატარებისას ხსნარი ლურჯდება (იოდი სახამებელთან იძლევა ლურჯ შეფერილობას).

ოზონი მიიღება ჟანგბადში ელექტრული განმუხტვის დროს, აგრეთვე, ელვა-ჭექის დროს. ხელსაწყოს, რომლითაც ღებულობენ ოზონს, ოზონატორი ეწოდება.

ჟანგბადის ოზონად გარდაქმნის რეაქცია გამოისახება განტოლებით:

$$3O_2 \rightleftharpoons 2O_3, +\Delta H$$

ოზონი ენდოთერმული, არამდგრადი ნაერთია. ადვილად იშლება:

$$O3 \rightarrow O_2 + O$$
$$2O \rightarrow O_2$$

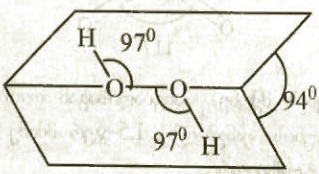
ოზონის მოლეკულისაგან ჩამოცილებული ჟანგბადის ატომი განაპირობებს ჟანგბადთან შედარებით ოზონის უფრო ძლიერ მჟანგავ უნარს.

ოზონს მცირე რაოდენობით შეიცავს ატმოსფეროს ზედა ფენა (22 კმ სიმაღლეზე). ის წარმოიქმნება ჟანგბადიდან მზის ულტრაიისფერი სხივების მოქმედებით. მართალია, ატმოსფეროში ოზონი მცირე რაოდენობითაა (10^{-6}% მოცულობით), მაგრამ მისი როლი ძლიერ დიდია – უზრუნველყოფს სასიცოცხლო პირობებს დედამიწაზე, შთანთქავს მზის ულტრაიისფერ გამოსხივებას, რომელიც დიდი რაოდენობით საზიანოა ცოცხალი ორგანიზმებისათვის. გარდა ამისა, ოზონის დაშლის დროს გამოყოფილი ენერგია ხელს უწყობს ატმოსფეროს ზედა ფენებში შედარებით მაღალი ტემპერატურის შენარჩუნებას.

ოზონი სპობს მიკროორგანიზმებს, ამიტომ იყენებენ ჰაერის, წყლის სადეზინფექციოდ.

§8.3. წყალბადის პეროქსიდი

წყალბადის პეროქსიდი - H_2O_2 მოცისფრო, ბლანტი სითხეა. -2^0C-ზე წარმოქმნის თეთრ კრისტალურ მასას. კარგად იხსნება წყალში, სპირტში, ეთერში. მისი მოლეკულის აღნაგობა შეიძლება ასე გამოისახოს:



თხევად მდგომარეობაში წყალბადის პეროქსიდის მოლეკულები, წყლის მოლეკულათა მსგავსად, ასოცირებულია წყალბადური ბმებით. ამასთან, ამ უკანასკნელთა რაოდენობა უფრო მეტია, ვიდრე წყლის შემთხვევაში, რადგან პეროქსიდის შედგენილობაში ერთი ატომით მეტი ჟანგბადია. აქედან გამომდინარე, წყალბადის პეროქსიდის სიბლანტე, სიმკვრივე და დუღილის ტემპერატურა (150,2^{0}C)

წყალისაზე მეტია. —O—O— ბმები არამდგრადია და ადვილად იშლება ატომური ჟანგბადის გამოყოფით:

$$H_2O_2 \rightarrow H_2O + O$$

ამ თვისების გამო წყალბადის პეროქსიდი ძლიერ მჟანგავ ბუნებას ავლენს და ფართოდ გამოიყენება ყოფა-ცხოვრებასა და ტექნიკაში. სუფთა პეროქსიდი, ან მისი კონცენტრირებული წყალხსნარი აფეთქებით იშლება. H_2O_2-ის 30%-იანი ხსნარი ცნობილია პერჰიდროლის სახელწოდებით.

ლაბორატორიაში წყალბადის პეროქსიდს ღებულობენ ბარიუმის პეროქსიდზე განზავებული გოგირდმჟავას დამატებით:

$$BaO_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4\downarrow + H_2O_2$$

ქიმიურ რეაქციებში ის, ძირითადად, მჟანგავის როლში გვევლინება. მაგალითად:

$$PbS + 4H_2O_2 \rightarrow PbSO_4 + 4H_2O$$

$$H_2SO_3 + H_2O_2 \rightarrow H_2SO_4 + H_2O$$

ძლიერ მჟანგავებთან წყალბადის პეროქსიდი აღმდგენია:

$$2KMnO_4 + 5H_2O_2 + 3H_2SO_4 \rightarrow 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 5O_2 + 8H_2O$$

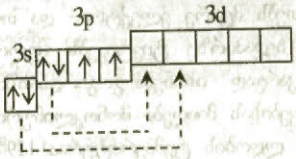
წყალბადის პეროქსიდი გამოიყენება მედიცინაში ანტისეპტიკურ საშუალებად, სინთეზურ გამრეცხ საშუალებებში არსებული მთეთრებლების მისაღებად.

§8.4. გოგირდი

გოგირდი პერიოდული სისტემის III პერიოდის, VI ჯგუფის მთავარი ქვეჯგუფის ელემენტია. ქიმიური სიმბოლო - S (Sulfur). ატომური ნომერი - 16. A_r=32,064.

ელექტრონების განაწილება ენერგეტიკულ დონეებზე: $_{16}S$—2.8.6. ელექტრონული ფორმულა: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.

გარე ენერგეტიკული დონის ორბიტალებზე ელექტრონების განაწილება:

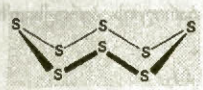


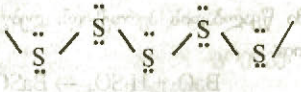
ბუნებაში გავრცელებული ელემენტი გოგირდი ოთხი მდგრადი იზოტოპის ^{32}S, ^{33}S, ^{34}S, ^{36}S ნარევია, მასური წილებით 95%, 0,76%, 4,22%, 0,014%, შესაბამისად.

გავრცელება ბუნებაში. გოგირდი ფართოდ გავრცელებულ ელემენტებს მიეკუთვნება. ბუნებაში გვხვდება როგორც თავისუფალი (თვითნაბადი), ისე ნაერთების სახით. მიწის წიაღი გაცილებით მდიდარია გოგირდის ნაერთებით: ლითონთა სულფიდებით (ალმადანი ანუ პირიტი - FeS_2, თუთიის მატყუარა - ZnS, ტყვიის კრიალა - PbS, ქალკოზინი - Cu_2S, ქალკოპირიტი - $CuFeS_2$, სინგური - HgS) და სულფატებით (მირაბილიტი ანუ გლაუბერის მარილი - $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$, თაბაშირი - $CaSO_4 \cdot 2H_2O$, ანჰიდრიტი - $CaSO_4$, ბარიტი - $BaSO_4$, მწარე მარილი - $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ და სხვ.).

გოგირდი მიეკუთვნება იმ ელემენტთა რიცხვს, ურომლისოდაც შეუძლებელია სიცოცხლე, ვინაიდან ის შედის ცილების შედგენილობაში. ბიოქიმიური პროცესების შედეგად იგი იაფანგება გოგირდმჟავამდე, რომელიც ნაწლავებში წარმოქმნილ მომწამლავ ნივთიერებებს აუნებოვნებს.

ფიზიკური თვისებები. როგორც ატომის აღნაგობიდან ჩანს, გოგირდს გარე შრეზე აქვს ორი გაუწყვილებელი p ელექტრონი, მაგრამ ის ჟანგბადის მსგავსად არ წარმოქმნის ორატომიან მოლეკულებს, ვალენტობის ორ ერთეულს ხარჯავს ორი სხვა ატომის მიერთებაზე. შედეგად მიიღება რვაატომიანი ციკლური მოლეკულები ან გრძელი ჯაჭვები. ციკლში ატომები ერთ სიბრტყეში არ არის განლაგებული. მეზობელ ატომბირთვებს შორის მანძილი 0,205 ნმ-ია, ხოლო სავალენტო კუთხე 108^0-ს შეადგენს

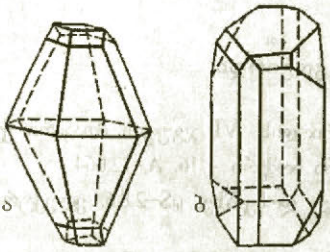




ამგვარად, გოგირდს აქვს ალოტროპიული სახესხვაობების წარმოქმნის უნარი. ასეთი სახესხვაობებია რომბული, მონოკლინური და პლასტიკური (ამორფული) გოგირდი.

რომბული და მონოკლინური გოგირდის კრისტალური სტრუქტურა მოლეკულურია, მესრის კვანძებში განლაგებულია S_8 მოლეკულები. მაგრამ ისინი განსხვავდებიან მოლეკულების წყობით კრისტალში ანუ კრისტალების ფორმით. ალოტროპიის ეს სახე ცნობილია პოლიმორფიზმის სახელწოდებით (ბერძნ. poly - ბევრი, morphe - ფორმა) (იხ. სურათი 8.1).

ჩვეულებრივ პირობებში მდგრადი მოდიფიკაციაა რომბული გოგირდი. სწორედ ამ მოდიფი-



სურათი 8.1. რომბული (ა) და მონოკლინური (ბ) გოგირდის კრისტალების ფორმა

კაციისაა ბუნებრივი გოგირდი. ის ყვითელი ფერის მყიფე ნივთიერებაა, ლღობის ტემპერატურაა 112,8^{0}C, სიმკვრივე – 2,07გ/სმ^3,. ახასიათებს მცირე ელექტრო- და თბოგამტარობა. წყალში არ იხსნება და არც სველდება, წყლის ზედაპირზე ტივტივებს (ფლოტაციის უნარი). მცირედ იხსნება ბენზოლში, სპირტში, ეთერში, კარგად იხსნება გოგირდნახშირბადში.

გამლღვალი გოგირდის ნელი გაცივებისას მიიღება მონოკლინური გოგირდი მუქი ყვითელი ნემსისებური კრისტალების სახით. მისი ლღობის ტემპერატურაა 119^{0}C, სიმკვრივე – 1,96 გ/სმ^3. მონოკლინური გოგირდი მდგრადია მხოლოდ 96^{0}C-ის ზემოთ, ჩვეულებრივ პირობებში თანდათან გარდაიქმნება რომბულ გოგირდად.

გამლღვალი გოგირდი ყვითელი, გამჭვირვალე, მოძრავი სითხეა. 160^{0}C-ის ზემოთ გაცხელებისას ის მუქ, ბლანტ სითხედ გარდაიქმნება. მისი სწრაფი გაცივებისას (გამლღვალი გოგირდის ნაკადის ცივ წყალში ჩასხმით) მიიღება ამორფული სახესხვაობა - პლასტიკური გოგირდი S_∞ ყავისფერი რეზინისმაგვარი მასა, რომელიც გაჭიმვისას იწელება, მოშვებისას კი მოკლდება.

პლასტიკური გოგირდის მოლეკულები გოგირდის ატომების გრძელი ჯაჭვებია; გაუჭიმავ პლასტიკურ გოგირდში ეს ჯაჭვები უწესრიგოდაა გადახლართული, გაჭიმვისას სწორდება და გამჭიმავი ძალის მიმართულებით ერთმანეთის მიმართ პარალელურად ლაგდება, მოშვებისას კი ისევ იხვევა.

პლასტიკური გოგირდის წარმოქმნა შეიძლება აიხსნას შემდეგნაირად: გახურებისას გოგირდის ციკლური მოლეკულები იხლიჩება და უერთდება ერთმანეთს ელასტიკური თვისების მქონე გრძელი პოლიმერული ჯაჭვების წარმოქმნით.

გოგირდი დულს 444,6^{0}C-ზე. ტემპერატურის შემდგომი გადიდებისას ორთქლში ატომთა რიცხვი მოლეკულაში თანდათანობით მცირდება:

$$S_8 \rightleftarrows S_6 \rightleftarrows S_4 \rightleftarrows S_2 \rightleftarrows S$$

900^{0}C-ის ზემოთ გოგირდის ორთქლი ორატომიანი მოლეკულებისაგან შედგება. მათ, ჟანგბადის მსგავსად, პარამაგნიტური თვისებები ახასიათებთ. 1500^{0}C-ის ზემოთ მიმდინარეობს S_2 მოლეკულების თერმული დისოციაცია ცალკეულ ატომებად.

მიღება. 1. გოგირდს იღებენ თვითნაბადი გოგირდის საბადოს დამუშავებით. ამ მიზნით საბადოში მილით წნევის ქვეშ შეჰყავთ გადახურებული წყლის ორთქლი, მეორე მილით ჩატუმბავენ შეკუმშულ ჰაერს, რომლის მოქმედებითაც გამდნარი გოგირდი მესამე მილით ამოდის საბადოდან. შერეული ქანებისაგან განთავისუფლების მიზნით გოგირდს ადნობენ და გამოხდიან. ორთქლის კონდენსაციით ღებულობენ გოგირდის ფხვნილს.

2. გოგირდს იღებენ, აგრეთვე, გოგირდწყალბადისა და ჰაერის გატარებით გააქტივებულ ნახშირზე, რომელიც კატალიზატორის როლს ასრულებს:

$$2H_2S + O_2 \rightarrow 2S + 2H_2O$$

3. გოგირდოვანი აირის კოქსით ან წყალბადით აღდგენით მაღალ ტემპერატურაზე:

$$C + SO_2 \rightarrow S + CO_2$$

4. პირიტის გახურებით:

$$FeS_2 \xrightarrow{600^0C} FeS + S$$

ქიმიური თვისებები. გოგირდი აქტიური არალითონია. მას აქვს დაუმთავრებელი გარე ელექტრონული შრე, შეუძლია შეეერთოს ორი ელექტრონი და გამთავლინოს –2-ის ტოლი ჟანგვის ხარისხი. ასეთი ჟანგვის ხარისხი მას აქვს ლითონებთან და წყალბადთან ნაერთებში, მაგრამ უფრო ელექტროუარყოფით ელემენტებთან (მაგალითად, ჟანგბადთან, ქლორთან) ავლენს, აგრეთვე, დადებით +2, +4, +6-ის ტოლ ჟანგვის ხარისხს.

1. გოგირდი იწვის ჰაერზე ცისფერი, ხოლო ჟანგბადში კაშკაშა ლურჯი ალით, რის შედეგადაც, ძირითადად, წარმოიქმნება დამახასიათებელი მკვეთრი სუნის მქონე გოგირდ(IV)-ის ოქსიდი:

$$S + O_2 \rightarrow SO_2$$

2. გოგირდი გახურებისას უერთდება ყველა ლითონს, გარდა კეთილშობილი ლითონებისა (ოქრო, პლატინა და სხვ.), სულფიდების წარმოქმნით. მაგალითად:

$$Fe + S \rightarrow FeS$$
$$2Al + 3S \rightarrow Al_2S_3$$
$$2Cu + S \rightarrow Cu_2S$$
$$Zn + S \rightarrow ZnS$$

ვერცხლისწყალთან ურთიერთქმედებს ოთახის ტემპერატურაზე:

$$Hg + S \rightarrow HgS$$

ამ რეაქციას იყენებენ ლაბორატორიაში ვერცხლისწყლის (მისი ორთქლი ძლიერ ტოქსიკურია) დაღერისას.

3. გამდნარ გოგირდში წყალბადის გატარებისას მიიღება არასასიამოვნო სუნის აირი – გოგირდწყალბადი:

$$H_2 + S \rightarrow H_2S$$

4. გოგირდი მაღალ ტემპერატურაზე უერთდება სხვა არალითონებსაც:

$$S + 3F_2 \rightarrow SF_6$$

$$S + Cl_2 \rightarrow SCl_2$$

$$C + 2S \rightarrow CS_2$$

$$2P + 3S \rightarrow P_2S_3$$

არ ურთიერთქმედებს აზოტთან და იოდთან.

გოგირდი ლითონებთან, წყალბადთან და ნაკლებელექტროუარყოფით არალითონებთან, მაგალითად, ფოსფორთან, ნახშირბადთან, მეტწილად, ხოლო უფრო ელექტროუარყოფით არალითონებთან, მაგალითად, ჟანგბადთან, ფთორთან, ქლორთან - აღმდგენი.

5. გოგირდს ჟანგავს კონცენტრირებული გოგირდმჟავა და აზოტმჟავა:

$$S + 2H_2SO_4 \rightarrow 3SO_2 + 2H_2O$$

$$S + 6HNO_3 \rightarrow H_2SO_4 + 6NO_2 + 2H_2O$$

გამოყენება. გოგირდის მსოფლიო წარმოების ~50% იხარჯება გოგირდმჟავას მისაღებად. იყენებენ კაუჩუკის ვულკანიზაციისთვის, სოფლის მეურნეობაში – მცენარეთა მავნებლების წინააღმდეგ საბრძოლველად, ასანთისა და დენთის წარმოებაში. ანტიმიკრობული და ანტიპარაზიტული მოქმედების გამო გასუფთავებული გოგირდი გამოიყენება მედიცინაში კანის დაავადებათა სამკურნალო მალამოების დასამზადებლად.

§8.5. გოგირდწყალბადი

გოგირდი წყალბადთან წარმოქმნის გოგირდწყალბადს ანუ წყალბადის სულფიდს - H_2S.

გოგირდწყალბადი უფერო, დამახასიათებელი, უსიამოვნო სუნის აირია (ლაყე კვერცხს აქვს



გოგირდწყალბადის სუნი). მოწამლავია, მოქმედებს ნერვულ სისტემაზე, შლის სისხლში ჰემოგლობინს, გამოაქვს მისგან რკინა სულფიდის წარმოქმნით, ამიტომ H_2S-ის მცირე რაოდენობით ხანგრძლივი ჩასუნთქვაც კი სიცოცხლისათვის საშიშ მოწამვლას იწვევს. წყალში კარგად იხსნება. 20^0C-ზე და 101,325 კპა წნევაზე 1 მოცულობა წყალში იხსნება 2,9 მოცულობა გოგირდწყალბადი.

გოგირდწყალბადი ბუნებაში წარმოიქმნება ყველგან, სადაც კი გოგირდშემცველი მცენარეული და ცხოველური ნაშთები ლპება. მას მცირე რაოდენობით შეიცავს გოგირდოვანი მინერალური წყლები, აგრეთვე ვულკანური წარმოშობის აირები.

მიღება. გოგირდწყალბადი შეიძლება მივიღოთ გოგირდის წყალბადთან უშუალოდ ურთიერთქმედებით მაღალ ტემპერატურაზე:

$$H_2 + S \rightleftarrows H_2S$$

ამ რეაქციას პრაქტიკული მნიშვნელობა არა აქვს, რადგან 300^0C-მდე რეაქციის სიჩქარე დაბალია, ტემპერატურის მომატებისას კი წონასწორობა იხრება საწყისი ნივთიერებების მხარეს.

გოგირდწყალბადს, ძირითადად, ღებულობენ რკინა(II)-ის სულფიდზე განზავებული მარილმჟავას ან გოგირდმჟავას მოქმედებით:

$$FeS + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2S\uparrow$$

ის წარმოქმნა, აგრეთვე, ალუმინის სულფიდის ჰიდროლიზის შედეგად:

$$Al_2S_3 + 6H_2O \rightarrow 2Al(OH)_3\downarrow + 3H_2S\uparrow$$

ქიმიური თვისებები. 1. გოგირდწყალბადი ნაკლებად მდგრადია, ვიდრე წყალი. გახურებისას ადვილად იშლება: $H_2S \rightarrow H_2 + S$

2. ჰაერზე იწვის ცისფერი ალით, ამ დროს შეიგრძნობა გოგირდ(IV)-ის ოქსიდის დამახასიათებელი სუნი:

$$2H_2S + 3O_2 \rightarrow 2SO_2 + 2H_2O$$

თუ ალში ცივ საგანს შევიტანთ, ალის გაცივების გამო გოგირდწყალბადი არასრულად იწვის და საგანზე დაილექება გოგირდი ყვითელი ლაქების სახით:

$$2H_2S + O_2 \rightarrow 2S + 2H_2O$$

იგივე რეაქცია ხორციელდება ჟანგბადის ნაკლებობის პირობებში და მას იყენებენ მრეწველობაში გოგირდწყალბადიდან გოგირდის მისაღებად.

3. გოგირდწყალბადის წყალხსნარს მჟავა რეაქცია აქვს, ლაკმუსის ისფერ ხსნარს აწითლებს. მას გოგირდწყალბადიან წყალს ან გოგირდწყალბადმჟავას უწოდებენ.

გოგირდწყალბადმჟავა სუსტი მჟავაა, უფრო სუსტი, ვიდრე ნახშირმჟავა. ეს უკანასკნელი აძევებს გოგირდწყალბადს სულფიდებიდან. დისოციაციის ხარისხი ძლიერ დაბალია. დისოცირდება, ძირითადად, პირველი საფეხურით:

$$H_2S \rightleftharpoons H^+ + HS^- \qquad H_2S + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HS^- \qquad k_1=10^{-8}$$

ან

$$HS^- \rightleftharpoons H^+ + S^{2-} \qquad HS^- + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + S^{2-} \qquad k_2=10^{-13}$$

დისოციაცია მეორე საფეხურით უმნიშვნელოა და ადგილი აქვს მხოლოდ ძლიერი განზავებისას. ის ორფუძიანი მჟავაა და წარმოქმნის ორი რიგის მარილებს: საშუალო მარილებს ანუ სულფიდებს და მჟავა მარილებს ანუ ჰიდროსულფიდებს. ისინი მიიღებიან ტუტის ხსნარში გოგირდწყალბადის გატარებით:

$$H_2S + NaOH \rightarrow NaHS + H_2O$$

$$H_2S + 2NaOH \rightarrow Na_2S + 2H_2O$$

ჰიდროსულფიდები წყალში ხსნადია, სულფიდებიდან კი ხსნადია ტუტე ლითონებისა და ამონიუმის სულფიდები. დანარჩენ ლითონთა სულფიდები წყალში პრაქტიკულად უხსნადი, ან მცირედ ხსნადია. ზოგიერთი მათგანი არ იხსნება ძლიერ მჟავათა განზავებულ ხსნარებშიც. ამიტომ ასეთი სულფიდების მიღება შეიძლება შესაბამის მარილთა ხსნარებში H_2S-ის გატარებით:

$$CuSO_4 + H_2S \rightarrow CuS\downarrow + H_2SO_4$$

$$HgCl_2 + H_2S \rightarrow HgS\downarrow + 2HCl$$

$$NiSO_4 + H_2S \rightarrow NiS\downarrow + H_2SO_4$$

ზოგიერთ სულფიდს აქვს დამახასიათებელი შეფერილობა. მაგალითად, CuS, PbS - შავია, CdS - ყვითელი, ZnS - თეთრი, MnS - ვარდისფერი და სხვა.

გოგირდწყალბადის ან რომელიმე სულფიდის ხსნარზე ტყვიის ხსნადი მარილის დამატებისას გამოიყოფა ტყვიის სულფიდის შავი ნალექი:

$$H_2S + Pb(NO_3)_2 \rightarrow PbS\downarrow + 2HNO_3$$

$$H_2S + Pb_2+ \rightarrow 2H+ + PbS\downarrow$$

$$Na_2S + Pb(NO3)_2 \rightarrow PbS\downarrow + 2NaNO_3$$

$$S^{2-} + Pb2^+ \rightarrow PbS\downarrow$$

ტყვიის ხსნადი მარილი გოგირდწყალბადმჟავას და მისი ხსნადი მარილების აღმოჩენი რეაქტივია. გოგირდწყალბადის აღმოჩენა შეიძლება ტყვიის ხსნადი მარილის ხსნარით გაჟღენთილი ქაღალდითაც, რომლის გაშავება მიუთითებს ჰაერში ან ხსნარში გოგირდწყალბადის ან მისი ხსნადი მარილის არსებობაზე. სულფიდების სხვადასხვა ხსნადობაზე და შეფერილობაზეა დამყარებული ლაბორატორიულ პრაქტიკაში მძიმე ლითონთა იონების თვისებით და რაოდენობით ანალიზში H_2S-ის გამოყენება.

გოგირდწყალბადი ძლიერი აღმდგენია. მის აღმდგენ ბუნებას განაპირობებს ხსნარში სულფიდ-იონების არსებობა, რომელიც ადვილად კარგავს ელექტრონებს, ე. ი. იჟანგება და ნეიტრალურ ატომებად გარდაიქმნება. ამიტომ, თუ ბრომიან ან იოდიან ხსნარში გავატარებთ გოგირდწყალბადს, ხსნარი უფერულდება და ამავე დროს იძვრევა თავისუფალი გოგირდის გამოყოფის გამო:

$$H_2S + Br_2 \rightarrow 2HBr + S$$
$$H_2S + I_2 \rightarrow 2HI + S$$

გოგირდწყალბადს მის წყალხსნარებში ჟანგავს ჰაერის ჟანგბადიც:

$$2H_2S + O_2 \rightarrow 2H_2O + 2S,$$

რაც ადასტურებს, რომ ჟანგბადის მჟანგავი უნარი აღემატება გოგირდისას. ამ რეაქციით აიხსნება ის ფაქტი, რომ გოგირდწყალბადი ბუნებაში არ გროვდება დიდი რაოდენობით ორგანული ნაშთების ლპობისას; ჰაერის ჟანგბადი ჟანგავს მას.

როგორც ძლიერი აღმდგენი, იჟანგება სხვადასხვა მჟანგავითაც:

$$3H_2S + K_2Cr_2O_7 + 4H_2SO_4 \rightarrow 3S + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + 7H_2O$$
$$H_2S + 2FeCl_3 \rightarrow S + 2FeCl_2 + 2HCl$$

როგორც წყალბადი ჟანგბადთან წყლის გარდა წარმოქმნის წყალბადის პეროქსიდს, ასევე გოგირდიც გვაძლევს H_2S_2-ს. ცნობილია უფრო მეტი გოგირდის ატომების შემცველი წყალბადნაერთები: H_2S_3, H_2S_4, H_2S_5. ამ ნაერთებს ძლიერ სუსტი მჟავა ბუნება აქვს და წარმოქმნის მარილებს - პოლისულფიდებს. კარგადაა შესწავლილი ტუტე ლითონებისა და ამონიუმის დისულფიდები, რომელთა მიღება შეიძლება გოგირდის გაცხელებით სულფიდთა ხსნარებთან. მაგალითად, $K_2S + S \rightarrow K_2S_2$. ბუნებაში გავრცელებული ამ რიგის ნაერთების შედარებით მდგრადი წარმომადგენელია რკინა(II)-ის დისულფიდი FeS_2, რომელიც განიხილება როგორც დიგოგირდწყალბადმჟავას მარილი და ცნობილია რკინის კოლჩედანის, გოგირდის ალმადნისა და პირიტის სახელწოდებით.

§8.6. გოგირდის ოქსიდები და გოგირდოვანმჟავა

§8.6.1. გოგირდ(IV)-ის ოქსიდი

გოგირდ(IV)-ის ოქსიდი - SO_2, რომელსაც ავრეთვე გოგირდის დიოქსიდს, გოგირდოვან ანჰიდრიდს ან გოგირდოვან აირს უწოდებენ, უფერო, დამახასიათებელი მკვეთრი სუნის აირია. ჰაერზე 2,2-ჯერ მძიმეა. 101,325კპა წნევაზე, -10^0C-ზე თხევადდება. წყალში კარგად იხსნება; 20^0C-ზე და იმავე წნევაზე 1 მოცულობა წყალში იხსნება 40 მოცულობა SO_2.

მოლეკულას კუთხური აღნაგობა აქვს. სავალენტო კუთხე 119^0-ია. ატომებს შორის ბმა პოლარულ-კოვალენტურია.



მიღება. გოგირდის დიოქსიდს ლაბორატორიაში იღებენ:

1. გოგირდის დაწვით ჰაერში ან ჟანგბადში:

$$S + O_2 \rightarrow SO_2$$

2. მყარ სულფიტზე ან ჰიდროსულფიტზე წვეთწვეთობით გოგირდმჟავას დამატებით:

$$Na_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + SO_2\uparrow + H2O$$

$$NaHSO_3 + H_2SO_4 \rightarrow NaHSO_4 + SO_2\uparrow + H_2O$$

3. სპილენძზე კონცენტრირებული გოგირდმჟავას მოქმედებით:

$$Cu + 2H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + SO_2\uparrow + 2H_2O$$

მრეწველობაში SO_2-ს ღებულობენ გოგირდის დაწვით ჟანგბადში, პირიტის და ფერად ლითონთა სულფიდების (მაგალითად, ZnS, CuS, PbS და სხვ.) გამოწვით:

$$4FeS_2 + 11O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3 + 8SO_2$$

$$2ZnS + 3O_2 \rightarrow 2ZnO + 2SO_2$$

გოგირდწყალბადის წვით:

$$2H_2S + 3O_2 \rightarrow 2SO_2 + 2H_2O$$

ქიმიური თვისებები. გოგირდ(IV)-ის ოქსიდი მჟავა ოქსიდია. წყალში გახსნისას წარმოქმნის მჟავას - გოგირდოვანმჟავას, რომელიც მხოლოდ წყალხსნარებში არსებობს:

$$H_2O + SO_2 \rightleftarrows H_2SO_3$$

ხსნარს გოგირდოვანი აირის სუნი აქვს, მისგან ამ უკანასკნელის აქროლების გამო.

გოგირდოვანი აირი, როგორც მჟავა ოქსიდი, წარმოქმნის მარილებს ტუტეებთან და ფუძე ოქსიდებთან:

$$SO_2 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_3 + H_2O$$

$$SO_2 + NaOH \rightarrow NaHSO_3$$

$$SO_2 + CaO \rightarrow CaSO_3$$

გაცხელებით (400–450^{0}C-ზე) კატალიზატორის (V_2O_5) თანაობისას იერთებს ჰაერის ჟანგბადს და გარდაიქმნება გოგირდ(VI)-ის ოქსიდად:

$$2SO_2 + O_2 \rightleftarrows 2SO_3$$

ამ რეაქციაში SO_2 აღმდგენია. ასეთივე თვისებას ავლენს ის შემდეგ რეაქციებშიც:

$$SO_2 + Br_2 + 2H_2O \rightarrow 2HBr + H_2SO_4$$

$$SO_2 + 2HNO_3 \rightarrow H_2SO_4 + 2NO_2$$

$$5SO_2 + 2KMnO_4 + 2H_2O \rightarrow 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 2H_2SO_4$$

$$SO_2 + PbO_2 \rightarrow PbSO_4$$

SO_2, გარდა აღმდგენი ბუნებისა, რომელიც უფრო ძლიერად ვლინდება მასში, ამჟღავნებს მჟანგავ თვისებებსაც:

$$2H_2S + SO_2 \rightarrow 3S + 2H_2O$$

$$2H_2 + SO_2 \rightarrow S + 2H_2O$$

გამოყენება. გოგირდოვანი აირის ძირითადი მომხმარებელია გოგირდმჟავას წარმოება. ის ანტისეპტიკური საშუალებაა, სპობს მიკროორგანიზმებს, ამიტომ იყენებენ ბოსტნეულის, ხილის შესანრჩილებლად მათი ლპობის თავიდან აცილების მიზნით; ღვინის კასრებში ობის მოსასპობად.

გოგირდოვანი აირი აუფერულებს მრავალ საღებარს, რადგან წარმოქმნის მათთან უფერო ნაერთებს. მაგრამ მიღებული ნაერთები არამდგრადებია, შეიძლება გაცხელებით ან სინათლის მოქმედებით ადვილად დაიშალოს და ქსოვილმა აღიდგინოს პირვანდელი ფერი.

§8.6.2. გოგირდოვანმჟავა

გოგირდოვანმჟავა საშუალო სიძლიერის მჟავაა. მიიღება გოგირდოვანი აირის წყალთან ურთიერთქმედებით:

$$SO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2SO_3$$

არამდგრადი ნაერთია, ადვილად იშლება SO_2-ად და H_2O-დ. ამიტომ თავისუფალი სახით არ მიიღება, არსებობს მხოლოდ წყალხსნარებში. რეაქცია შექცევადია. გახსნილი აირის მხოლოდ ნაწილია გოგირდოვანმჟავას სახით, რის გამოც ხსნარს აქვს SO_2-ის სუნი. გაცხელებისას ხსნარიდან გამოიყოფა SO_2 და წონასწორობა გადაიხრება მარცხნივ. ხანგრძლივი დულილით ის შეიძლება ხსნარიდან სრულად გამოვყოთ.

გოგირდოვანმჟავა ორფუძიანი მჟავაა და ორ საფეხურად დისოცირდება. პირველ საფეხურზე მისი დისოციაცია მცირეა, მეორეზე კი – მეტად უმნიშვნელო:

$$H_2SO_3 \rightleftharpoons H^+ + HSO_3^- \qquad k_1 = 1.7 \cdot 10^{-2}$$

$$HSO_3^- \rightleftharpoons H^+ + SO_3^{2-} \qquad k_2 = 6.2 \cdot 10^{8}$$

წარმოქმნის ორი რიგის მარილებს: საშუალო მარილებს ანუ სულფიტებს და მჟავა მარილებს ანუ ჰიდროსულფიტებს. ისინი მიიღებიან ტუტის ხსნარში SO_2-ის გატარებით:

$$SO_2 + 2KOH \rightarrow K_2SO_3 + H_2O$$

SO_2-ის ჭარბად გატარების შემთხვევაში მიმდინარეობს რეაქცია:

$$K_2SO_3 + H_2O + SO_2 \rightarrow 2KHSO_3$$

ყველა ჰიდროსულფიტი წყალში ხსნადია. სულფიტებიდან ხსნადია მხოლოდ ტუტე ლითონთა და ამონიუმის მარილები, დანარჩენი – უხსნადი ან მცირედ ხსნადია.

სულფიტ-იონის აღმოჩენა ბარიუმის იონი. წარმოიქმნება $BaSO_3$ - წყალში უხსნადი ნალექი, რომელიც იხსნება მჟავებში SO_2-ის გამოყოფით:

$$Na_2SO_3 + BaCl_2 \rightarrow BaSO_3\downarrow + 2NaCl$$
$$BaSO_3 + 2HCl \rightarrow BaCl_2 + SO_2\uparrow + H_2O$$

SO_2-ის ანალოგიურად გოგირდოვანმჟავა და მისი მარილები აქლენენ როგორც აღმდგენ, ისე მჟანგავ ბუნებას, მაგრამ პირველს უფრო ძლიერად. აღმდგენია რეაქციებში:

$$H_2SO_3 + Cl_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + 2HCl$$
$$5H_2SO_3 + 2KMnO_4 \rightarrow 2H_2SO_4 + 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 3H_2O$$
$$2Na_2SO_3 + O_2 \rightarrow 2Na_2SO_4$$
$$3Na_2SO_3 + 2KMnO_4 + H_2O \rightarrow 3Na_2SO_4 + 2MnO_2 + 2KOH$$

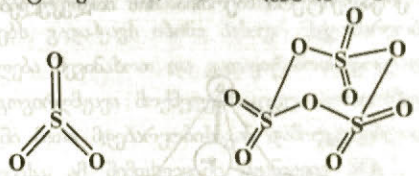
მჟანგავი:

$$H_2SO_3 + 2H_2S \rightarrow 3S + 3H_2O$$
$$Na_2SO_3 + 4NaI + 3H_2SO_4 \rightarrow 2I_2 + S + 3Na_2SO_4 + 3H_2O$$

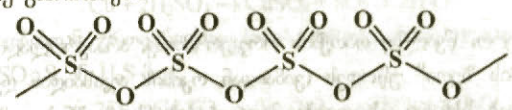
გოგირდოვანმჟავა, გოგირდოვანი აირის ანალოგიურად, გამაუფერებელი მოქმედებით ხასიათდება, რაც მის გამოყენებას განაპირობებს. SO_2 და H_2SO_3-ით ათეთრებენ შალს, აბრეშუმს, ქაღალდს, რომლებიც ქლორის მოქმედებით იშლებიან.

§8.6.3. გოგირდ(VI)-ის ოქსიდი

გოგირდ(VI)-ის ოქსიდი ანუ გოგირდის ტრიოქსიდი - SO_3 უფერო, აღვილად მოძრავი სითხეა. 17^{0}C-ზე მყარდება, ხოლო 45^{0}C-ზე აირად მდგომარეობაში გადადის. აირად ფაზაში ის შედგება SO_3-ის მოლეკულებისაგან, რომელთაც წესიერი სამკუთხედის ფორმა აქვთ, თხევად მდგომარეობაში – ციკლური ტრიმერის - $(SO_3)_3$ მოლეკულებისაგან:



ხოლო მყარ მდგომარეობაში აქვს პოლიმერული აღნაგობა - $(SO_3)_n$, რომლის გრძელი ჯაჭვის ფრაგმენტი ასე გამოისახება:



მიღება. ქიმიურ მრეწველობაში გოგირდის ტრიოქსიდი მიიღება გოგირდის დიოქსიდის დაჟანგვით:

$$2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3 \quad (400-450^0C, \text{კატალ. } V_2O_5)$$

ლაბორატორიაში მისი მიღება შეიძლება რკინის ან ალუმინის სულფატის დაშლით, გახურებისას:

$$Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow Fe_2O_3 + 3SO_3$$

ეს ხერხი SO_3-ის მიღების ძველი ხერხია, რომელიც ალქიმიკოსებმა შეიმუშავეს.

ქიმიური თვისებები. გოგირდის ტრიოქსიდი მჟავა ოქსიდია, ჰაერზე "ბოლავს". ნისლი გოგირდმჟავას უწვრილესი წვეთებია, რომლებიც წარმოიქმნება ოქსიდის ორთქლის შეერთებით ჰაერში არსებულ წყლის ორთქლთან.

გოგირდმჟავა წარმოიქმნება გოგირდის ტრიოქსიდის წყალში გახსნისას. რეაქცია მიმდინარეობს დიდი რაოდენობით სითბოს გამოყოფით:

$$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4, \quad \Delta H^0 = -79 \text{ კჯ/მოლი}$$

გოგირდ(VI)-ის ოქსიდს აქვს მჟავა ოქსიდის ტიპური თვისებები: ურთიერთქმედებს ტუტეებთან, ფუძე ოქსიდებთან და ამიაკიან წყალთან მარილების წარმოქმნით:

$$SO_3 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$$

$$SO_3 + NaOH \rightarrow NaHSO_4$$

$$SO_3 + BaO \rightarrow BaSO_4$$

$$SO_3 + 2NH_3 + H_2O \rightarrow (NH_4)_2SO_4$$

SO_3 ავლენს მხოლოდ ძლიერი მჟანგავის ბუნებას. მაგალითად:

$$2HBr + SO_3 \rightarrow Br_2 + H_2O + SO_2$$

$$2KI + SO_3 \rightarrow K_2SO_3 + I_2$$

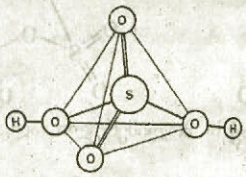
SO_3 კარგად იხსნება გოგირდმჟავაში. უწყლო გოგირდმჟავაში SO_3-ის გახსნით მიიღება ბლანტი, ჰაერზე მბოლავი სითხე – ოლეუმი. ამ დროს გოგირდის ტრიოქსიდი ქიმიურად ურთიერთქმედებს გოგირდმჟავასთან და წარმოქმნის პოლიგოგირდმჟავებს, რომელთა შორის უმარტივესია დიგოგირდმჟავა ანუ პიროგოგირდმჟავა:

$$SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow H_2S_2O_7$$

ოლეუმის შედგენილობას გამოსახავენ უწყლო გოგირდმჟავაში გახსნილი SO_3-ის მასური წილით, რომლის მაქსიმალური მნიშვნელობა 70 %-ს აღწევს.

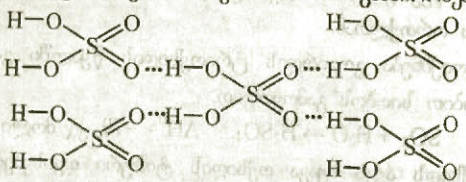
§8.7. გოგირდმჟავა

უწყლო გოგირდმჟავა კოვალენტური ნაერთია. მის მოლეკულებს ტეტრაედრული აღნაგობა აქვს:



გოგირდმჟავა უფერო, წყალზე თითქმის ორჯერ მძიმე, არააქროლადი, ბლანტი სითხეა. მას ალქიმიკოსებმა "ავკასპის ზეთი" უწოდეს (ვინაიდან რკინის ავკასპიდან ღებულობდნენ). წყალში გოგირდმჟავას გახსნისას ხსნარი ცხელდება ჰიდრატების წარმოქმნის გამო. თუ გოგირდმჟავაში ჩავასხამთ წყალს, წყლის ნაწილი, რომელიც ვერ ასწრებს მჟავასთან შერევას, სწრაფად ცხელდება ადუღებამდე, ამოიშხეფება მჟავასთან ერთად და კანზე მოხვედრისას მძიმე დამწვრობას იწვევს. ამიტომ არ შეიძლება გოგირდმჟავას განზავებისას მასზე წყლის დამატება. საჭიროა გოგირდმჟავას წვრილი ჭავლით ჩასხმა წყალში განუწყვეტელი მორევის პირობებში, რომ სითბო მთელ მოცულობაში თანაბრად განაწილდეს.

გოგირდმჟავა დულს და იშლება გოგირდის ტრიოქსიდად და წყლად 340^0C-ზე. დულილის მაღალი ტემპერატურა და დიდი სიბლანტე, როგორც ჩანს, მეზობელი მოლეკულების ჟანგბადსა და წყალბადს შორის წყალბადური ბმების არსებობით არის განპირობებული.



ქიმიური თვისებები. გოგირდმჟავა ძლიერი მჟავაა. მისი დისოციაცია წყალხსნარებში ორ საფეხურად ხორციელდება:

$$H_2SO_4 \rightarrow H^+ + HSO_4^-$$

$$HSO_4^- \rightleftharpoons H^+ + SO_4^{2-}$$

პირველ საფეხურზე დისოციაცია სრულად მიმდინარეობს.

გოგირდმჟავას მჟავების ყველა თვისება ახასიათებს: მოქმედებს ფუძე ოქსიდებთან, ფუძეებთან, მარილებთან.

ლითონებთან ურთიერთქმედებისას საყურადღებოა, რომ განზავებული და კონცენტრირებული გოგირდმჟავა სხვადასხვანაირად მოქმედებს მათზე.

განზავებული გოგირდმჟავა მოქმედებს ყველა ლითონთან, რომელიც სტანდარტულ ელექტროდულ პოტენციალთა რიგში წყალბადამდეა მოთავსებული:

$$Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2$$

$$Zn + 2H^+ \rightarrow Zn^{2+} + H_2$$

$$Fe + H_2SO_4 \rightarrow FeSO_4 + H_2$$
$$Mg + H_2SO_4 \rightarrow MgSO_4 + H_2$$

ამ რეაქციებში მჟანგავია მჟავას წყალბად-იონები. სტანდარტულ ელექტროდულ პოტენციალთა რიგში წყალბადის მარჯვნივ მდებარე ლითონები - Cu, Ag, Hg და სხვ. – განზავებულ H_2SO_4-თან არ ურთიერთქმედებს.

კონცენტრირებული გოგირდმჟავა ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე მრავალ ლითონთან (Fe, Cr, Mn და სხვ.) არ რეაგირებს, გადაჰყავს ისინი პასიურ მდგომარეობაში. ამიტომ კონცენტრირებული გოგირდმჟავა შეიძლება შეინახოთ და გადავიტანოთ ფოლადის ჭურჭლით. მაგრამ ცხელი კონცენტრირებული გოგირდმჟავა მოქმედებს ყველა ლითონზე, სტანდარტულ ელექტროდულ პოტენციალთა რიგში მათი მდებარეობისაგან დამოუკიდებლად, გარდა ოქროსი და პლატინის ოჯახის ელემენტებისა. ამ შემთხვევაში მჟანგავია SO_4^{2-}, რომელიც არააქტიურ ლითონებთან ურთიერთქმედებისას აღდგება SO_2-მდე:

$$Cu + 2H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + SO_2 + 2H_2O$$

ხოლო აქტიურ ლითონებთან ურთიერთქმედებისას პირობების მიხედვით (ტემპერატურა, მჟავას კონცენტრაცია) – SO_2, S ან H_2S-მდე:

$$2Fe + 6H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 3SO_2 + 6H_2O$$
$$Zn + 2H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + SO_2 + 2H_2O$$
$$3Zn + 4H_2SO_4 \rightarrow 3ZnSO_4 + S + 4H_2O$$
$$4Zn + 5H_2SO_4 \rightarrow 4ZnSO_4 + H_2S + 4H_2O$$

კონცენტრირებული გოგირდმჟავა ჟანგავს არა მარტო ლითონებს, არამედ არალითონებსაც:

$$S + 2H_2SO_4 \xrightarrow{t} 3SO_2 + 2H_2O$$
$$C + 2H_2SO_4 \xrightarrow{t} CO_2 + 2SO_2 + 2H_2O$$
$$2P + 5H_2SO_4 \rightarrow 2H_3PO_4 + 5SO_2 + 2H_2O$$

ასევე, რთულ ნივთიერებებს:

$$2FeSO_4 + 2H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + SO_2 + 2H_2O$$
$$2HBr + H_2SO_4 \rightarrow Br_2 + SO_2 + 2H_2O$$

კონცენტრირებულ გოგირდმჟავას, როგორც არააქროლად მჟავას, შეუძლია გაბურებისას გამოაძევოს აქროლადი მჟავები მათი მარილებიდან. მაგალითად,

$$2NaCl + H_2SO_4 \xrightarrow{t} Na_2SO_4 + 2HCl\uparrow$$
$$NaNO_3 + H_2SO_4 \xrightarrow{t} NaHSO_4 + HNO_3\uparrow$$

კონცენტრირებული გოგირდმჟავა იმდენად ენერგიულად იკავშირებს წყალს, რომ ანახშირებს შაქარს, ხის ნაჭერს, ქაღალდს და სხვ. ამ დროს წარმოიქმნება გოგირდმჟავას მდგრადი ჰიდრატები. მაგალითად:

$$C_{12}H_{22}O_{11} + nH_2SO_4 \rightarrow 12C + nH_2SO_4 \cdot 11H_2O$$

გამოყენება. გოგირდმჟავას სამართლიანად უწოდებენ ქიმიური მრეწველობის საფუძველს. ის სხვა მჟავებზე უფრო იაფია, ამიტომ ფართოდ იყენებენ როგორც ქიმიურ მრეწველობაში, ისე ლითონგადამამუშავებელ, ნავთობგადამამუშავებელ და მრეწველობის სხვა დარგებში. გოგირდმჟავას ფართოდ იყენებენ მინერალური სასუქების წარმოებაში, მარილების და მჟავების მისაღებად, საღებრების, ფეთქებადი ნივთიერებების, სინთეზური გამრეცხი საშუალებების წარ-

მრეწველობაში და სხვ. ლითონგადამამუშავებელ მრეწველობაში ის გამოიყენება ლითონის ზედაპირის ოქსიდებისაგან გასუფთავებისათვის მონიკელების, მოქრომვის ან სხვა მსგავსი ოპერაციების წინ.

H_2SO_4-ის ჰიგროსკოპულობა, წყლისადმი დიდი სწრაფვა განაპირობებს მის გამოყენებას აირების გასაშრობად.

გოგირდმჟავა რეაგირებს მრავალ ორგანულ ნივთიერებასთან. მისი ეს თვისება გამოიყენება მავნე მინარევებისაგან ბენზინის, ნავთის და სხვა ნავთობპროდუქტების გასაწმენდად. ისინი გოგირდმჟავასთან წარმოქმნიან ნავთობპროდუქტებში უხსნად ნაერთებს.

შეიძლება ითქვას, რომ ამჟამად არ არსებობს მრეწველობის დარგი, სადაც გოგირდმჟავა არ გამოიყენება.

§8.8. გოგირდმჟავას მარილები

გოგირდმჟავა ორფუძიანი მჟავაა და წარმოქმნის ორი რიგის მარილებს: საშუალო მარილებს - სულფატებს და მჟავა მარილებს - ჰიდროსულფატებს. საშუალო მარილები მიიღება გოგირდმჟავას სრული, მჟავა მარილები კი – არასრული ნეიტრალიზაციის დროს. მაგალითად:

$$2NaOH + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$$

$$NaOH + H_2SO_4 \rightarrow NaHSO_4 + H_2O$$

გოგირდმჟავას მარილების უმეტესობა წყალში კარგად იხსნება. პრაქტიკულად უხსნად მარილებს მიეკუთვნება $BaSO_4$, რომელიც არ იხსნება არა მარტო წყალში, არამედ ძლიერ მჟავებშიც. მისი ეს თვისება გამოყენებულია SO_4^{2-} იონის აღმოსაჩენად. მაშასადამე, ბარიუმის ხსნადი მარილები SO_4^{2-} იონის აღმომჩენი რეაქტივია:

$$Na_2SO_4 + BaCl_2 \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2NaCl$$

$$SO_4^{2-} + Ba^{2+} \rightarrow BaSO_4$$

გოგირდმჟავას მარილებს ახასიათებს მარილთა ყველა თვისება. აღსანიშნავია, რომ მყარი სულფატები გავარვარებისას სხვადასხვა გარდაქმნებს განიცდის. მაგალითად, ტუტე ლითონთა სულფატები დაუშლელად ლღება, საშუალო აქტივობის ლითონთა სულფატები იშლება შესაბამის ოქსიდებად:

$$ZnSO_4 \rightarrow ZnO + SO_3$$

$$Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow Fe_2O_3 + 3SO_3$$

არააქტიურ ლითონთა სულფატები იშლება თავისუფალი ლითონების წარმოქმნით:

$$Ag_2SO_4 \rightarrow 2Ag + SO_2 + O_2$$

$$HgSO_4 \rightarrow Hg + SO_2 + O_2$$

გოგირდმჟავას მარილებიდან პრაქტიკული მნიშვნელობა აქვს შემდეგ მარილებს:

$Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ - მირაბილიტი. ცნობილია გლაუბერის მარილის სახელწოდებით (პირველად მიიღო გერმანელმა ექიმმა და ქიმიკოსმა ი. გლაუბერმა სუფრის მარილზე გოგირდმჟავას მოქმედებით). გამოიყენება სოდისა და მინის წარმოებაში, მედიცინაში - სასაქმებელ და შარდმდენ საშუალებად.

$CaSO_4 \cdot 2H_2O$ - თაბაშირი. 150^0C-მდე გაცხელებისას კარგავს კრისტალიზაციური წყლის 3/4-ს და მიიღება გამომწვარი თაბაშირი ანუ ალებასტრი. ეს უკანასკნელი წყალთან შერევისას წარმოქმნის ცომისებურ მასას, რომელიც სწრაფად მაგრდება და კვლავ თაბაშირად გარდაიქმნება. ის გამოიყენება სამშენებლო საქმეში - შემკვრელ მასალად, ნაძერწი სამკაულების, მცირე ზომის ნაკეთობების დასამზადებლად, სტომატოლოგიაში, ქირურგიაში.

$MgSO_4$ - მაგნიუმის სულფატი. შეიცავს ზღვის წყალი, განაპირობებს მის მწარე გემოს. კრისტალჰიდრატი - $MgSO_4 \cdot 7H_2O$, რომელსაც მედიცინაში ინგლისურ მარილს ანუ მწარე მარილს უწოდებენ, გამოიყენება სასაქმებელ და შარდმდენ საშუალებად, 25%-იანი ხსნარი - ჰიპერტონული კრიზის დროს.

K_2SO_4 - კალიუმის სულფატი. გამოიყენება კალიუმიან სასუქად.

$(NH_4)_2SO_4$ - ამონიუმის სულფატი. იყენებენ აზოტიან სასუქად.

$BaSO_4$ - ბარიუმის სულფატი. "ბარიუმის ფაფა" გამოიყენება მედიცინაში რენტგენოკონტრასტულ ნივთიერებად.

$CuSO_4 \cdot 5H_2O$ – შაბიამანი. სპილენძის ავკასპი (ავკასპები ლითონების - Fe, Cu, Zn, Ni, Co სულფატების კრისტალჰიდრატების ტექნიკური სახელწოდებაა) გამოიყენება სოფლის მეურნეობაში მცენარეთა მავნებლებთან საბრძოლველად; მედიცინაში - ანტისეპტიკურ საშუალებად.

$FeSO_4 \cdot 7H_2O$ - რკინის ავკასპი. სოფლის მეურნეობაში იხმარება მცენარეთა მავნებლებთან საბრძოლველად.

$KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ - კალიუმ-ალუმინის შაბი. გამოიყენება მედიცინაში - სისხლის შემაჩერებელ საშუალებად.

§8.9. გოგირდმჟავას მიღების კონტაქტური ხერხი

გოგირდმჟავას წარმოება კონტაქტური ხერხით სამ სტადიად მიმდინარეობს:

1. გოგირდოვანი აირის მიღება:

$$S + O_2 \rightarrow SO2$$
$$4FeS_2 + 11O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3 + 8SO_2$$
$$2ZnS + 3O_2 \rightarrow 2ZnO + 2SO2$$
$$2H_2S + 3O_2 \rightarrow 2SO_2 + 2H_2O$$

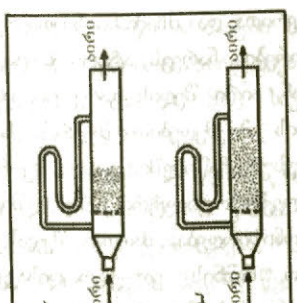
2. გოგირდოვანი აირის დაჟანგვა:

$$2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$$

3. გოგირდმჟავას მიღება:

$$SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow H_2S_2O_7 \qquad H_2S_2O_7 + H_2O \rightarrow 2H_2SO_4$$

გოგირდოვანი აირის მისაღებ ნედლეულად გამოიყენება როგორც თვითნაბადი გოგირდი, ასევე სულფიდური მადნები. ამჟამად ფართოდ ვითარდება გოგირდმჟავას წარმოება სამრეწველო ნარჩენების საფუძველზე: გამოიყენება ფერად ლითონთა სულფიდური მადნების გამოწვის შედეგად მიღებული SO_2, ასევე კოქსის აირი, რომელიც შეიცავს H_2S და სხვა.



ა) უძრავანაწილაკებიანი ფენა
ბ) „მდუღარე ფენა“

განვიხილოთ გოგირდოვანი აირის მიღება გოგირდის ალმადანის გამოწვით:

$$4FeS_2 + 11O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3 + 8SO_2, \quad -\Delta H$$

რეაქცია შეუქცევადი, ეკზოთერმული და ჰეტეროგენურია. ღუმელის წარმადობა, ე.ი. დღე-ღამის განმავლობაში გამომწვარი ალმადანის რაოდენობა, მატულობს გამოწვის სიჩქარის გაზრდით. ეს უკანასკნელი კი იზრდება როგორც ჟანგბადის კონცენტრაციის, ასევე ჟანგბადისა და ალმადანის შეხების ზედაპირის გადიდებისას. მაგრამ ჟანგბადმა, მაღალი ღი-

რებულების გამო, ვერ პოვა გამოყენება გოგირდმჟავას წარმოებაში. გამოწვას აწარმოებენ ჰაერის ჟანგბადში. აირისა და ალმადანის შეხების ზედაპირის გაზრდის მიზნით გამოწვის პროცესი ხორციელდება ე. წ. "მდუღარე" შრეში. ამისათვის დაქუცმაცებულ ალმადნის ფენაში (პირიტის ნაწილაკების ზომის ძლიერი შემცირება არ შეიძლება, რადგან წარმოქმნილ მკვრივ ფენაში ჰაერი ძნელად გადის) ისეთი სიჩქარით ატარებენ ჰაერს, რომ არ მოხდეს ნაწილაკების წაფატაცება. ფენა ფხვიერდება, მოცულობაში იზრდება. ასეთ ფენას მდუღარეს უწოდებენ იმის გამო, რომ მას აქვს მდუღარე სითხის თვისებების მსგავსი ზოგიერთი თვისება - მდუღარე ფენაში თითოეული ნაწილაკი გარშემორტყმულია, „არწყვება" აირით. მთელ ფენაში ნაწილაკების შორის ერთნაირი ტემპერატურაა შენარჩუნებული.

მდუღარეფენიან ღუმელში გამოწვა მიმდინარეობს რამდენიმე წამის განმავლობაში. რაც უფრო მაღალია ტემპერატურა, მით მეტი იქნება გამოწვის სიჩქარე, მაგრამ პროცესს ატარებენ 800^0C-ზე, რადგან უფრო მაღალ ტემპერატურაზე ხდება მყარი ნაწილაკების შეცხობა. ტემპერატურას არეგულირებენ რეაქციის ჩატარებისას თეორიულზე რამდენადმე მეტი ჰაერის მიწოდებით. გარდა ამისა, სარეაქციო აპარატში ათავსებენ ორთქლის ქვაბის მილებს. წარმოქმნილ წყლის ორთქლს იყენებენ სხვადასხვა საჭიროებისათვის.

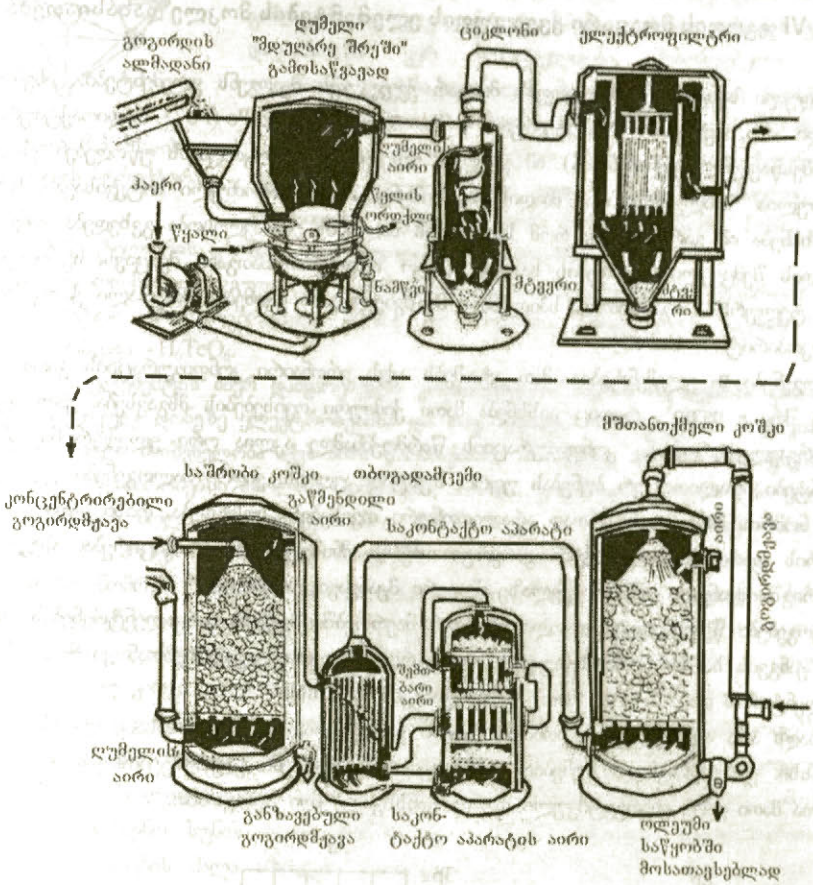
გოგირდმჟავას წარმოების მეორე სტადიაა გოგირდოვანი აირის ჟანგვა:

$$2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3, \quad -\Delta H$$

რეაქცია შექცევადია და ეკზოთერმული, ამიტომ, რაც უფრო დაბალია სარეაქციო არის ტემპერატურა, მით მეტი იქნება SO_2-ის SO_3-ად დაჟანგვის ხარისხი. მაგრამ რეაქციის აჩქარების მიზნით გამოიყენება კატალიზატორი და მაღალი ტემპერატურა. ამ პროცესში შეიძლება გამოვიყენოთ სხვადასხვა კატალიზატორი: პლატინა, რკინა(III)-ის ოქსიდი, ვანადიუმ(V)-ის ოქსიდი. პლატინის კატალიზატორის გამოყენებისას რეაქცია შესამჩნევი სიჩქარით მიმდინარეობს უკვე ~350^0C-ზე, V_2O_5 - 400^0C-ზე, Fe_2O_3 - 550^0C-ზე. როგორც ვხედავთ, ამ კატალიზატორებიდან ყველაზე აქტიურია პლატინა, მაგრამ ძვირია და ადვილად იწამლება სხვადასხვა მინარევით (დარიშხანის, ფოსფორის ნაერთები და სხვ), რომლებსაც შეიძლება შეიცავდეს სარეაქციო (საკონტაქტო) აპარატში შემავალი აირები. ამიტომ გოგირდმჟავას წარმოებაში იყენებენ არა პლატინას, არამედ შედარებით იაფ, მაგრამ საკმაოდ აქტიურ და მდგრად კატალიზატორს - V_2O_5-ს. იმისათვის, რომ სრულად დაიჟანგოს SO_2, რეაქცია უნდა დამთავრდეს 400-450^0C-ზე, მაგრამ ამ ტემპერატურაზე რეაქცია ნელა მიმდინარეობს. სიჩქარის გაზრდის მიზნით რეაქციას იწყებენ მაქსიმალურად დასაშვებ ტემპერატურაზე, დაახლოებით 600^0C-ზე და თანდათანობით ამცირებენ 400 - 450^0C-მდე.

ღუმელში (სურათი 8.2) ალმადანის გამოწვისას მიიღება მტვრითა და შხამიანი ნივთიერებებით გაბინძურებული აირების ნარევი. გასუფთავების მიზნით აირების ნარევს ატარებენ ციკლონში. ის შედგება ერთმანეთში ჩადგმული ორი ცილინდრისაგან. აირი შედის გარე ცილინდრში. სპირალურად გადაადგილებისას ცენტრიდანული ძალების მოქმედებით მტვრის ნაწილაკები ეჯახება ცილინდრის კედელს და ცვივა აპარატის კონუსურ ნაწილში. უფრო მცირე ზომის ნაწილაკებისაგან აირის გასაწმენდად გამოყენებულია ელექტროფილტრი, რომელშიც ძლიერი ელექტრული ველის გავლენით აირის მოლეკულები იონიზირდება, მათთან შეჯახებისას მტვრის ნაწილაკებიც იძენს მუხტს და საპირისპირო ნიშნის ელექტროდისაკენ მიიზიდება, განიმუხტება და ილექება მასზე. ელექტროდის შენჯღრევისას მტვერი ძირს ცვივა. წყლის ორთქლისაგან აირს საშრობ კოშკში კონცენტრირებული გოგირდმჟავათი აშრობენ. შეხების ზედაპირის გაზრდის მიზნით კოშკი ავსებულია კერამიკული რგოლებით. მასში სითხე

და აირი საპირისპირო მიმართულებით მოძრაობს, ამიტომ აირის გაშრობის ხარისხი მაღალია. გაწშენდილი აირი საკონტაქტო აპარატში შესვლამდე გაივლის თბოგადამცემში, სადაც ის თბება საკონტაქტო აპარატიდან გამოსული აირების სითბოს ხარჯზე რეაქციის დაწყების ტემპერატურამდე.



სურათი 8.2. გოგირდმჟავას წარმოება

საკონტაქტო აპარატში მოთავსებულია კატალიზატორის რამდენიმე ფენა, რომლის ზედაპირზე ხდება მორეაგირე ნივთიერებების - SO_2-სა და O_2-ის კონტაქტი (ურთიერთშეხება), რის შედეგადაც მიიღება SO_3. საკონტაქტო აპარატში SO_2-ის SO_3-ად დაჟანგვის ხარისხი უახლოვდება 99%-ს.

წარმოების დასკვნით სტადიაზე საჭიროა საკონტაქტო აპარატში წარმოქმნილი გოგირდ(VI)-ის ოქსიდის გამოყოფა აირთა ნარევიდან, რომელშიც ის დაახლოებით 7%-ია მოცულობით, და გოგირდმჟავას მიღება. ამ უკანასკნელის მიღება შეიძლება გოგირდ(VI)-ის ოქსიდის გახსნით წყალში. მაგრამ წყლის ზედაპირზე ყოველთვის არის წყლის ორთქლი, რომელთანაც გოგირდ(VI)-ის ოქსიდი წარმოქმნის გოგირდმჟავას მდგრადი ნისლის სახით. ეს ნისლი ძნელად კავდება წყლით მშთანთქმელ კოშკში, ამ უკანასკნელიდან გამოსულ აირებთან ერთად ხვდება ატმოსფეროში და იწვევს გარემოს დაბინძურებას. ამიტომ გოგირდმჟავას მისაღებად გო-

გირდ(VI)-ის ოქსიდს ხსნიან 98%-იან გოგირდმჟავაში. მიიღება ბლანტი, ზეთისებური სითხე - ოლეუმი.

ოლეუმის შემდგომი განზავებით ღებულობენ ნებისმიერი კონცენტრაციის გოგირდმჟავას.

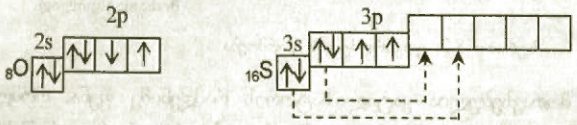
§8.10. VI ჯგუფის მთავარი ქვეჯგუფის ელემენტების მოკლე დახასიათება

პერიოდული სისტემის VI ჯგუფის მთავარ ქვეჯგუფს შეადგენს ელემენტები: ჟანგბადი - O, გოგირდი - S, სელენი - Se, ტელური - Te, პოლონიუმი - Po (Po - რადიოაქტიური და ნაკლებად შესწავლილი ელემენტია). ამ ჯგუფის ელემენტებს ქალკოგენებს უწოდებენ. ეს ტერმინი მიღებულია "სპილენძის" და "მჟავის" აღმნიშვნელი ორი ბერძნული სიტყვისაგან. სახელწოდება აიხსნება იმ გარემოებით, რომ სპილენძის მადნების უმრავლესობა გვხვდება ჟანგბადის და გოგირდის შემცველი ნაერთების სახით, ხოლო ზოგიერთი მათგანი შეიცავს, აგრეთვე, სელენსა და ტელურს. მაგალითად, სპილენძის მნიშვნელოვანი მადნებია მინერალი ქალკოზინი - Cu_2S, ქალკოპირიტი - $CuFeS_2$.

ქალკოგენები p- ელემენტებია. მათ ატომებს აქვს ერთნაირი კონფიგურაციის გარე ელექტრონული შრე - ns^2np^4, რითიც აიხსნება მათი ქიმიური თვისებების მსგავსება. ქალკოგენებს მდგრადი რვაელექტრონიანი კონფიგურაციის წარმოქმნამდე აკლია ორი ელექტრონი. ამიტომ ეს ელემენტები არალითონურ ბუნებას უფრო სუსტად ავლენს, ვიდრე ჰალოგენები. ქვეჯგუფში ატომური ნომრის ზრდასთან ერთად არალითონური თვისებები სუსტდება, რისი დამადასტურებელიც არის ფარდობითი ელექტროუარყოფითობების მნიშვნელობათა შემცირება. ასევე კლებულობს რიგში მჟანგავი უნარი. ყველაზე ძლიერი მჟანგავი ჟანგბადია.

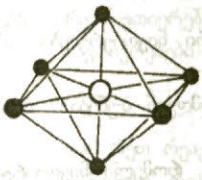
ქალკოგენები წყალბადთან და ლითონებთან ნაერთებში ავლენს ორვალენტოვნებას და −2-ის ტოლ ჟანგვის ხარისხს, მათზე უფრო ელექტროუარყოფით ელემენტებთან კი − 2, 4, 6-ის ტოლ ვალენტობას და +2, +4, +6-ის ტოლ ჟანგვის ხარისხს.

ჟანგბადს არა აქვს ჯგუფის ნომრის ტოლი ვალენტობა და, შესაბამისად, დადებითი ჟანგვის ხარისხი. ე. ი. ჟანგბადი ბუნებით განსხვავდება დანარჩენი ელემენტებისაგან, რაც განპირობებულია მათი გარე ენერგეტიკული დონის განსხვავებული აღნაგობით.



როგორც ვხედავთ, ჟანგბადს გარე ენერგეტიკულ დონეზე არა აქვს თავისუფალი d-ორბიტალები და პრომოტირებით ვალენტური შესაძლებლობების გაზრდის უნარი. ამიტომ ჟანგბადის ვალენტობა, ძირითადად, ორის ტოლია, ჟანგვის ხარისხი კი −2-იდან +2-მდე იცვლება. ასევე ორის ტოლია გოგირდის და მისი ანალოგების ვალენტობა არააღგზნებულ მდგომარეობაში. აღგზნებულ მდგომარეობაში გადასვლისას, რასაც ადგილი აქვს ენერგიის მიწოდების პირობებში, მაგალითად, გაცხელებისას, ხორციელდება იმავე დონეზე $3p \rightarrow 3d$ და $3s \rightarrow 3d$ ელექტრონული გადასვლები. შედეგად გაუწყვილებელი ელექტრონების რიცხვი და ვალენტობა იზრდება და პირველ შემთხვევაში − 4-ის, მეორე შემთხვევაში კი 6-ის ტოლი ხდება.

აღსანიშნავია, რომ გოგირდი ექსავალენტიანია ფთორთან და არა ქლორთან და ბრომთან ნაერთებში. ეს იმითაა გამოწვეული, რომ გოგირდის ჰექსაფთორიდში ფთორის ექვსი ატომი წესიერი ოქტაედრის წვეროებშია მოთავსებული (სურათი 8.3), ხოლო ოქტაედრის ცენტრში გოგირდის ატომია.



სურათი 8.3. SF_6-ის მოლეკულის სტრუქტურა

შედარებით დიდი რადიუსის ქლორის ატომების ანალოგიური განლაგება და კოვალენტური ბმებით ექვსივე ატომის გოგირდთან დაკავშირება ვერ ხორციელდება. შესაძლებელია მხოლოდ გოგირდის ტეტრაქლორიდის მიღება, რომელსაც ტეტრაედრული აღნაგობა გააჩნია და, ამავე დროს, არამდგრადია. ბრომის ატომის კიდევ უფრო დიდი რადიუსის გამო გოგირდის ტეტრაბრომიდის მიღებაც კი შეუძლებელია. იოდთან გოგირდის ნაერთი საერთოდ არ მიიღება. თუმცა არსებობს ნაერთები: $SeBr_4$, $TeBr_4$. დიდი რადიუსის მქონე ტელურის ატომთან ტეტრაიოდიდიც წარმოიქმნება.

ექსი ჰიდროქსილის ჯგუფი ვერ წარმოქმნის მდგრად სტრუქტურას გოგირდის ატომების გარშემო, ამიტომ ორთოგოგირდმჟავა H_6SO_6 არ არსებობს. ამავე დროს, საკმაოდ მდგრადია ორთოტელურმჟავა - H_6TeO_6.

ამრიგად, **ელემენტის მიერ დამყარებული კოვალენტური ბმების რაოდენობა განისაზღვრება გარე ენერგეტიკულ დონეზე ელექტრონებისა და თავისუფალი ორბიტალების რიცხვით, მაგრამ, ამავე დროს, დიდი მნიშვნელობა აქვს ბმის წარმოქმნაში მონაწილე ატომთა რადიუსებს.**

ჩვეულებრივ პირობებში მხოლოდ ჟანგბადია აირადი, გოგირდი და დანარჩენი ქალკოგენები მყარია. ჟანგბადის მოლეკულა ორატომიანია, მაშინ როცა, S, Se, Te-ის ორატომიანი მოლეკულები S_2, Se_2, Te_2 არსებობს მხოლოდ ორთქლში, ძლიერ მაღალ ტემპერატურაზე.

ატომური ნომრის ზრდასთან ერთად ქვეჯგუფში კანონზომიერად იცვლება მარტივ ნივთიერებათა თვისებები, არალითონური – სუსტდება, ლითონური კი – ძლიერდება. თავისუფალ მდგომარეობაში გოგირდი სრულებით არ ატარებს ელექტრულ დენს, სელენი – ცუდი, ხოლო ტელური საკმაოდ კარგი ელექტროგამტარია და ლითონური ბზინვაც ახასიათებს.

ქვეჯგუფის ელემენტები წყალბადთან წარმოქმნის H_2R ტიპის წყალბადნაერთებს - H_2O, H_2S, H_2Se, H_2Te. მათ მოლეკულებს კუთხური აღნაგობა აქვს, ბმები პოლარული-კოვალენტურია. ამ ნაერთებიდან მხოლოდ წყალია თხევად მდგომარეობაში (წყალბადური ბმების გამო), დანარჩენი - არასასიამოვნო სუნის მქონე მომწამლავი აირებია, რომელთა წყალხსნარები მჟავებს წარმოადგენს. მჟავების ძალა იზრდება ატომური ნომრის ზრდასთან ერთად, რაც აიხსნება ნაერთთა რიგში ბმის ენერგიების შემცირებით. ე. ი. ტელურწყალბადმჟავა უფრო ძლიერი მჟავაა, ვიდრე გოგირდწყალბადმჟავა. ისინი სუსტ ელექტროლიტებს ეკუთვნიან. მათი წყალხსნარები ძლიერი აღმდგენებია. ამასთან, რიგში აღმდგენი უნარი ძლიერდება.

S, Se, Te წარმოქმნის RO_2 და RO_3 ტიპის ოქსიდებს, რომელთაც შეესაბამებათ H_2RO_3 და H_2RO_4 ტიპის მჟავები:

SO_2 - H_2SO_3 გოგირდოვანმჟავა;

SeO_2 – H_2SeO_3 სელენოვანმჟავა

TeO_2 – H_2TeO_3 ტელუროვანმჟავა

SO_3 - H_2SO_4 გოგირდმჟავა;

SeO_3 – H_2SeO_4 სელენმჟავა

გამონაკლისია TeO_3, რომელიც წარმოქმნის ორთოტელურმჟავას – H_6TeO_6:

$$TeO_3 + 3H_2O \rightarrow H_6TeO_6$$

კითხვები და სავარჯიშოები

1. რატომაა ჰაერში ჟანგბადი მასის მიხედვით უფრო მეტი, ვიდრე მოცულობის მიხედვით, აზოტი კი – პირიქით?
2. წყალბადის პეროქსიდი და კალიუმის პერმანგანატი ანტისეპტიკური ნივთიერებებია. ახსენით მიზეზი.
3. რომელ რეაქციებში ავლენს წყალბადის პეროქსიდი მჟანგავ და აღმდგენ ბუნებას? მოიყვანეთ შესაბამის რეაქციათა განტოლებები.
4. ლაბორატორიაში აქვთ ტოლი მასით BaO_2, $KMnO_4$, KNO_3, $KClO_3$. რომელი ნივთიერება უნდა ავიღოთ, რომ თერმული დაშლით ჟანგბადის მაქსიმალური რაოდენობა მივიღოთ?
5. იწვის თუ არა ჟანგბადში SF_6?
6. მოიყვანეთ წვის რეაქციის მაგალითი, რომელშიც ჟანგბადი არა მორეაგირე ნივთიერება, არამედ რეაქციის პროდუქტია.
7. რით ემსგავსება ერთმანეთს ქიმიური თვისებების მიხედვით ოზონი და წყალბადის პეროქსიდი? პასუხი დაასაბუთეთ.
8. დიდდება, მცირდება, თუ უცვლელი რჩება აირთა მოცულობა ჟანგბადში გოგირდის წვის დროს, თუ აირთა მოცულობებს ცდამდე და ცდის შემდეგ ზომავენ ერთნაირ პირობებში?
9. შესაძლებელია თუ არა გოგირდწყალბადის მიღება რკინის სულფიდზე მარილმჟავას, გოგირდმჟავას, აზოტმჟავას მოქმედებით?
10. მოცემულია გოგირდი, რკინა და მარილმჟავა. რომელი ორი ხერხით შეიძლება ამ ნივთიერებებიდან გოგირდწყალბადის მიღება?
11. რატომ არ შეიძლება გოგირდწყალბადის გაშრობა კონცენტრირებულ გოგირდმჟავაში გატარებით?
12. რატომ შავდება სისხლი მასში გოგირდწყალბადის გატარებისას?
13. რომელი ნივთიერება იჟანგება უფრო ადვილად: ნატრიუმის სულფიდი თუ ტელურიდი?
14. რა რეაქცია წარიმართება გოგირდწყალბადის გატარებისას რკინა(III)-ის ქლორიდის ხსნარში?
15. როგორ იცვლება ბმის სიმტკიცე რიგში – H_2O, H_2S, H_2Se, H_2Te?
16. ორი ერთნაირი ჭურჭელი სავსეა მარილმჟავათი და კონცენტრირებული გოგირდმჟავათი. საცობის მოუხდელად როგორ დავადგინოთ? სად რომელი მჟავაა?
17. როგორ შეიცვლება ღია ჭურჭლის მასა, თუ მასში არის: ა) ძლიერ განზავებული, ბ) კონცენტრირებული გოგირდმჟავა?
18. რატომ „ბოლავს“ მარილმჟავა კონცენტრირებული გოგირდმჟავას დამატებისას?
19. ცარცის ნატეხით როგორ გავარჩიოთ ერთმანეთისაგან მარილმჟავასა და განზავებული გოგირდმჟავას ხსნარები?
20. გოგირდმჟავას ხსნარიდან წყალბადის მისაღებად რომელ ქვემოთ ჩამოთვლილ ლითონს – Zn, Mn, Pb, Cr ვერ გამოვიყენებთ?
21. სამ უეტიკეტო ქილაში კალიუმის სულფიდი, სულფიტი და სულფატია. როგორ გამოვიცნოთ ერთი რეაქტივით, სად რომელი მარილია? მოიყვანეთ შესაბამის რეაქციათა განტოლებები.
22. როგორ განვასხვავოთ ლითიუმისა და ნატრიუმის სულფატები ერთმანეთისაგან ქიმიური რეაგენტების გარეშე?
23. მოცემულია რკინის შაბი $KFe(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ და ცარცი. სხვა რეაქტივების გარეშე სუფთა სახით მიიღეთ კალიუმის, კალციუმის და რკინის სულფატები. დაწერეთ შესაბამისი რეაქციათა განტოლებები და აღნიშნეთ პირობები.

24. რომელი მარილი უნდა დავამატოთ მაგნიუმის სულფატის ხსნარს, რომ მივიღოთ მაგნიუმის ქლორიდი?
25. ბარიუმის სულფატის ნიმუშს როგორ მოვაშოროთ ბარიუმის კარბონატის მინარევი?
26. რა ნივთიერებები და რა პირობებში ურთიერთქმედებენ, თუ შედეგად მიღებულია შემდეგი ნივთიერებები (რეაქციის პროდუქტები მითითებულია კოეფიციენტების გარეშე):

$K_2SO_4+MnSO_4+H_2SO_4$;

$S+K_2SO_4+Cr_2(SO_4)_3+H_2O$?

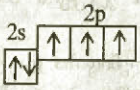
დაწერეთ რეაქციათა სრული განტოლებები.
27. დაწერეთ რეაქციათა განტოლებები (პირობების მითითებით), რომლებიც გოგირდის დაჟანგვის ხარისხის შემდეგ ცვლილებებს შეესაბამება: $S^{-2}\rightarrow S^0\rightarrow S^{+4}\rightarrow S^{+6}\rightarrow S^{+4}\rightarrow S^0\rightarrow S^{-2}$.
28. რით არის განპირობებული, რომ VI ჯგუფის მთავარი ქვეჯგუფის ელემენტებს ელექტრონისადმი სწრაფვა მეზობელი, VII ჯგუფის ჰალოგენების ქვეჯგუფის ელემენტებზე ნაკლები აქვს?
29. აღებულია ნატრიუმის სულფიდის, სელენიდისა და ტელურიდის ერთნაირი მოლური კონცენტრაციის ხსნარები. რომელ ხსნარშია ჰიდროქსიდ-იონების კონცენტრაცია ყველაზე მეტი?

თავი 9

აზოტი. ფოსფორი

§9.1. აზოტი

აზოტის ქიმიური ნიშანია N (ლათ. Nitrogenium, nitrum - გვარჯილა). ატომური ნომერი – 7, ელექტრონული გარსის აღნაგობის სქემა: $_7$N-2.5. ელექტრონული ფორმულა: $1s^2 2s^2 2p^3$. ელექტრონების განაწილება გარე ენერგეტიკული დონის s- და p- ორბიტალებზე ასეთია:



ბუნებრივი აზოტი შეიცავს ორ იზოტოპს ^{14}N (99,6%), ^{15}N (0,4%).

აზოტის მოლეკულა ორატომიანია - N_2. ატომებს შორის სამმაგი (ერთი σ- და ორი π-) ბმაა, რაც მოლეკულის დიდ სიმტკიცეს განაპირობებს. ბმის ენერგიაა 941,6 კჯ/მოლი, ბმის სიგრძე - 0,110 ნმ. აზოტი ელექტროუარყოფითობის მიხედვით მესამე ელემენტია ფთორისა და ჟანგბადის შემდეგ. ამ ელემენტების მიმართ ის ავლენს დადებით (+1-დან +5-ის ჩათვლით), დანარჩენ ელემენტებთან ნაერთებში კი უარყოფით ჟანგვით ხარისხს (–3).

ფიზიკური თვისებები. აზოტი უფერო, უსუნო, უგემო, ჰაერზე ოდნავ მსუბუქი აირია. წყალში მცირედ იხსნება, უფრო ცუდად, ვიდრე ჟანგბადი - 1 ლ წყალში 0^0C-ზე იხსნება 23 მლ აზოტი. ამიტომ წყალში გახსნილ ჰაერში ჟანგბადის ფარდობითი შემცველობა აზოტთან შედარებით უფრო დიდია, ვიდრე ატმოსფეროში. აზოტის ცუდი ხსნადობა აიხსნება აზოტისა და წყლის მოლეკულებს შორის სუსტი მოლეკულათშორისი ძალების არსებობით. ის თხევადდება და კრისტალდება ძლიერ დაბალ ტემპერატურაზე (თხევადდება –196^{0}C-ზე, მყარდება –210^{0}C-ზე). აზოტი მომწამლავი არ არის, მაგრამ მის არეში ცოცხალი ორგანიზმები იღუპებიან, რადგან არ ღებულობენ სუნთქვისათვის საჭირო ჟანგბადს. აქედან წარმოდგება სახელწოდება - აზოტი, რაც უსიცოცხლოს ნიშნავს (ბერძნ. a - უარყოფის აღმნიშვნელი პრეფიქსი, zoe - სიცოცხლე).

გავრცელება ბუნებაში. აზოტის შემცველობა დედამიწის ქერქში, ატმოსფეროს ჩათვლით, საკმაოდ დიდია, მაგრამ ქიმიური ინერტულობის გამო უმთავრესად თავისუფალი სახით არის ჰაერში (78% - მოცულობით, 75,6% - მასით). დედამიწის ქერქში აზოტიანი ნაერთების დიდი საბადოები იშვიათად გვხვდება. გამონაკლისია დედამიწის ვიწრო ზოლი ჩილეში, სადაც ჩილეს გვარჯილის - ნატრიუმის ნიტრატის ($NaNO_3$) სამრეწველო მნიშვნელობის საბადოა. საკმაო რაოდენობითაა კალიუმის (ინდოეთის) გვარჯილაც - KNO_3. აზოტი მცირე რაოდენობით ორგანული ნაერთების სახით შედის მცენარეული და ცხოველური წარმოშობის წიალისეულ სათბობში.

აზოტი, როგორც ქიმიური ელემენტი, უდიდეს როლს ასრულებს სასიცოცხლო პროცესებში. ადამიანის ორგანიზმში ის ~3%-ია. შედის ცილოვან ნივთიერებათა შედგენილობაში, ეს

უკანასკნელი კი სიცოცხლის საფუძველია (ცილებში აზოტის მასური წილი 17%-მდეა). აზოტი შედის, აგრეთვე, სხვა ორგანულ ნაერთებშიც, მათ შორის ქლოროფილში.

მიღება. ლაბორატორიულ პირობებში აზოტი მიიღება:

1. ამონიუმის ნიტრიტის გახურებით.

$$NH_4NO_2 \rightarrow N_2 + 2H_2O$$

რადგან ამონიუმის ნიტრიტი არამდგრადია, აზოტის მისაღებად იყენებენ ამონიუმის ქლორიდისა და ნატრიუმის ნიტრიტის ნარევს.

$$NH_4Cl + NaNO_2 \xrightarrow{t} N_2 + NaCl + 2H_2O$$

2. ამონიუმის დიქრომატის გახურებით:

$$(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow N_2 + Cr_2O_3 + 4H_2O$$

3. სპილენძ(II)-ის ოქსიდის გახურებით ამიაკის არეში:

$$3CuO + 2NH_3 \rightarrow 3Cu + N_2 + 3H_2O$$

ტექნიკური მიზნებისათვის აზოტს თხევადი ჰაერის გამოხდით (იხ. §8.1.) იღებენ.

ქიმიური თვისებები. სამმაგი ბმა განაპირობებს აზოტის დიდ მდგრადობას და ქიმიურ ინერტულობას. აზოტი რომ რეაქციაში შევიდეს, მოლეკულა უნდა დაიშალოს ატომებად, ამისათვის კი საჭიროა საკმაოდ მაღალი ენერგია.

$$N_2 \rightarrow 2N, \quad \Delta H = +941{,}6 \text{ კჯ}$$

ამის გამო აზოტი მხოლოდ მაღალ ტემპერატურაზე იწყებს რეაქციაში შესვლის უნარს.

1. აზოტი არ იწვის, არც წვას უწყობს ხელს. მის არეში შეტანილი ანთებული კვარი ქრება. ჟანგბადთან რეაგირებს მხოლოდ განსაკუთრებულ პირობებში: ჰაერის ჭაღლის გატარებისას ელექტრულ რკალში, სადაც ტემპერატურა 3000-3500^{0}C-ს აღწევს.

$$N_2 + O_2 \rightleftarrows 2NO, \quad +\Delta H$$

რეაქცია ენდოთერმულია, ენერგიის მიწოდების გარეშე არ მიმდინარეობს. იგივე რეაქცია ხორციელდება ბუნებაში ელვა-ჭექის დროს (ელვის არეში ჰაერის ტემპერატურა რამდენიმე ათას გრადუსს აღწევს).

2. განსაკუთრებულ პირობებში, მაღალ წნევასა და ტემპერატურაზე, კატალიზატორის თანაობისას აზოტი უერთდება წყალბადს ამიაკის წარმოქმნით:

$$N_2 + 3H_2 \rightleftarrows 2NH_3$$

კატალიზატორი Fe (K_2O, Al_2O_3 - პრომოტორები)

$t = 450 - 500^0$C, $P = 15 - 30$ მპა

3. ნახშირბადთან (გავარვარებულ კოქსთან) წარმოქმნის დიციანს - $(CN)_2$, ხოლო სილიციუმთან (1000^{0}C-ზე) - მყარ, ქიმიურად მდგრად ნაერთს – Si_3N_4:

$$3Si + 2N_2 \rightarrow Si_3N_4$$

4. მაღალ ტემპერატურაზე აზოტი უერთდება ლითონების ნიტრიდების წარმოქმნით. ოთახის ტემპერატურაზე მხოლოდ ლითიუმსა და აზოტს შორის მიმდინარეობს რეაქცია:

$$6Li + N_2 \rightarrow 2Li_3N$$

$$3Mg + N_2 \rightarrow Mg_3N_2$$

$$2Al + N_2 \rightarrow 2AlN$$

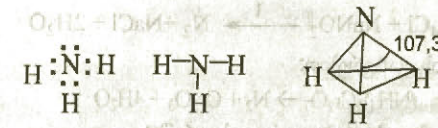
აზოტი უშუალოდ არ ურთიერთქმედებს ჰალოგენებთან, გოგირდთან.

გამოყენება. აზოტის ძირითადი მასა ამიაკის სინთეზს ხმარდება. გამოიყენება აგრეთვე აზოტმჟავასა და აზოტიანი სასუქების წარმოებაში, საშკურნალო და ფეთქებადი ნივთიერებების მისაღებად. მცირე რეაქციისუნარიანობის გამო გამოიყენება ელნათურების ასავსებად, აგრეთვე

ინერტული არის შესაქმნელად იმ პროცესებში, სადაც ჟანგბადის მონაწილეობა არასასურველია.

§9.2. ამიაკი

აზოტი წყალბადთან წარმოქმნის რამდენიმე წყალბადნაერთს, რომელთაგან მნიშვნელოვანია ამიაკი - NH_3



მის მოლეკულას პირამიდის ფორმა აქვს. პირამიდის წვეროზე აზოტის ატომია მოთავსებული, ფუძეში - სამკუთხედის კუთხეებში კი - წყალბადის ატომები. ატომებს შორის ბმა პოლარულ-კოვალენტურია. $\angle HNH=107,3^0$.

მიღება. ლაბორატორიაში ამიაკს იღებენ:

1. ნიშადურზე ჩამქრალი კირის მოქმედებით:

$$2NH_4Cl + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl_2 + 2NH_3\uparrow + 2H_2O$$

ეს მეთოდი ჯერ კიდევ შუა საუკუნეებიდანაა ცნობილი, მაგრამ მას სამრეწველო მნიშვნელობა არა აქვს.

2. ნიტრიდების ჰიდროლიზით:

$$Ca_3N_2 + 6H_2O \rightarrow 3Ca(OH)_2 + 2NH_3\uparrow$$

მრეწველობაში ღებულობენ მარტივი ნივთიერებებიდან, სინთეზით:

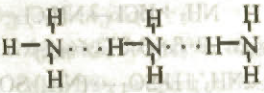
$$N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3, \qquad \Delta H^0=46.2 \text{ კჯ/მოლი}$$

რეაქცია შექცევადი, ეგზოთერმულია და მიმდინარეობს ნივთიერებათა რაოდენობის, ანუ მოცულობის შემცირებით. რადგან რეაქცია ეგზოთერმულია, ლე-შატელიეს პრინციპის თანახმად, ტემპერატურის შემცირება გამოიწვევს წონასწორობის გადახრას ამიაკის წარმოქმნის მიმართულებით. მაგრამ ამ დროს მკვეთრად ეცემა რეაქციის სიჩქარე. რეაქციის დაჩქარების მიზნით ამიაკის სინთეზს ახორციელებენ კატალიზატორის თანაობისას მაღალ ტემპერატურაზე (450-500^{0}C-ზე). კატალიზატორად იყენებენ გარკვეული წესით მიღებულ ფოროვან რკინას, რომელიც მცირე რაოდენობით შეიცავს კალიუმის, კალციუმის, ალუმინის და სილიციუმის ოქსიდებს, ე. წ. პრომოტორებს. ტემპერატურის მომატებით გამოწვეულ წონასწორობის გადახრას მარცხნივ აკომპენსირებენ წნევის გაზრდით. წნევის გაზრდა (15-30 მპა), ლე-შატელიეს პრინციპის თანახმად, იწვევს წონასწორობის გადახრას მარჯვნივ, ე. ი. ამიაკის გამოსავლიანობის გაზრდას. მიუხედავად ოპტიმალური პირობების შერჩევისა, რეაქციის შექცევადობის გამო აზოტის და წყალბადის ნარევის მხოლოდ ნაწილი გარდაიქმნება რეაქტორში ამიაკად (აირთა ნარევში 10-20% ამიაკია). ამ უკანასკნელს გამოყოფენ აირთა ნარევიდან გაცივებით, ხოლო რეაქციაში შეუსვლელ წყალბადსა და აზოტს დამატებით კუმშავენ და ბრუნებენ რეაქტორში. ამგვარი ციკლურაციის გამოყენებით ამიაკის გამოსავლიანობა 95%-ს აღწევს.

ამიაკის სინთეზისათვის საჭირო აზოტს იღებენ ჰაერიდან, წყალბადს კი მეთანის კონვერსიით, ან წყლის ელექტროლიზით.

ამიაკის სინთეზი არის ატმოსფერული აზოტის ბმულ აზოტად გარდაქმნის ძირითადი ხერხი.

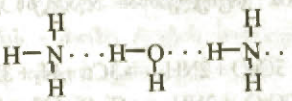
ფიზიკური თვისებები. ამიაკი უფერო, დამახასიათებელი მკვეთრი სუნის, ჰაერზე თითქმის 2-ჯერ მსუბუქი აირია. ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე, მაღალი წნევის ქვეშ, ადვილად თხევად-



დება. წყალბადური ბმების გამო აქვს დულილის შედარებით მაღალი (–33,4°C) და ღნობის (–77,7°C) ტემპერატურა.

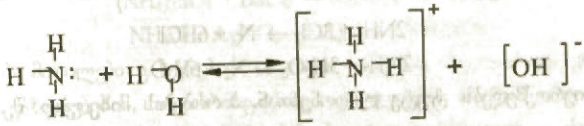
თხევადი ამიაკი აორთქლებისას გარემოდან შთანთქავს სითბოს და მის ძლიერ გაცივებას იწვევს. ამიტომ ის გამოიყენება მაცივარდანადგარებში.

ქიმიური თვისებები. 1. ამიაკი წყალში კარგად იხსნება (ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე 1 მოცულობა წყალში - 700 მოცულობა ამიაკი). ამიაკის ნაჯერი ხსნარი 25% ამიაკს შეიცავს. ამიაკის წყალხსნარს ამიაკიანი წყალი ეწოდება. წყალში კარგი ხსნადობა აიხსნება მათ მოლე-



კულებს შორის წყალბადური ბმების წარმოქმნით:

მაგრამ ამგვარი ჰიდრატების გარდა, ნაწილობრივ წარმოიქმნება ამონიუმ- და ჰიდროქსიდ-იონები:



მაშასადამე, ამიაკი წყალთან ქიმიურად ურთიერთქმედებს. პროტონი წყლის მოლეკულიდან გადადის ამიაკის მოლეკულაში, მიუხედავად იმისა, რომ ჟანგბადის ატომსაც გააჩნია თავისუფალი ელექტრონული წყვილი, რომლის ხარჯზე შეუძლია პროტონის მიერთება და ჰიდროქსონიუმ-იონის წარმოქმნა. ეს გამოწვეულია იმით, რომ უფრო დიდმუხტიანი ჟანგბადის ატომბირთვი (₈O) მეტი ძალით განიზიდავს პროტონს, ვიდრე აზოტის ატომბირთვი (₇N) და ბმა წყალბადსა და ჟანგბადს შორის უფრო ადვილად წყდება წყალში.

ამიაკსა და წყალს შორის რეაქცია გამარტივებულად ასე გამოისახება:

$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_3 \cdot H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

რეაქცია შექცევადია, გახსნილი ამიაკის მცირე ნაწილი არსებობს ხსნარში იონების სახით, მისი უმეტესი ნაწილი მოლეკულების სახითაა (წონასწორობა გადახრილია მარცხნივ). ამიტომ ამიაკის წყალხსნარს ამიაკის სუნი აქვს და ამ უკანასკნელს, ჰაერზე დაფენებისას ან გაცხელებისას, მთლიანად გამოყოფს. მაშასადამე, ამონიუმის ჰიდროქსიდი არამდგრადი ნაერთია, არსებობს მხოლოდ წყალხსნარში. მისი დისოციაციის ხარისხი მცირეა და მიეკუთვნება სუსტ ელექტროლიტებს. ამიაკის წყალხსნარში არსებული OH^- იონები განაპირობებს ხსნარის ტუტე რეაქციას. ამიაკის წყალხსნარში ირისფერი ლაკმუსი – ლურჯ, ხოლო ფენოლფტალეინი ჟოლოსფერ შეფერილობას იღებს.

2. ამიაკის მოლეკულის უნარი, შეიძლოს პროტონი, ვლინდება არა მარტო წყალთან, არამედ მჟავებთან ურთიერთქმედების დროსაც. თუ ერთმანეთს მივუახლოვებთ ორ ჭიქას, რომელთაგან ერთი დასველებულია კონცენტრირებული ამიაკიანი წყლით, მეორე კი კონცენტრი-

რეზული მარილმჟავათი, მათ შორის გაჩნდება თეთრი კვამლი, რომელიც ამონიუმის ქლორიდის უმცირესი ნაწილაკებისაგან შედგება:

$$NH_3 + HCl \rightarrow NH_4Cl$$

ამრიგად, ამიაკი მჟავებს უერთდება ამონიუმის მარილების წარმოქმნით:

$$2NH_3 + H_2SO_4 \rightarrow (NH_4)_2SO_4$$
$$2NH_3 + H_3PO_4 \rightarrow (NH_4)_2HPO_4$$

3. ამიაკი ჰაერში არ იწვის, ჟანგბადში კი იწვის (~1000^{0}C) მოყვითალო-მწვანე შეფერილობის ალით:

$$4NH_3 + 3O_2 \rightarrow 2N_2 + 6H_2O$$

პლატინის კატალიზატორის თანაობისას რეაქცია წარიმართება აზოტ(II)-ის ოქსიდის წარმოქმნით (კატალიზური ჟანგვა):

$$4NH_3 + 5O_2 \rightarrow 4NO + 6H_2O$$

4. ამიაკი ძლიერი აღმდგენია. გაცხელებისას აღადგენს მრავალ ლითონს მათი ოქსიდებიდან:

$$3CuO + 2NH_3 \rightarrow 3Cu + N_2 + 3H_2O$$
$$2CrO_3 + 2NH_3 \rightarrow Cr_2O_3 + N_2 + 3H_2O$$

5. ასევე, აღმდგენ უნარს ავლენს ამიაკი ჰალოგენებთან და წყალბადის პეროქსიდთან ურთიერთქმედებისას:

$$2NH_3 + 3Cl_2 \rightarrow N_2 + 6HCl$$
$$2NH_3 + 3H_2O_2 \rightarrow N_2 + 6H_2O$$

6. ამიაკი ურთიერთქმედებს ტუტე ლითონებთან. პირობების მიხედვით შეიძლება მივიღოთ ნიტრიდი, ან ამიდი:

$$6Na + 2NH_3 \rightarrow 2Na_3N + 3H_2$$
$$2Na + 2NH_3 \rightarrow 2NaNH_2 + H_2$$

გამოყენება. ამიაკი გამოიყენება აზოტმჟავასა და მისი მარილების, ამონიუმის მარილების წარმოებაში, კარბამიდისა და სოლვეის ხერხით სოდის მისაღებად. თხევადი ამიაკი და მისი წყალხსნარი იხმარება სოფლის მეურნეობაში – სასუქად. ამიაკის 9,5-10%-იანი ხსნარი, ნიშადურის სპირტის სახელწოდებით, გამოიყენება მედიცინაში – ჩასუნთქვისას იწვევს სუნთქვის ცენტრის აღგზნებას. ახასიათებს ანტიმიკრობული მოქმედება. ყოფა-ცხოვრებაში გამოიყენება თეთრეულის გასარეცხად და ლაქების ამოსაყვანად.

§9.3. ამონიუმის მარილები

ამონიუმის მარილები მიიღება ამიაკის ან მისი წყალხსნარის ურთიერთქმედებით მჟავებთან ან მჟავა ოქსიდებთან:

$$NH_3 + H_2SO_4 \rightarrow NH_4HSO_4$$
$$2NH_3 + H_2SO_4 \rightarrow (NH_4)_2SO_4$$
$$NH_3 \cdot H_2O + HNO_3 \rightarrow NH_4NO_3 + H_2O$$
$$2(NH_3 \cdot H_2O) + CO_2 \rightarrow (NH_4)_2CO_3 + H_2O$$

ისევე, როგორც ყველა მარილის, ამონიუმის მარილების კრისტალური სტრუქტურაც იონურია და აგებულია ამონიუმის და მჟავური ნაშთის იონებისაგან. გარეგნულად ამონიუმის მარილები ტუტე ლითონების შესაბამისი მარილების, განსაკუთრებით კალიუმის მარილების,

მსგავსია, ვინაიდან ამონიუმ-იონის რადიუსი ახლოსაა კალიუმის იონის რადიუსთან. ამონიუმის ყველა მარილი წყალში ხსნადია და ძლიერ ელექტროლიტებს მიეკუთვნება, ე. ი. წყალხსნარებში მთლიანად დისოცირებულია იონებად:

$$NH_4NO_3 \rightarrow NH_4^+ + NO_3^-$$

$$(NH_4)_2SO_4 \rightarrow 2NH_4^+ + SO_4^{2-}$$

ამონიუმის მარილებისათვის დამახასიათებელია მარილების საერთო თვისებები. ისინი ურთიერთქმედებენ:

1. მჟავებთან:

$$2NH_4Cl + H_2SO_4 \rightarrow (NH_4)_2SO_4 + 2HCl\uparrow$$

მჟ. კონც.

$$(NH_4)_2CO_3 + 2HCl \rightarrow 2NH_4Cl + CO_2\uparrow + H_2O$$

2. ტუტეებთან:

$$NH_4Cl + NaOH \rightarrow NaCl + NH_3\uparrow + H_2O$$

ამონიუმის მარილთა თვისებას - მათზე ტუტის მოქმედებით გამოიყოს ამიაკი - იყენებენ ამონიუმის მარილთა აღმოსაჩენად. ამიაკის გამოყოფას იგებენ სუნით ან სინჯარის პირთან მიტანილი წყლით დასველებული ლაკმუსის ქაღალდის გალურჯებით.

3. მარილებთან:

$$(NH_4)_2SO_4 + BaCl_2 \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2NH_4Cl$$

$$NH_4Cl + AgNO_3 \rightarrow AgCl\downarrow + NH_4NO_3$$

4. ამონიუმის მარილები გახურებით აქვილად იშლება. მაგალითად, კრისტალური ამონიუმის ქლორიდი გახურებისას, იოდის მსგავსად, აქროლდება. მაგრამ იოდის აქროლება ფიზიკურ მოვლენებს მიეკუთვნება, ხოლო ამონიუმის ქლორიდის აქროლება - ქიმიურ მოვლენებს.

$$NH_4Cl \rightarrow NH_3\uparrow + HCl\uparrow$$

წარმოქმნილი ამიაკი და ქლორწყალბადი ჭურჭლის ცივ კედლებთან შეხების დროს კვლავ ერთდება მარილის წარმოქმნით:

$$NH_3 + HCl \rightarrow NH_4Cl$$

ასევე ქროლდება გახურებისას ამონიუმის კარბონატი და ჰიდროკარბონატი:

$$(NH4)2CO3 \rightarrow 2NH3\uparrow + CO2\uparrow + H2O\uparrow$$

$$NH_4HCO_3 \rightarrow NH_3\uparrow + CO_2\uparrow + H_2O\uparrow$$

ამონიუმის ზოგიერთი მარილის დაშლა შეუქცევადია და ჟანგვა-აღდგენით რეაქციებს მიეკუთვნება. მაგალითად:

$$NH_4NO_3 \rightarrow N_2O + 2H_2O$$

$$NH_4NO_2 \rightarrow N_2 + 2H_2O$$

$$(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow N_2 + Cr_2O_3 + 4H_2O$$

5. ამონიუმის მარილები, როგორც სუსტი ფუძის მარილები, წყალხსნარებში აქვილად ჰიდროლიზდება, რის გამოც ძლიერი მჟავების შესაბამის მარილთა ხსნარებს მჟავა რეაქცია აქვს.

$$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$$

ამონიუმის მარილები: ამონიუმის ნიტრატი - NH_4NO_3, ამონიუმის სულფატი - $(NH_4)_2SO_4$, ამონიუმის ჰიდრო- და დიჰიდროფოსფატები - $(NH_4)_2HPO_4$ და $NH_4H_2PO_4$, კალიუმ-ამონიუმის ფოსფატი - $K(NH_4)_2PO_4$ გამოიყენება სასუქად.

ამონიუმის ნიტრატი გამოიყენება ფეთქებად ნივთიერებათა დასამზადებლად. მაგალითად, ამონალი შეიცავს ამონიუმის ნიტრატს, ნაბშირს და ალუმინის ფხვნილს.

ნიშადური - NH_4Cl ტექნიკაში გამოიყენება ლითონის ზედაპირის გასაწმენდად. ის ცხელ ლითონთან შეხებისას იშლება და გამოყოფილი HCl ზედაპირს ასუფთავებს ოქსიდისაგან. მედიცინაში გამოიყენება შარდმდენ საშუალებად გულის უკმარისობით გამოწვეული შეშუპების დროს.

§9.4. აზოტის ოქსიდები

აზოტი ჟანგბადთან წარმოქმნის შემდეგ ოქსიდებს:

$$\overset{+1}{N_2O},\ \overset{+2}{NO},\ \overset{+3}{N_2O_3},\ \overset{+4}{NO_2},\ \overset{+4}{N_2O_4},\ \overset{+5}{N_2O_5}.$$

ოქსიდებში აზოტის ჟანგვის ხარისხი იცვლება +1-დან +5-მდე. პირდაპირი გზით მიიღება მხოლოდ NO. N_2O და NO მარილარწარმომქმნელი ოქსიდებია, დანარჩენები – მჟავა ოქსიდები.

N_2O - აზოტ(I)-ის ოქსიდი ანუ დიაზოტის ოქსიდი.

ელექტრონული ფორმულა $:N\vdots\vdots N:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}}:$ $\quad N\equiv N\rightarrow O$

ის უფერო, სასიამოვნო სუნის, მოტკბო გემოს მქონე აირია. აღაგზნებს ნერვულ სისტემას, ამიტომ უწოდებენ "მამხიარულებელ აირს". დიდი რაოდენობით შესუნთქვა იწვევს უგრძნობ მდგომარეობას, უვნებელია, ამიტომ მედიცინაში გამოიყენება საერთო ანესთეზიისათვის.

დიაზოტის ოქსიდი მიიღება ამონიუმის ნიტრატის თერმული დაშლით:

$$NH_4NO_3 \xrightarrow{250^0C} N_2O + 2H_2O$$

აქტიური ლითონების საშუალო კონცენტრაციის აზოტმჟავასთან ურთიერთქმედებით:

$$4Mg + 10HNO_3 \rightarrow 4Mg(NO_3)_2 + N_2O + 5H_2O \quad (20\%\text{-იანი } HNO_3)$$

გაცხელებისას დიაზოტის ოქსიდი იშლება ჟანგბადის გამოყოფით:

$$2N_2O \rightarrow 2N_2 + O_2$$

ამიტომ ის ხელს უწყობს წვას. მის არეში შეტანილი მბჟუტავი კვარი ალდება ისე, როგორც ჟანგბადში. გოგირდი, ფოსფორი და სხვა ნივთიერებები ენერგიულად იწვის მასში.

NO - აზოტ(II)-ის ოქსიდი ანუ აზოტის მონოოქსიდი.

ელექტრონული ფორმულა $:\dot{N}::\ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}}$ $\quad \dot{N}=O$

ის უფერო, წყალში მცირედ ხსნადი აირია. ჰაერზე მყისიერად იჟანგება მურა ფერის აირის – აზოტ(IV)-ის ოქსიდის წარმოქმნით:

$$2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2, \quad -\Delta H$$

ამ რეაქციის დიდი სიჩქარე აიხსნება NO-ს მოლეკულის აღნაგობის თავისებურებით. როგორც ელექტრონული ფორმულიდან ჩანს, მას აქვს ერთი გაუწყვილებელი ელექტრონი, რომელიც ანიჭებს რადიკალის ბუნებას და განაპირობებს მის მაღალ ქიმიურ აქტივობას. მისთვის დამახასიათებელია როგორც აღმდგენი, ისე მჟანგავი თვისებები. ძლიერ მჟანგავებთან ურთიერთქმედებისას ავლენს აღმდგენ თვისებებს. მაგალითად, ჰაერზე სწრაფად იჟანგება, ქლორთან რეაგირებისას წარმოქმნის ნიტროზილქლორიდს:

$$2NO + Cl_2 \rightarrow 2NOCl$$

ძლიერ აღმდგენებთან რეაგირებისას კი ავლენს მჟანგავ თვისებებს:

$$2NO + 2H_2 \rightarrow N_2 + 2H_2O$$

მიიღება ელექტრულ რკალში ჰაერის გატარებით:

$$N_2 + O_2 \rightleftarrows 2NO, \quad +\Delta H$$

ამიაკის კატალიზური დაჟანგვით:

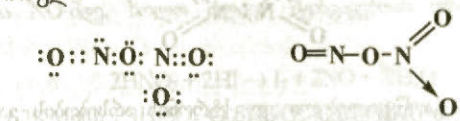
$$4NH_3 + 5O_2 \xrightarrow{Pt} 4NO + 6H_2O, \quad -\Delta H$$

ლაბორატორიულ პირობებში სპილენძზე განზავებული აზოტმჟავას მოქმედებით:

$$3Cu + 8HNO_3 \rightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$$

N_2O_3 - აზოტ(III)-ის ოქსიდი ანუ დიაზოტის ტრიოქსიდი.

ელექტრონული ფორმულა:



მუქი ცისფერი სითხეა, ოთახის ტემპერატურაზე არამდგრადია და იშლება აზოტის მონოოქსიდად და დიოქსიდად:

$$N_2O_3 \xrightarrow{3.5^0C} NO + NO_2$$

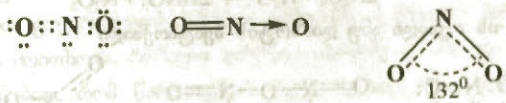
წყალში იხსნება აზოტოვანმჟავას წარმოქმნით:

$$N_2O_3 + H_2O \rightarrow 2HNO_2$$

ტუტეებთან ურთიერთქმედებს აზოტოვანმჟავას მარილების - ნიტრიტების წარმოქმნით:

$$N_2O_3 + 2NaOH \rightarrow 2NaNO_2 + H_2O$$

NO_2 - აზოტ(IV)-ის ოქსიდი ანუ აზოტის დიოქსიდი.



მურა-წითელი ფერის, დამახასიათებელი სუნის, მომწამლავი, ჰაერზე მძიმე აირია. მიიღება ჟანგბადით აზოტ(II)-ის ოქსიდის დაჟანგვისას:

$$2NO + O_2 \rightleftarrows 2NO_2, \quad -\Delta H$$

რეაქცია შექცევადი და ეგზოთერმულია. ჩვეულებრივ პირობებში NO მთლიანად იჟანგება NO_2-მდე, ე. ი. წონასწორობა გადახრილია NO_2-ის წარმოქმნის მხარეს. ტემპერატურის აწევისას კი წონასწორობა გადაინაცვლებს საწინააღმდეგო მიმართულებით.

ლაბორატორიულ პირობებში მიიღება კონცენტრირებული HNO_3-ის მოქმედებით სხვადასხვა ლითონებსა და არალითონებზე:

$$Cu + 4HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2\uparrow + 2H_2O$$

$$S + 6HNO_3 \rightarrow H_2SO_4 + 6NO_2\uparrow + 2H_2O$$

ან ტყვიის ნიტრატის დაშლით გახურებისას:

$$2Pb(NO_3)_2 \rightarrow 2PbO + 4NO_2\uparrow + O_2$$

NO_2 წყალში კარგად იხსნება, წარმოქმნის ორ მჟავას - აზოტოვანმჟავას და აზოტმჟავას:

$$2NO_2 + H_2O \rightleftarrows HNO_2 + HNO_3$$

აზოტოვანმჟავა არამდგრადია და ადვილად იშლება, ამიტომ NO_2-ის წყალთან ურთიერთქმედება პრაქტიკულად ასე მიმდინარეობს:

$$3NO_2 + H_2O \rightleftarrows 2HNO_3 + NO$$

რეაქციის ჩატარებით ჟანგბადის თანაობისას მიიღება მხოლოდ აზოტმჟავა:

$$4NO_2 + O_2 + 2H_2O \rightleftharpoons 4HNO_3$$

NO_2-ის ტუტეებთან ურთიერთქმედებისას მიიღება ორი მარილი – ნიტრატი და ნიტრიტი:

$$2NO_2 + 2NaOH \longrightarrow NaNO_2 + NaNO_3 + H_2O$$

აზოტ(IV)-ის ოქსიდი ძლიერი მჟანგავია. ნახშირი, ფოსფორი, გოგირდი და სხვა ნივთიერებები მასში იწვის. მაგალითად:

$$2NO_2 + 2C \rightarrow N_2 + 2CO_2$$

N_2O_4 - აზოტ(IV)-ის ოქსიდის დიმერი.



აზოტ(IV)-ის ოქსიდი გაუწყვილებელი ელექტრონის არსებობის გამო ადვილად დიმერიზდება და წარმოქმნის უფერო სითხეს - N_2O_4.

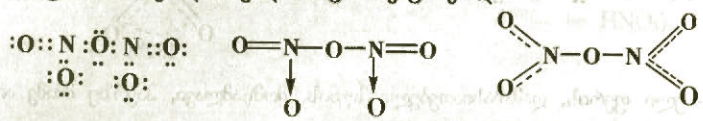
$$2NO_2 \rightleftharpoons N_2O_4, \quad -\Delta H$$

რეაქცია შექცევადია და ეგზოთერმული. ტემპერატურის მომატებისას წონასწორობა იხრება დიმერის თერმული დისოციაციის მხარეს. -11^0C-ზე წონასწორობა პრაქტიკულად მთლიანად გადაწეულია მარჯვნივ, NO_2-ის დიმერიზაციის მხარეს, 140^0C-ზე – მარცხნივ, N_2O_4-ის თერმული დისოციაციის მხარეს. შუალედურ ტემპერატურებს შეესაბამება წონასწორული მდგომარეობა NO_2 და N_2O_4 მოლეკულებს შორის.

ყინულიან წყალში გახსნისას N_2O_4 წარმოქმნის აზოტმჟავასა და აზოტ(III)-ის ოქსიდს

$$2N_2O_4 + H_2O \rightarrow 2HNO_3 + N_2O_3$$

N_2O_5 - აზოტ(V)-ის ოქსიდი ანუ დიაზოტის პენტაოქსიდი



უფერო, გამჭვირვალე, კრისტალური ნივთიერებაა, ქროლდება 32^0C-ზე, არამდგრადია, ადვილად იშლება ოთახის ტემპერატურაზეც ჟანგბადის გამოყოფით:

$$2N_2O_5 \rightarrow 4NO_2 + O_2$$

ამიტომ ძლიერი მჟანგავია, მრავალი ორგანული ნაერთი მასთან შეხებისას აალდება.

მისი მიღება შეიძლება აზოტმჟავაზე რაიმე ძლიერი წყალწამრთმევი ნივთიერების, მაგალითად ფოსფორ(V)-ის ოქსიდის, მოქმედებით:

$$2HNO_3 + P_2O_5 \rightarrow N_2O_5 + 2HPO_3$$

წყალში იხსნება აზოტმჟავას წარმოქმნით:

$$N_2O_5 + H_2O \rightarrow 2HNO_3$$

ტუტეებთან ურთიერთქმედებს აზოტმჟავას მარილების - ნიტრატების წარმოქმნით:

$$N_2O_5 + 2NaOH \rightarrow 2NaNO_3 + H_2O$$

აზოტ(III)-ის და (V)-ის ოქსიდები ძნელი მისაღებია და მათ პრაქტიკული მნიშვნელობა არა აქვთ.

აზოტოვანმჟავა – HNO_2 სუსტი, არამდგრადი მჟავაა, არსებობს მხოლოდ ძლიერ განზავებულ ხსნარებში და დაბალ ტემპერატურაზე. ხსნარის კონცენტრაციის გაზრდისას ან გაცხელებისას ის იშლება:

$$2HNO_2 \rightarrow NO_2 + NO + H_2O$$

აზოტოვანმჟავა ტუტეებთან რეაგირებისას წარმოქმნის შესაბამის მარილებს:

$$HNO_2 + KOH \rightarrow KNO_2 + H_2O$$

აზოტოვანმჟავას მარილებს ნიტრიტები ეწოდება. ნიტრიტები წყალში კარგად ხსნადი კრისტალური ნივთიერებებია.

ტუტე ლითონის ნიტრიტის ცივ ხსნარზე განზავებული H_2SO_4-ის დამატებისას მიიღება აზოტოვანმჟავა:

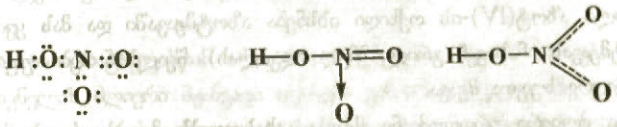
$$2NaNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2HNO_2$$

აზოტოვანმჟავა ავლენს როგორც მჟანგავ, ისე აღმდგენ ბუნებას. აღმდგენებთან ურთიერთქმედებისას აღდგება NO-მდე, ხოლო ძლიერ მჟანგავებთან ურთიერთქმედებისას იჟანგება HNO_3-მდე. მაგალითად:

$$2HNO_2 + 2HI \rightarrow I_2 + 2NO + 2H_2O$$

$$5HNO_2 + 2KMnO_4 + 3H_2SO_4 \rightarrow 5HNO_3 + 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 3H_2O$$

§9.5. აზოტმჟავა



აზოტმჟავაში აზოტის ვალენტობა 4-ის, ჟანგვის ხარისხი +5-ის ტოლია.

მიღება. ლაბორატორიაში აზოტმჟავას იღებენ მის მარილზე კონცენტრირებული გოგირდმჟავას მოქმედებით. გოგირდმჟავას სრული გარდაქმნა საშუალო მარილის მიღებით ძლიერ მაღალ ტემპერატურას მოითხოვს, რომლის დროსაც აზოტმჟავა იშლება, ამიტომ გოგირდმჟავას იღებენ ისეთი რაოდენობით, რომ წარმოიქმნას მჟავა მარილი და რეაქციას ატარებენ სუსტი გაცხელების პირობებში:

$$NaNO_3 + H_2SO_4 \rightarrow NaHSO_4 + HNO_3\uparrow$$

მრეწველობაში აზოტმჟავას იღებენ ამიაკისაგან. პროცესი რამდენიმე სტადიას მოიცავს:

ამიაკის კატალიზური ჟანგვა:

$$4NH_3 + 5O_2 \rightarrow 4NO + 6H_2O, \ -\Delta H \qquad (1)$$

აზოტ(II)-ის ოქსიდის ჟანგვა:

$$2NO + O_2 \rightleftarrows 2NO_2, \ -\Delta H \qquad (2)$$

აზოტმჟავას მიღება:

$$4NO_2 + O_2 + 2H_2O \rightleftarrows 4HNO_3, \ -\Delta H \qquad (3)$$

NO-ს მიღების მიზნით (1) ამიაკს ურევენ მინარევებისაგან გასუფთავებულ ჰაერს და მიღებულ ნარევს ატარებენ საკონტაქტო აპარატში გახურებულ პლატინა-როდიუმის შენადნობის კატალიზატორზე (აზოტმჟავას მიღების რკალურ მეთოდში აზოტ(II)-ის ოქსიდს იღებენ ჰაერის გატარებით ელექტრულ რკალში).

ვინაიდან NO-ს NO_2-მდე დაჟანგვის რეაქცია (2) შექცევადია, ეგზოთერმულია და მიმდინარეობს ნივთიერების რაოდენობის შემცირებით, ჟანგვის სიჩქარისა და NO_2-ის გამოსავლიანობის გაზრდის მიზნით, საკონტაქტო აპარატიდან გამოსულ აირთა ნარევს აცივებენ და კუმ-

შავენ 1 მპა წნევის ქვეშ, შემდეგ კი NO_2-ის და ჟანგბადის შემცველ აირებს უშვებენ მშთანთქმელ კოშკებში, რომლებიც აგებულია აზოტმჟავასა და აზოტის ოქსიდების მოქმედებისადმი მედეგი ქრომ-ნიკელიანი ფოლადის ფურცლებისაგან.

წყალთან აზოტ(IV)-ის ოქსიდის რეაქციის (3) შექცევადობის გამო წარმოიქმნება აზოტმჟავა, რომელშიც HNO_3-ის მასური წილი 0,6-ს არ აღემატება.

კონცენტრირებული მბოლავი აზოტმჟავას მისაღებად, რომელშიც HNO_3-ის მასური წილი 0,98-ია, უკანასკნელ პროცესს ახორციელებენ გაზრდილი წნევის ქვეშ (~5 მპა), რადგან წნევის გაზრდა იწვევს წონასწორობის გადახრას HNO_3-ის წარმოქმნის მხარეს.

კონცენტრირებული HNO_3-ის მისაღებად სხვა ხერხსაც იყენებენ. განზავებულ აზოტმჟავას ამატებენ კონცენტრირებულ გოგირდმჟავას და მიღებულ ნარევს გამოხდიან.

ფიზიკური თვისებები. აზოტმჟავა დამახასიათებელი მკვეთრი სუნის უფერო სითხეა. დულს 86^0C-ზე, -42^0C-ზე მყარდება. წყალს ერევა ნებისმიერი შეფარდებით. კონცენტრირებული აზოტმჟავა ჰაერზე "ბოლავს".

ქიმიური თვისებები. აზოტმჟავა არამდგრადი მჟავაა. ჩვეულებრივ პირობებში შხის სხივების მოქმედებით ან გაცხელებით იშლება აზოტ(IV)-ის ოქსიდის წარმოქმნით:

$$4HNO_3 \rightleftharpoons 4NO_2 + O_2 + 2H_2O$$

გამოყოფილი აზოტ(IV)-ის ოქსიდი იხსნება აზოტმჟავაში და მას ყვითელ ფერს აძლევს (ამიტომ აზოტმჟავას ინახავენ გრილ, ბნელ ადგილას). წყალხსნარები უფრო მდგრადია გაცხელებისადმი, ვიდრე სუფთა მჟავა.

აზოტმჟავა ძლიერი ერთფუძიანი მჟავაა, ახასიათებს მჟავას ყველა თვისება. ის ძლიერი ელექტროლიტია და წყალხსნარებში სრულად დისოცირდება იონებად:

$$HNO_3 \rightarrow H^+ + NO_3^-$$

აზოტმჟავა სხვა მჟავების მსგავსად ურთიერთქმედებს:

1. ფუძე ოქსიდებთან: $CuO + 2HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + H_2O$
2. ფუძეებთან: $Mg(OH)_2 + 2HNO_3 \rightarrow Mg(NO_3)_2 + 2H_2O$
3. მარილებთან: $CaCO_3 + 2HNO_3 \rightarrow Ca(NO_3)_2 + CO_2 + H_2O$

4. ლითონებთან ურთიერთქმედებისას, როგორც წესი, წყალბადის გამოყოფა არ ხდება. ეს იმითაა გამოწვეული, რომ აზოტმჟავა ძლიერი მჟანგავია (მასში აზოტს აქვს მაქსიმალური ჟანგვის ხარისხი +5) და გამოყოფილ წყალბადს ჟანგავს წყლამდე. რაც შეეხება მჟავას აღდგენის პროდუქტებს, მათი რაობა დამოკიდებულია თვით მჟავას კონცენტრაციასა და ლითონის აქტივობაზე. რაც უფრო განზავებულია აზოტმჟავა, მით უფრო ღრმად მიდის მისი აღდგენა.

კონცენტრირებული აზოტმჟავა ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე არ რეაგირებს ალუმინთან, ქრომთან, რკინასთან, გადაჰყავს ისინი პასიურ მდგომარეობაში, ვინაიდან ლითონთა ზედაპირზე წარმოიქმნება ოქსიდური აფსკი, რომელიც არ იხსნება ცივ კონცენტრირებულ მჟავაში. ამიტომ ამ უკანასკნელის შენახვა და გადატანა შეიძლება ამ ლითონებისაგან დამზადებულ ჭურჭელში. სხვა ლითონების უმრავლესობასთან ურთიერთქმედებისას კონცენტრირებული HNO_3 აღდგება NO_2-მდე. მაგალითად:

$$Cu + 4HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$$
$$Zn + 4HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$$

განზავებულ აზოტმჟავასთან არააქტიური ლითონების (Cu, Ag, Hg) ურთიერთქმედებისას გამოიყოფა აზოტ(II)-ის ოქსიდი:

$$3Cu + 8HNO_3 \rightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO\uparrow + 4H_2O$$

$$3Ag + 4HNO_3 \rightarrow 3AgNO_3 + NO\uparrow + 2H_2O$$

აქტიურ ლითონებთან (Zn, Mg და სხვ) მოქმედებისას კი, მჟავას კონცენტრაციის შესაბამისად, შეიძლება აღდგენა მოხდეს NO, N_2O, N_2 და NH_3-მდე (NH_3 რეაგირებს ჭარბ HNO_3-თან და გარდაიქმნება ამონიუმის მარილად). ქვემოთ მოყვანილია მაგნიუმსა და სხვადასხვა კონცენტრაციის აზოტმჟავას შორის მიმდინარე რეაქციის განტოლებები (მხედველობაში მისაღებია, რომ თითოეულ რეაქციას უპასუხებს რამდენიმე, მაგრამ დომინირებს მოყვანილი განტოლება):

$$Mg + 4HNO_3 \rightarrow Mg(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O \quad \sim 60\%\text{-იანი}$$
$$3Mg + 8HNO_3 \rightarrow 3Mg(NO_3)_2 + 2NO\uparrow + 4H_2O \quad \sim 30\%\text{-იანი}$$
$$4Mg + 10HNO_3 \rightarrow 4Mg(NO_3)_2 + N_2O + 5H_2O \quad \sim 20\%\text{-იანი}$$
$$5Mg + 12HNO_3 \rightarrow 5Mg(NO_3)_2 + N_2 + 6H_2O \quad \sim 10\%\text{-იანი}$$
$$4Mg + 10HNO_3 \rightarrow 4Mg(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + 3H_2O \quad \sim 3\%\text{-იანი}$$

როგორც ვხედავთ, ერთსა და იმავე ლითონთან ურთიერთქმედებისას აზოტმჟავა მით უფრო მეტად აღდგება, რაც უფრო მეტია მისი განზავება.

მაშასადამე, რაც უფრო მცირეა მჟავას კონცენტრაცია და მაღალია აზოტმჟავაში გახსნილი ლითონის აღმდგენი უნარი, მით უფრო დაბალია რეაქციის პროდუქტებში აზოტის ჟანგვის ხარისხი.

ოქრო და პლატინა აზოტმჟავასთან არ ურთიერთქმედებს, მაგრამ იხსნება ე. წ. „სამეფო წყალში". ამ უკანასკნელის ძლიერი მჟანგავი თვისება განპირობებულია იმით, რომ აზოტმჟავა ჟანგავს HCl-ს ატომური ქლორის გამოყოფით, რომელიც მეტად აქტიურია ლითონებთან რეაქციაში ("სამეფო წყალში" არ იხსნება Ag, რადგან მიიღება უხსნადი AgCl, რომელიც ხელს უშლის ვერცხლის შემდგომ გახსნას):

$$Au + HNO_3 + 3HCl \rightarrow AuCl_3 + NO + 2H_2O$$

HCl-ის საჭარბის შემთხვევაში მიიღება კომპლექსური მჟავა:

$$Au + HNO_3 + 4HCl \rightarrow H[AuCl_4] + NO + 2H_2O$$

5. აზოტმჟავა, განსაკუთრებით კონცენტრირებული, ჟანგავს არალითონებსაც შესაბამის მჟავებამდე. მაგალითად:

$$S + 6HNO_3 \rightarrow \underset{\text{კონც.}}{H_2SO_4} + 6NO_2 + 2H_2O$$

$$C + 4HNO_3 \rightarrow \underset{\text{კონც.}}{CO_2} + 4NO_2 + 2H_2O$$

$$3P + 5HNO_3 + 2H_2O \rightarrow \underset{\text{განზ.}}{3H_3PO_4} + 5NO$$

$$I_2 + 10HNO_3 \rightarrow \underset{\text{კონც.}}{2HIO_3} + 10NO_2 + 4H_2O$$

6. აზოტმჟავა ურთიერთქმედებს მთელ რიგ ორგანულ ნივთიერებებთან:

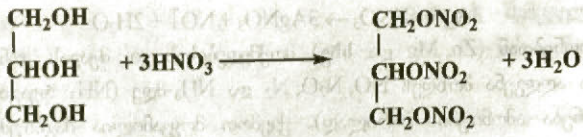
ა) ახდენს მათ ნიტრირებას. მაგალითად:

$$\mathbf{C_6H_6 + HNO_3 \xrightarrow{H_2SO_4} C_6H_5NO_2 + H_2O}$$

$$C_6H_5OH + 3HNO_3 \rightarrow C_6H_2(NO_2)_3OH + 3H_2O$$

ბ) სპირტებთან წარმოქმნის რთულ ეთერებს:

$$C_2H_5OH + HNO_3 \rightarrow C_2H_5ONO_2 + H_2O$$



კონცენტრირებული HNO_3 ცილოვან ნივთიერებებთან ურთიერთქმედებს ღია ყვითელი შეფერილობის ნიტრონაერთების წარმოქმნით. ამის გამო კანზე მისი მოხვედრისას ყვითელი ლაქები ჩნდება. აზოტმჟავა შლის მატყლს და ბუნებრივ აბრეშუმს.

გამოყენება. აზოტმჟავა ქიმიური მრეწველობის მნიშვნელოვანი პროდუქტია. დიდი რაოდენობით იხარჯება აზოტიანი სასუქების, ფეთქებადი ნივთიერებების, სამკურნალო პრეპარატების, საღებრების, ხელოვნური ბოჭკოს, პლასტმასებისა და სხვ. დასამზადებლად.

§9.6. აზოტმჟავას მარილები

აზოტმჟავას მარილებს ნიტრატები ეწოდება, ხოლო ნატრიუმის, კალიუმის, კალციუმის და ამონიუმის ნიტრატებს - გვარჯილები. მათ იყენებენ სასუქად.

ნიტრატები მიიღება ლითონებზე, მათ ოქსიდებზე და ჰიდროქსიდებზე HNO_3-ის მოქმედებით. ისინი წყალში კარგად ხსნადი კრისტალური ნივთიერებებია. ძლიერი ელექტროლიტებია და წყალში მთლიანად დისოცირდებიან იონებად:

$$KNO_3 \rightarrow K^+ + NO_3^-$$

$$Ca(NO_3)_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2NO_3^-$$

ნიტრატებს ახასიათებს მარილებისათვის დამახასიათებელი ყველა თვისება. ისინი ურთიერთქმედებენ:

1. ლითონებთან:

$$Zn + Cu(NO_3)_2 \rightarrow Cu + Zn(NO_3)_2$$

2. მჟავებთან:

$$Ba(NO_3)_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2HNO_3$$

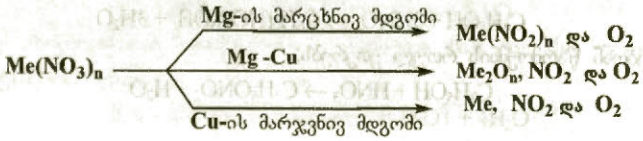
3. ტუტეებთან:

$$Cu(NO_3)_2 + 2NaOH \rightarrow Cu(OH)_2\downarrow + 2NaNO_3$$

4. მარილებთან:

$$AgNO_3 + NaCl \rightarrow AgCl\downarrow + NaNO_3$$

5. გახურებისას იშლებიან. დაშლის პროდუქტების რაობა დამოკიდებულია ლითონის მდებარეობაზე სტანდარტულ ელექტროდულ პოტენციალთა რიგში. მაგნიუმის მარცხნივ განლაგებულ ლითონთა ნიტრატები იშლება ნიტრიტებად და ჟანგბადად, მაგნიუმიდან სპილენძამდე (ჩათვლით) მდგომ ლითონთა ნიტრატები წარმოქმნის ლითონთა ოქსიდს, აზოტ(IV)-ის ოქსიდს და ჟანგბადს, ხოლო სპილენძის მარჯვნივ განლაგებულ ლითონთა ნიტრატების გახურებით მიიღება ლითონი, NO_2 და O_2, რაც შემდეგნაირად შეიძლება გამოისახოს:



მაგალითად:

$$2KNO_3 \rightarrow 2KNO_2 + O_2$$

$$2Cu(NO_3)_2 \rightarrow 2CuO + 4NO_2 + O_2$$

$$2AgNO_3 \rightarrow 2Ag + 2NO_2 + O_2$$

ნიტრატების მიერ ჟანგბადის ადვილად გაცემას ემყარება მათი გამოყენება პიროტექნიკაში (ბერძნ. pyr - ცეცხლი) ფეთქებადი ნივთიერებების დასამზადებლად. ამ მიზნით განსაკუთრებით ფართო გამოყენება პოვა კალიუმისა და ამონიუმის ნიტრატებმა. KNO_3 შედის შავი დენთის (75% - KNO_3, 15% - C, 10% - S) შემადგენლობაში. მისი წვის დროს მიმდინარეობს რეაქცია:

$$2KNO_3 + 3C + S \rightarrow K_2S + N_2 + 3CO_2$$

რეაქციის შედეგად გამოყოფილი სითბო განაპირობებს წარმოქმნილი აირების გაფართოებას, რის გამოც აირები გამტყორცნის თოფის ლულიდან ტყვიას. აირებთან ერთად გამოყოფილი კვამლი კალიუმის სულფიდია. ამონიუმის ნიტრატის, ალუმინის და ნახშირის ფხვნილისაგან ამზადებენ ასფეთქებელ ნივთიერებას - ამონალს.

ნიტრატების დაშლისას ჟანგბადის გამოყოფას ემყარება, აგრეთვე, მათი აღმოჩენა. თუ გავარვარებულ ნახშირზე მცირეოდენ ნიტრატს დავყრით, მოხდება აფეთქება.

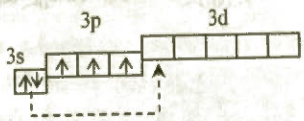
მარილში NO_3^--ის იონის არსებობა ადვილად შეიძლება დავადგინოთ კონცენტრირებულ გოგირდმჟავასა და სპილენძთან მარილის გახურებით:

$$2NaNO_3 + 2H_2SO_4 + Cu \rightarrow 2NO_2 + CuSO_4 + Na_2SO_4 + 2H_2O$$

რეაქციის მიმდინარეობის დამახასიათებელ ნიშანს წარმოადგენს მურა ფერის აირის (NO_2) გამოყოფა და ხსნარის ცისფრად შეფერვა (სპილენძის ჰიდრატირებული იონების შეფერილობა).

§9.7. ფოსფორი

ფოსფორი მოთავსებულია ელემენტთა პერიოდული სისტემის III პერიოდში, V ჯგუფის მთავარ ქვეჯგუფში. ატომური ნომერია 15, A_r =31. ელექტრონული გარსის აღნაგობის სქემა $_{15}P$ - 2.8.5. ელექტრონული ფორმულა – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$. გარე ენერგეტიკული დონის ელექტრონების ორბიტალებზე განაწილება ასეთია:



ბუნებრივი ფოსფორი შედგება ერთი მდგრადი იზოტოპისაგან $^{31}_{15}P$. ლითონებთან ავლენს –3-ის ტოლ უარყოფით ჟანგვის ხარისხს, ხოლო უფრო ელექტროუარყოფით ელემენტებთან (ჟანგბადთან, ქლორთან და სხვ.) +3, +5-ის ტოლ დადებით ჟანგვის ხარისხს. არალითონური თვისებები მასში გამოხატულია უფრო სუსტად, ვიდრე აზოტში.

სახელწოდება ფოსფორი (ბერძნ. phosphoros) ნიშნავს "ნათლის მატარებელს".

გავრცელება ბუნებაში. ფოსფორი ბუნებაში საკმაოდ გავრცელებულ ელემენტებს მიეკუთვნება. ქიმიური აქტივობის გამო მარტივი ნივთიერების სახით არ გვხვდება, გავრცელებულია ფოსფორიტის - $Ca_3(PO_4)_2$ და აპატიტების სახით. აპატიტები კალციუმის ფოსფატის გარდა შეიცავს კალციუმის ქლორიდს ან ფტორიდს: $3Ca_3(PO_4)_2 \cdot CaCl_2$ – ქლორაპატიტი, $3Ca_3(PO_4)_2 \cdot CaF_2$ - ფტორაპატიტი. აპატიტები გულკანური წარმოშობისაა, ფოსფორიტები ზღვის დანალექი ქანებია. ნაერთების სახით ფოსფორი შედის მცენარეულ უჯრედებში, ადა-

მიანის და ცხოველების ძვლოვან, კუნთოვან და ნერვული ქსოვილების შემადგენლობაში, სისხლში. ჩონჩხი ფოსფორს შეიცავს კალციუმის ფოსფატის სახით, ნერვული და კუნთოვანი ქსოვილები - ორგანული ნაერთების სახით. მოზრდილი ადამიანის ორგანიზმში 1 კგ-მდე ფოსფორია. ტვინის მუშაობა, კუნთების შეკუმშვა დაკავშირებულია ფოსფორის შემცველი ნაერთების ქიმიურ გარდაქმნასთან. ამიტომ უწოდეს ამ ელემენტს "სიცოცხლისა და აზრის ელემენტი".

მიღება. ფოსფორს იღებენ ელექტროღუმელებში, უჟანგბადო არეში, ფოსფორიტის ან აპატიტის ქვიშასთან და კოქსთან ერთად გახურებით (1600^0C):

$$Ca_3(PO_4)_2 + 5C + 3SiO_2 \rightarrow 2P + 5CO\uparrow + 3CaSiO_3, \quad +\Delta H$$

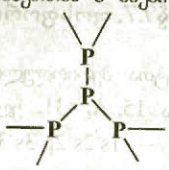
მაღალ ტემპერატურაზე სილიციუმ(IV)-ის ოქსიდი ფოსფატებიდან გამოყოფს ფოსფორ(V)-ის ოქსიდს, რომელიც კოქსით აღდგება თავისუფალ ფოსფორამდე:

$$Ca_3(PO_4)_2 + 3SiO_2 \rightarrow 3CaSiO_3 + P_2O_5$$

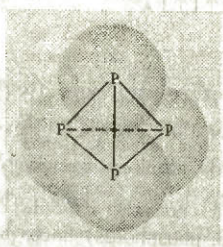
$$P_2O_5 + 5C \rightarrow 5CO + 2P$$

ფოსფორი მიიღება ორთქლის სახით, რომელიც კონდენსირდება ცივ წყალში (თეთრი ფოსფორი).

ფიზიკური თვისებები. ფოსფორი თავისუფალ მდგომარეობაში წარმოქმნის რამდენიმე ალოტროპიულ სახესხვაობას: თეთრ, წითელ და შავ ფოსფორს. რადგან ფოსფორის ატომს გარე ელექტრონულ შრეზე აქვს სამი გაუწყვილებელი ელექტრონი, აზოტის მსგავსად შეუძლია წარმოქმნას სამი კოვალენტური ბმა. მაგრამ, თუ აზოტის მოლეკულაში სამივე ბმას ორი ატომი ერთმანეთთან ამყარებს, ფოსფორის ყველა ალოტროპიულ სახესხვაობაში ატომები შეკავშირებულია მხოლოდ თითო ბმით. თუ ფოსფორის ატომი მიერთებს სამ სხვა ატომს, მაშინ უკანასკნელთაგან თითოეულს რჩება ორი გაუწყვილებელი ელექტრონი (ორი ვალენტობის ერთეული), რომლებიც შეიძლება დაიხარჯოს ერთმანეთთან σ ბმების განხორციელებაზე.

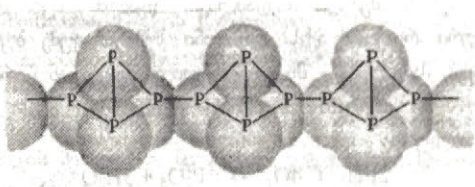


ასე წარმოიქმნება ოთხატომიანი მოლეკულა - P_4, რომელსაც წესიერი სამკუთხა პირამიდის (ტეტრაედრის) ფორმა აქვს:



ასეთი მოლეკულებისაგან არის აგებული თეთრი ფოსფორის კრისტალური მესერი. ის, მოლეკულური სტრუქტურის მქონე სხვა ნივთიერებების მსგავსად, ადვილლღობადი ($t_{ლღ}=44^0C$) და აქროლადი, უფერო, გამჭვირვალე, ცვილის მსგავსი ნივთიერებაა. მისი სიმკვრივეა 1,82 $გ/სმ^3$. არ იხსნება წყალში, მაგრამ იხსნება ორგანულ გამხსნელებში, მაგალითად, გოგირდნახშირბადში. ძლიერ მომწამლავია. ჰაერზე ადვილად იჟანგება ჩვეულებრივ ტემპერატურაზეც. ნე-

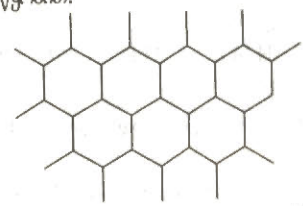
ლი ჟანგვისას თეთრი ფოსფორის მწვანე ნათება ქიმიური ენერგიის უშუალოდ სინათლის ენერგიად გარდაქმნითაა გამოწვეული. ჰაერზე ადვილად აალდება, ამიტომ ინახავენ წყალში. 1000^0C-ზე მაღალ ტემპერატურაზე თეთრი ფოსფორის მოლეკულები დისოცირდება - $P_4 \rightarrow 2P_2$; 2000^0C-ზე ზეცით ორატომიანი მოლეკულები იშლება ატომებად: $P_2 \rightarrow 2P$. თეთრი ფოსფორი რამდენიმე დღე-ღამის განმავლობაში ~170^0C-ზე უჰაეროდ გახურებისას გარდაიქმნება წითელ ფოსფორად. ეს უკანასკნელი მურა წითელი ფერის ფხვნილისებური ნივთიერებაა, მისი



სიმკვრივეა 2,34 გ/სმ^3. კრისტალური სტრუქტურა ატომურია. ფოსფორის ყოველი ატომი მესერში დაკავშირებულია სამ სხვა ატომთან, რომელთაგან თითოეული დარჩენილი ორი თავისუფალი ვალენტობის ხარჯზე უკავშირდება სხვა ატომებს:

ატომური კრისტალური სტრუქტურის მქონე ნებისმიერი ნივთიერების მსგავსად წითელი ფოსფორი არააქროლადია, არ იხსნება წყალსა და გოგირდნახშირბადში, მოქმედი არ არის, ჰაერზე არ იჟანგება და არ ანათებს, აალდება მხოლოდ მაღალ ტემპერატურაზე. უჰაეროდ ძლიერი გახურებისას (416^0C) ქროლდება და ორთქლის კონდენსაციის შემდეგ კვლავ თეთრ ფოსფორად გარდაიქმნება.

შავი ფოსფორის კრისტალური სტრუქტურაც, წითელი ფოსფორის მსგავსად, ატომურია, მაგრამ განსხვავდება ატომების წყობით:



მიიღება თეთრი ფოსფორის გახურებით უჟანგბადო არეში, 200^0C-ტემპერატურაზე, ძლიერ მაღალი წნევის (1200 მპა) პირობებში. გარეგნობით გრაფიტს ჰგავს, შეხებისას ცხიმოვანია. არ არის მოქმედი, არ იხსნება წყალსა და ორგანულ გამხსნელებში. ხასიათდება ნახევარგამტარული თვისებებით.

ქიმიური თვისებები. ფოსფორი ქიმიურად ძლიერ აქტიური არალითონია.

1. ალოტროპიული სახესხვაობების ქიმიური აქტიურობა მნიშვნელოვნად განსხვავდება ერთმანეთისაგან. მაგალითად, თეთრი ფოსფორი ჰაერზე აალდება 60^0C-ზე, წითელი - 270^0C-ზე, შავი კი საერთოდ არ იჩენს აალების უნარს. ყველა შემთხვევაში ფოსფორის წვისას მიიღება ფოსფორ(V)-ის ოქსიდი თეთრი კვამლის სახით:

$$4P + 5O_2 \rightarrow 2P_2O_5$$

ჰაერის ნაკლებობისას, ან ნელი ჟანგვისას მიიღება ფოსფორ(III)-ის ოქსიდი:

$$4P + 3O_2 \rightarrow 2P_2O_3$$

2. გახურებისას ლითონებთან წარმოქმნის ნაერთებს, რომლებსაც ფოსფიდები ეწოდება:

$$3K + P \rightarrow K_3P$$

$$3\,Ca + 2\,P \rightarrow Ca_3P_2$$

$$Al + P \rightarrow AlP$$

ფოსფიდები ადვილად ჰიდროლიზდება - იშლება წყლით ფოსფინის გამოყოფით:

$$Ca_3P_2 + 6\,H_2O \rightarrow 3\,Ca(OH)_2 + 2\,PH_3\uparrow$$

ფოსფინი - ფოსფორის წყალბადნაერთი - იმდენად არამდგრადია, რომ, ამიაკისაგან განსხვავებით, წყალბადთან ფოსფორის უშუალო შეერთებით არ მიიღება. ის უფერო, არასასიამოვნო (ნივრის) სუნის მქონე, მომწამლავი, წყალში მცირედ ხსნადი აირია. მის წყალხსნარს ნეიტრალური რეაქცია აქვს. ფოსფინი სუსტი ფუძე ბუნების ნაერთია, ამიტომ მარილებს - ფოსფონიუმის მარილებს - მხოლოდ ძლიერ მჟავებთან წარმოქმნის:

$$PH_3 + HJ \rightarrow PH_4J$$

ფოსფინი ჰაერზე თვითაალდება:

$$2PH_3 + 4O_2 \rightarrow P_2O_5 + 3H_2O$$

3. ფოსფორი მაღალ ტემპერატურაზე რეაგირებს არალითონებთან - ჰალოგენებთან, გოგირდთან. ამასთან, რეაქციის შედეგად შეიძლება მივიღოთ ფოსფორ(III)-ისა და ფოსფორ(V)-ის ნაერთები:

$$2P + 3Cl_2 \rightarrow 2PCl_3$$

$$2P + 5Cl_2 \rightarrow 2PCl_5$$

$$2P + 3Br_2 \rightarrow 2PBr_3$$

$$2P + 3J_2 \rightarrow 2PJ_3$$

$$2P + 3S \rightarrow P_2S_3$$

4. ურთიერთქმედებს მჟანგავ მჟავებთან:

$$3P + 5HNO_3 + 2H_2O \rightarrow 3H_3PO_4 + 5NO$$

განზ.

$$2P + 5H_2SO_4 \rightarrow 2H_3PO_4 + 5SO_2 + 2H_2O$$

კონც.

რეაქციები თეთრ ფოსფორთან გაცილებით ადვილად ხორციელდება, ვიდრე წითელ ფოსფორთან.

გამოყენება. წითელმა ფოსფორმა გამოყენება პოვა ასანთის წარმოებაში. ბერთოლეს მარილის გოგირდთან ნარევს შეიცავს ასანთის თავი, ხოლო წითელ ფოსფორს - ასანთის ყუთის გვერდების ზედაპირი. ბერთოლეს მარილთან სუსტი ხახუნითაც კი წითელი ფოსფორი ფეთქებით ინთება:

$$6P + 5KClO_3 \rightarrow 5KCl + 3P_2O_5$$

ამ რეაქციას ადგილი აქვს ყოველთვის, როცა ასანთს ვანთებთ. თეთრ ფოსფორს იყენებენ ფარმაცევტული პრეპარატების დასამზადებლად.

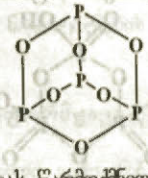
§9.8. ფოსფორის ოქსიდები, ფოსფოროვანმჟავა

ფოსფორი წარმოქმნის ორ ოქსიდს: ფოსფორ(III)-ის და ფოსფორ(V)-ის ოქსიდებს.

ფოსფორ(III)-ის ოქსიდი წარმოიქმნება ფოსფორის არასრული წვისას ჟანგბადის ნაკლებობის პირობებში:

$$4P + 3O_2 \rightarrow 2P_2O_3$$

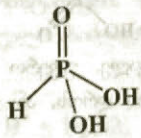
ის თეთრი, ცვილისებური, ძლიერ მოშწამლავი, კრისტალური ნივთიერებაა. არსებობს დიმერის - P_4O_6-ის სახით. მას ციკლური აღნაგობა აქვს და გამოისახება შემდეგნაირად:



წყალში იხსნება ფოსფოროვანმჟავას წარმოქმნით:

$$P_4O_6 + 6H_2O \rightarrow 4H_3PO_3$$

ფოსფოროვანმჟავა უფერო, წყალში კარგად ხსნადი მყარი ნივთიერებაა ($t_{ლღ}$=74^{0}C). საშუალო ძალის ორფუძიანი მჟავაა. მასში წყალბადის სამი ატომიდან ორი დაკავშირებულია ფოსფორის ატომთან ჟანგბადის მეშვეობით, მესამე კი – უშუალოდ და ამ ატომს ლითონის ატომით ჩანაცვლების უნარი არა აქვს:



ფოსფოროვანმჟავა, გარდა ფოსფორ(III)-ის ოქსიდის წყალში გახსნისა, მიიღება PCl_3-ის ჰიდროლიზითაც:

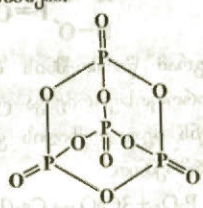
$$PCl_3 + 3H_2O \rightarrow H_3PO_3 + 3HCl$$

ფოსფოროვანმჟავას საშუალო მარილებს ფოსფიტები ეწოდება (მაგალითად, Na_2HPO_3, $CaHPO_3$, $(NH_4)_2HPO_3$), ხოლო მჟავა მარილებს – ჰიდროფოსფიტები (NaH_2PO_3, $Ca(H_2PO_3)_2$, $NH_4H_2PO_3$).

ფოსფორის ჭარბ ჟანგბადში წვისას წარმოიქმნება ფოსფორ(V)-ის ოქსიდი, რომელიც ჩვეულებრივ პირობებში არსებობს დიმერის – P_4O_{10} სახით.

$$4P + 5O_2 \rightarrow P_4O_{10}$$

მისი აღნაგობა შემდეგნაირად გამოისახება:



სიმარტივისათვის რეაქციების განტოლებებში წერენ არა P_4O_{10}-ს, არამედ P_2O_5-ს. ის თეთრი, ძლიერ ჰიგროსკოპული, მყარი ნივთიერებაა. ენერგიულად უერთდება წყალს დიდი რაოდენობით სითბოს გამოყოფით. წყალთან ურთიერთქმედებით წარმოქმნის რამდენიმე მჟავას:

HPO_3 - მეტაფოსფორმჟავას

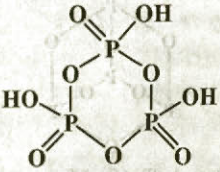
H_3PO_4 - ორთოფოსფორმჟავას

$H_4P_2O_7$ - პიროფოსფორმჟავას

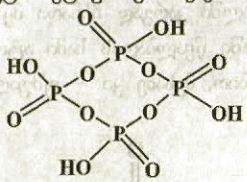
თუ ფოსფორ(V)-ის ოქსიდზე მცირე რაოდენობა ცივი წყლით ვიმოქმედებთ, მიიღება მეტაფოსფორმჟავა:

$$P_2O_5 + H_2O \rightarrow 2HPO_3$$

ფორმულა HPO_3 პირობითია, სინამდვილეში ის არსებობს პოლიმერული ფორმით – $(HPO_3)_n$, სადაც n=3÷8. თუ n=3, მაშინ მიიღება ტრიმერი - ტრიმეტაფოსფორმჟავა:



თუ n=4, მიიღება ტეტრამერი - ტეტრამეტაფოსფორმჟავა:



მეტაფოსფორმჟავა მყარი, გამჭვირვალე, უფერო ნივთიერებაა, კარგად იხსნება წყალში, ძლიერ ტოქსიკურია. წყალთან დუღილის დროს, ან დაყოვნებისას იერთებს წყალს და წარმოქმნის ორთოფოსფორმჟავას:

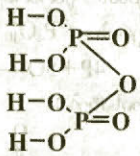
$$HPO_3 + H_2O \rightarrow H_3PO_4$$

ორთოფოსფორმჟავა მიიღება, ავრეთვე, ფოსფორ(V)-ის ოქსიდის გახსნით დიდი რაოდენობით ცხელ წყალში:

$$P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_4$$

ორთოფოსფორმჟავას 200^{0}C-მდე გაცხელებისას წარმოიქმნება პიროფოსფორმჟავა:

$$2H_3PO_4 \rightarrow H_4P_2O_7 + H_2O$$



ეს მჟავა ოთხფუძიანია, მაგრამ წარმოქმნის მარილთა ორ რიგს – ორჩანაცვლებულს და ოთხჩანაცვლებულს. პიროფოსფორმჟავა ტოქსიკურია.

ფოსფორ(V)-ის ოქსიდი ავლენს მჟავა ოქსიდის ყველა თვისებას. რეაგირებს ფუძე ოქსიდებთან, ტუტეებთან მარილების წარმოქმნით:

$$P_2O_5 + 3CaO \rightarrow Ca_3(PO_4)_2$$

$$P_2O_5 + 6NaOH \rightarrow 2Na_3PO_4 + 3H_2O$$

$$P_2O_5 + 4NaOH \rightarrow 2Na_2HPO_4 + H_2O$$

$$P_2O_5 + 2NaOH + H_2O \rightarrow 2NaH_2PO_4$$

$$P_2O_5 + 3Ca(OH)_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2O$$

$$2NH_3 + P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow 2NH_4H_2PO_4$$

ფოსფორ(V)-ის ოქსიდი ხარბად იერთებს წყალს, ამიტომ ეფექტურ წყალწამრთმევ საშუალებად ითვლება. ის წყალს ართმევს ისეთ ძლიერ მჟავებსაც კი, როგორიცაა გოგირდმჟავა, აზოტმჟავა, ქლორმჟავა და სხვა.

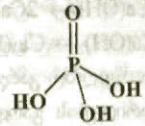
$$P_2O_5 + 2HNO_3 \rightarrow 2HPO_3 + N_2O_5$$

$$P_2O_5 + H_2SO_4 \rightarrow 2HPO_3 + SO_3$$
$$P_2O_5 + 2HClO_4 \rightarrow 2HPO_3 + Cl_2O_7$$

ფოსფორ(V)-ის ოქსიდი გამოიყენება ნივთიერებების გასაშრობად.

§9.9. ორთოფოსფორმჟავა და მისი მარილები

ფოსფორის მჟავებიდან ყველაზე დიდი გამოყენება აქვს ორთოფოსფორმჟავას, რომელსაც, ჩვეულებრივ, ფოსფორმჟავას უწოდებენ. მის მოლეკულას ტეტრაედრული აღნაგობა აქვს:



უწყლო ფოსფორმჟავა თეთრი, კრისტალური, წყალში კარგად ხსნადი, არააქროლადი ნივთიერებაა. ის სამფუძიანი მჟავა, საშუალო სიძლიერის ელექტროლიტია და წყალში საფეხურებად დისოცირდება:

$$H_3PO_4 \rightleftharpoons H^+ + H_2PO_4^- \qquad K_1 = 7.6 \cdot 10^{-3}$$
$$H_2PO_4^- \rightleftharpoons H^+ + HPO_4^{2-} \qquad K_2 = 6.2 \cdot 10^{-8}$$
$$HPO_4^{2-} \rightleftharpoons H^+ + PO_4^{3-} \qquad K_3 = 4.2 \cdot 10^{-13}$$

დისოციაცია, ძირითადად, I საფეხურით მიმდინარეობს. ყოველი შემდგომი წყალბადის იონი უფრო ძნელად სცილდება, ვიდრე წინა, რადგან ანიონის მუხტის გაზრდის გამო მის მიერ პროტონის მიზიდვა ძლიერდება.

ლაბორატორიაში ფოსფორმჟავა მიიღება წითელ ფოსფორზე 30%-იანი ცხელი აზოტმჟავას მოქმედებით:

$$3P + 5HNO_3 + 2H_2O \rightarrow 3H_3PO_4 + 5NO\uparrow$$

ტექნიკური მიზნებისათვის ფოსფორმჟავას იღებენ კალციუმის ფოსფატზე განზავებული გოგირდმჟავას მოქმედებით:

$$Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2SO_4 \rightarrow 3CaSO_4\downarrow + 2H_3PO_4$$

რეაქციის პროდუქტებს აცილებენ გაფილტვრით.

მრეწველობაში სუფთა ფოსფორმჟავა სხვა ხერხითაც მიიღება. ჯერ ფოსფორიტიდან იღებენ ფოსფორს, შემდეგ ჟანგავენ ოქსიდამდე და ოქსიდის წყალთან ურთიერთქმედებით იღებენ 80%-იან ფოსფორმჟავას:

$$2Ca_3(PO_4)_2 + 10C + 6SiO_2 \rightarrow P_4\uparrow + 10CO\uparrow + 6CaSiO_3$$
$$P_4 + 5O_2 \rightarrow P_4O_{10}$$
$$P_4O_{10} + 6H_2O \rightarrow 4H_3PO_4$$

ამ ხერხით მიღებულ მჟავას თერმული ფოსფორმჟავას უწოდებენ.

ფოსფორმჟავას მჟავების დამახასიათებელი ყველა თვისება ახასიათებს. ის სამფუძიანი მჟავა და იძლევა სამი ტიპის მარილს:

ფოსფატები (სამჩანაცვლებული)	ჰიდროფოსფატები (ორჩანაცვლებული)	დიჰიდროფოსფატები (ერთჩანაცვლებული)
Na_3PO_4	Na_2HPO_4	NaH_2PO_4
$Ca_3(PO_4)_2$	$CaHPO_4$	$Ca(H_2PO_4)_2$

$(NH_4)_3PO_4$ $(NH_4)_2HPO_4$ $NH_4H_2PO_4$

მჟავა მარილები მიიღება ფოსფორმჟავას არასრული ნეიტრალიზაციით:

$$H_3PO_4 + NaOH \rightarrow NaH_2PO_4 + H_2O$$

$$H_3PO_4 + 2NaOH \rightarrow Na_2HPO_4 + 2H_2O$$

$$H_3PO_4 + 3NaOH \rightarrow Na_3PO_4 + 3H_2O$$

ფოსფორმჟავას ხსნარზე კირიანი წყლის თანდათანობით დამატებისას მიმდინარეობს რეაქციები:

$$2H_3PO_4 + Ca(OH)_2 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2 + 2H_2O$$

$$Ca(H_2PO_4)_2 + Ca(OH)_2 \rightarrow 2CaHPO_4 + 2H_2O$$

$$2CaHPO_4 + Ca(OH)_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + 2H_2O$$

ყველა ლითონის დიჰიდროფოსფატი წყალში კარგად ხსნადია. ფოსფატები წყალში უხსნადია, ტუტე ლითონთა და ამონიუმის მარილების გარდა. ჰიდროფოსფატებს ხსნადობის მიხედვით შუალედური მდგომარეობა უკავია დიჰიდროფოსფატებსა და ფოსფატებს შორის. წყალში უხსნადი ყველა ფოსფატი იხსნება მჟავებში, ვინაიდან გადადის მჟავა მარილში. მაგალითად:

$$Ca_3(PO_4)_2 + 2H_2SO_4 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2 + 2CaSO_4$$

$$Ca_3(PO_4)_2 + 4H_3PO_4 \rightarrow 3Ca(H_2PO_4)_2$$

$$Ca_3(PO_4)_2 + 4H^+ \rightarrow 3Ca^{2+} + 2H_2PO_4^-$$

თუ კალციუმის ჰიდროქსიდის ხსნარს თანდათან დავამატებთ ფოსფორმჟავას ხსნარს, მიიღება კალციუმის ფოსფატის ნალექი, რომელიც გაიხსნება მჟავას შემდგომი დამატებისას.

$$3Ca(OH)_2 + 2H_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + 6H_2O$$

$$Ca_3(PO_4)_2 + H_3PO_4 \rightarrow 3CaHPO_4$$

$$CaHPO_4 + H_3PO_4 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2$$

PO_4^{3-} იონების აღმოსაჩენ რეაქტივად ითვლება ვერცხლის ნიტრატი. ამ იონების შემცველ ხსნარზე ვერცხლის ნიტრატის მოქმედებით წარმოიქმნება ვერცხლის ფოსფატის ნალექი:

$$Na_3PO_4 + 3AgNO_3 \rightarrow Ag_3PO_4\downarrow + 3NaNO_3$$

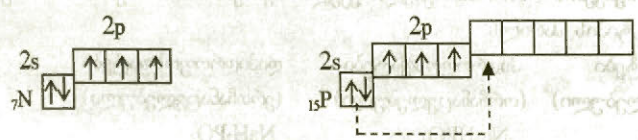
$$PO_4^{3-} + 3Ag^+ \rightarrow Ag_3PO_4$$

ვერცხლის ფოსფატი ღია ყვითელი ფერისაა და როგორც ყველა ფოსფატი, იხსნება ძლიერი მჟავას ხსნარის დამატებისას.

§9.10. V ჯგუფის მთავარი ქვეჯგუფის ელემენტების მოკლე დახასიათება

V ჯგუფის მთავარ ქვეჯგუფს შეადგენს ელემენტები: აზოტი - N, ფოსფორი - P, დარიშხანი - As, სტიბიუმი - Sb და ბისმუტი - Bi. მათ ატომებს გარე შრეზე აქვს ზუთი ელექტრონი ns^2np^3, რითიც აიხსნება ამ ელემენტების მსგავსი ქიმიური თვისებები.

ქვეჯგუფის პირველი ორი ელემენტის მაგალითზე განვიხილოთ ატომთა გარე ენერგეტიკული დონის აღნაგობა:



ამ ელემენტების ატომთა გარე შრის ხუთი ელექტრონიდან ორი s- ელექტრონი გაწყვილებულია, ხოლო სამი p- ელექტრონი - გაუწყვილებელი. რადგან აზოტის ატომს გარე შრეზე d-ორბიტალები არ გააჩნია, ამიტომ აღგზნებისას არა აქვს ადგილი s- ელექტრონული წყვილის გათიშვას, მაგრამ, მიუხედავად ამისა, რიგ ნაერთებში, მაგალითად, აზოტმჟავაში, ნიტრატებსა და ამონიუმის მარილებში, აზოტის ვალენტობა 4-ის ტოლია, ვინაიდან ბმების წარმოქმნაში მონაწილეობს s- ელექტრონული წყვილიც (დონორ-აქცეპტორული მექანიზმით). ფოსფორისა და მისი მომდევნო ელემენტების ატომებს კი გარე შრეზე აქვს თავისუფალი d-ორბიტალები, ამიტომ აღგზნებისას ადგილი აქვს ვალენტური შესაძლებლობების გაზრდას (s-ელექტრონული წყვილის გათიშვას) და ატომებს უჩნდება ხუთი გაუწყვილებელი ელექტრონი. აქედან გამომდინარე, თუ ქვეჯგუფის ელემენტთა ვალენტობა არააღგზნებულ მდგომარეობაში 3-ის ტოლია, აღგზნებულ მდგომარეობაში, აზოტის გარდა, ყველა ელემენტისათვის იგი ხუთამდე იზრდება.

ქვეჯგუფის ელემენტთა ატომების გარე ელექტრონული შრის რვა ელექტრონამდე შევსებას აკლია სამი ელექტრონი. ისინი იერთებენ ამ ელექტრონებს და ავლენენ –3-ის ტოლ ჟანგვის ხარისხს. მაგრამ უფრო ელექტროუარყოფით ელემენტებთან, მაგალითად ჟანგბადთან, ავლენენ დადებით ჟანგვის ხარისხს, რომლის უმაღლესი მნიშვნელობაა +5.

ქვეჯგუფში ატომური ნომრის ზრდასთან ერთად ატომის რადიუსი იზრდება, იონიზაციის ენერგია მცირდება, შედეგად არალითონური თვისებები სუსტდება, ხოლო ლითონური - ძლიერდება. სწორედ ამით აიხსნება წყალბადნაერთების მდგრადობის შესუსტება და ჟანგბადნაერთების მდგრადობის გაძლიერება.

ქვეჯგუფის ელემენტები წარმოქმნიან RH_3 ტიპის წყალბადნაერთებს: NH_3 - ამიაკი, PH_3 - ფოსფინი, AsH_3 - არსინი, SbH_3 - სტიბინი, BiH_3 - ბისმუტინი. ნაერთთა მდგრადობა ატომის რადიუსის ზრდასთან ერთად ეცემა. NH_3 - მდგრადი ნაერთია, PH_3 - ნაკლებად მდგრადი, ვიდრე ამიაკი. არამდგრადობის გამო იგი, ამიაკისაგან განსხვავებით, არ მიიღება წყალბადთან ფოსფორის უშუალო შეერთებით; ის წარმოიქმნება ფოსფიდზე განზავებული მჟავას მოქმედებით:

$$N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$$

$$Ca_3P_2 + 6HCl \rightarrow 3CaCl_2 + 2PH_3\uparrow$$

ასევე მიიღება დანარჩენი ელემენტების წყალბადნაერთებიც:

$$Mg_3R_2 + 6HCl \rightarrow 3MgCl_2 + 2RH_3\uparrow$$

AsH_3 და SbH_3 ადვილად იშლება გახურებისას. BiH_3 - წარმოქმნისთანავე იშლება. ყველა წყალბადნაერთი, ამიაკის გარდა, ძლიერ მომწამლავი აირია, განსაკუთრებით არსინი.

წყალბადნაერთებში ელემენტის ბმა წყალბადთან ნაკლებად პოლარულია, ვიდრე ჟანგბადის ქვეჯგუფის ელემენტებისა, ან ჰალოგენებისა – წყალბადთან. ამიტომ წყალხსნარებში H^+ არ წარმოიქმნება. თავისუფალი ელექტრონული წყვილის დონორული თვისების გამო ისინი უნდა ავლენდნენ ფუძე ბუნებას. ყველაზე ძლიერად ეს გამოხატულია ამიაკში, PH_3-ის ფუძე ბუნება შესუსტებულია, AsH_3, SbH_3 და BiH_3 კი საერთოდ არ ავლენენ ფუძე თვისებებს.

ქვეჯგუფის ელემენტები წარმოქმნის ოქსიდებს ზოგადი ფორმულებით - R_2O_3 და R_2O_5. მათ შესაბამებათ მჟავები - HRO_2 და HRO_3; ორთომჟავები - H_3RO_3 და H_3RO_4 (აზოტის გარდა). მაგალითად:

$N_2O_3 - HNO_2$ აზოტოვანმჟავა	$N_2O_5 - HNO_3$ აზოტმჟავა
$P_2O_3 - H_3PO_3$ ფოსფოროვანმჟავა	$P_2O_5 - H_3PO_4$ ფოსფორმჟავა
$As_2O_3 - H_3AsO_3$ დარიშხანოვანმჟავა	$As_2O_5 - H_3AsO_4$ დარიშხანმჟავა

ქვეჯგუფში ოქსიდების ბუნება ატომური ნომრის ზრდასთან ერთად იცვლება: N_2O_3 - მჟავა ოქსიდია, P_2O_3 - უფრო სუსტი მჟავა ოქსიდი, As_2O_3 - ამფოტერული ოქსიდი, რომელშიც ჭარბობს მჟავა ბუნება, Sb_2O_3 - ამფოტერული ოქსიდი, ჭარბობს ფუძე ბუნება, Bi_2O_3 - ფუძე ოქსიდი.

მაშასადამე, ქვეჯგუფში აზოტიდან ბისმუტისაკენ R_2O_3 და R_2O_5 შედგენილობის ოქსიდების მჟავა ბუნება სუსტდება. ასევე იცვლება შესაბამისი ჰიდროქსიდების თვისებებიც. მაგალითად:

N_2O_3 - HNO_2, P_2O_3 - H_3PO_3 } მჟავები

As_2O_3 - H_3AsO_3, Sb_2O_3 - $Sb(OH)_3$ } ამფოტერული ჰიდროქსიდები

Bi_2O_3 - $Bi(OH)_3$ ფუძე

დარიშხანმჟავა თვისებებით ჰგავს ფოსფორმჟავას. სტიბიუმის და ბისმუტის უმაღლესი ოქსიდების შესაბამისი ჰიდროქსიდები მჟავა თვისებებს ძალიან სუსტად ავლენს.

მოცემული ქვეჯგუფის ელემენტებიდან განსაკუთრებით მნიშვნელოვანია აზოტი და ფოსფორი.

§9.11. მინერალური სასუქები

1840 წელს გერმანელმა ქიმიკოსმა ი. ლიბიხმა დაადგინა, რომ მცენარის ნორმალური ზრდა-განვითარებისათვის ნიადაგში აუცილებელია შემდეგი ათი ელემენტის ნაერთთა არსებობა: C, O, N, H, P, S, K, Ca, Mg, Fe. აღნიშნული ათი ელემენტის გარდა მცენარე მცირე რაოდენობით საჭიროებს: B, Mn, Cu, Zn, Co, Mo და სხვ. ელემენტებს. განსაკუთრებით დიდი რაოდენობით არის საჭირო K, N, P, რომლებიც ნიადაგში შეიტანება სასუქების სახით.

სასუქებს, რომლებიც მხოლოდ ერთ მკვებავ ელემენტს შეიცავს, ეწოდება მარტივი. მათ მიეკუთვნება ამონიუმის გვარჯილა - NH_4NO_3, კალიუმის ქლორიდი - KCl, ორმაგი სუპერფოსფატი - $Ca(H_2PO_4)_2$ და სხვ. **სასუქებს, რომლებიც ორ ან მეტ მკვებავ ელემენტს შეიცავს, ეწოდება კომპლექსური**. მათგან ზოგიერთი, მაგალითად, კალიუმის გვარჯილა - KNO_3, ინდივიდუალური ნივთიერებაა, ზოგიც — სხვადასხვა ნაერთის ნარევი. მაგალითად, ამოფოსკა - ამონიუმის მჟავა ფოსფატების - $NH_4H_2PO_4$, $(NH_4)_2HPO_4$ და კალიუმის ქლორიდის - KCl ნარევია. მხედველობაში უნდა მივიღოთ, რომ ნებისმიერი სასუქის შერევა არ შეიძლება, რადგან ზოგჯერ ისინი ურთიერთქმედებენ ერთმანეთთან, რის შედეგადაც მკვებავი ელემენტები აირად მდგომარეობაში ან ძნელად შესათვისებელ ფორმაში გადადის.

სასუქების კვებითი ღირებულება განისაზღვრება მათში მკვებავი ელემენტების შემცველობით. აზოტიანი სასუქების კვებითი ღირებულება განისაზღვრება მათში ელემენტ აზოტის მასური წილით, ფოსფორიანი სასუქებისა - P_2O_5-ის , ხოლო კალიუმიანი სასუქებისა - K_2O-ს მასური წილით. სასუქებში P_2O_5 და K_2O-ის მასური წილის განსაზღვრისას მხედველობაში უნდა მივიღოთ, რომ თვით სასუქებში ამ ფორმულების შესაბამისი ნაერთები არ შედის და გამოთვლა პირობით ხასიათს ატარებს. მაგალითად, კალიუმის ქლორიდის ($2KCl - K_2O$) კვებითი ღირებულებაა:

$$\omega(K_2O) = \frac{94}{149} \bullet 100 = 64\%$$

ამჟამად სასუქების მრეწველობა აწარმოებს დიდი რაოდენობით მკვებავი ელემენტების შემცველ კონცენტრირებულ სასუქებს. მაგალითად, მარტივი სუპერფოსფატის ნაცვლად, რომელიც 20%-მდე P_2O_5-ს შეიცავს, აწარმოებენ 48%-მდე P_2O_5-ის შემცველ ორმაგ სუპერფოსფატს.

სასუქი შეიძლება იყოს ჰიგროსკოპული ან არაჰიგროსკოპული. ჰიგროსკოპულია სასუქი, რომელიც შედარებით მშრალი ჰაერიდანაც კი შთანთქავს ტენს. ასეთია ამონიუმის გვარჯილა. სასუქებს, რომლებიც 80%-ზე მეტი ფარდობითი ტენიანობის ჰაერიდანაც კი არ ითვისებს ტენს, არაჰიგროსკოპულად თვლიან. მათ მიეკუთვნება კარბამიდი, ამონიუმის სულფატი. ჰიგროსკოპულობის გამო სასუქი იტკეპნება და მსხვილ ბელტებად გარდაიქმნება, რაც საჭიროებს გამოყენების წინ შრომატევადი პროცედურის ჩატარებას - მის დაქუცმაცებას. ამის თავიდან ასაცილებლად ამჟამად მრავალ სასუქს გრანულირებული (2-4 მმ დიამეტრის მარცვლების) სახით აწარმოებენ. გრანულირებული სასუქები ნაკლებად იტკეპნება, მათი ნიადაგში შეტანა უფრო მოხერხებულია და უფრო ეფექტურად ითვისებს მცენარეები, ვიდრე ფხვნილისებური სასუქს.

ფართოდ იყენებენ თხევად სასუქებს: თხევად ამიაკს, ამიაკიან წყალს, ამონიუმის გვარჯილის წყალხსნარს, კომპლექსური სასუქების ხსნარებს. თხევადი სასუქები უფრო იაფია, ვიდრე მყარი, მაგრამ ნიადაგში მათი შეტანისათვის აუცილებელია სპეციალური მოწყობილობა.

§9.11.1. აზოტიანი სასუქები

აზოტი მცენარეთა ზრდა-განვითარებისათვის აუცილებელი ელემენტია. მისი უკმარისობის დროს ფერხდება მცენარეთა ზრდა, ფოთლები ყვითლდება და ფოტოსინთეზის პროცესი წყდება.

ყველა მცენარეს არ შეუძლია ჰაერიდან თავისუფალი აზოტის და ნიადაგიდან ორგანულ ნივთიერებათა აზოტის შეთვისება. ისინი ნიადაგიდან აზოტს ითვისებენ ამონიუმ-იონის - NH_4^+ და ნიტრატ-იონის - NO_3^- სახით. ეს იონები წარმოიქმნება აზოტშემცველი ორგანული ნაერთებიდან ბაქტერიების მოქმედებით. ზოგიერთ ბაქტერიას აზოტი გადაჰყავს თავისუფალ მდგომარეობაში. ზოგიერთს კი, რომელიც ძირითადად ბუდობს პარკოსან მცენარეთა ფესვებზე, შეუძლია ჰაერიდან თავისუფალი აზოტის შეთვისება და სხვადასხვა ნაერთად გარდაქმნა. აზოტით ნიადაგის გამდიდრება ხდება, აგრეთვე, ელვა-ჭექის დროს წვიმის წვეთებში წარმოქმნილი აზოტმჟავას ხარჯზე, რომელიც ნიადაგში ნიტრატებად გარდაიქმნება.

ამგვარად, პროცესებს, რომელთა დროს ნიადაგიდან ბმული აზოტი თავისუფლდება, ბუნებაში უპირისპირდება პროცესები, რომლებიც ნიადაგში აზოტის დანაკლისს აკლებს; ხდება აზოტის მიმოქცევა. მაგრამ მცენარეებს უფრო მეტი აზოტი გამოაქვს ნიადაგიდან, ვიდრე უკან ბრუნდება ბუნებრივი პროცესების შედეგად. ამიტომ დროდადრო საჭიროა დანაკლისის შევსება აზოტიანი სასუქების შეტანით.

მყარი აზოტიანი სასუქებიდან ყველაზე მეტად კონცენტრირებულია შარდოვანა ანუ კარბამიდი $(NH_2)_2CO$. მას ღებულობენ ნახშირმჟავი(IV)-ის ოქსიდის ურთიერთქმედებით ამიაკთან მაღალ წნევასა და ტემპერატურაზე:

$$CO_2 + 2NH_3 \rightarrow (NH_2)_2CO + H_2O$$

ჰაერის ზომიერი ტენიანობის დროს ის არ შთანთქავს ტენს, ამიტომ შენახვისას ნაკლებად იტკეპნება. ნიადაგში გარდაიქმნება ამონიუმის კარბონატად:

$$(NH_2)_2CO + 2H_2O \rightarrow (NH_4)_2CO_3$$

აზოტიანი სასუქებიდან ამჟამად ფართოდ იყენებენ ამონიუმის ნიტრატს - ამონიუმის გვარჯილას. მასში აზოტის მასური წილი უფრო მაღალია, ვიდრე დანარჩენ მყარ აზოტიან სასუქებში, შარდოვანას გარდა. მაგრამ მის დიდ ნაკლად ითვლება ჰიგროსკოპულობა, რასაც თავიდან იცილებენ გრანულირებით ან ისეთი ნივთიერებების დამატებით, რომლებიც ხელს უშლიან ტენის შთანთქმას (ტენის შთანთქმისაგან დაცვის მიზნით ინახავენ პოლიეთილენის ტომრებში). მისი ნაკლია, აგრეთვე ის, რომ გამოყენებისას, ჰიდროლიზის გამო, ნიადაგის მჟავიანობა იზრდება:

$$NH_4^+ + H_2O \rightarrow NH_3 \cdot H_2O + H^+$$

მჟავა ნიადაგებში კი მკვეთრად ქვეითდება სასარგებლო მიკროორგანიზმების ცხოველქმედება.

ამონიუმის გვარჯილას ლებულობენ ამიაკით აზოტმჟავას განეიტრალებისას სპეციალურ აპარატებში:

$$NH_3 + HNO_3 \rightarrow NH_4NO_3, \ -\Delta H$$

კარბამიდს არ ახასიათებს ამონიუმის გვარჯილის ზემოთ მოყვანილი ნაკლოვანებანი, რის გამოც მისი წარმოება სულ უფრო ფართოვდება. კარბამიდისა და ამონიუმის გვარჯილის გარდა იყენებენ სხვა მყარ აზოტიან სასუქებსაც: ნატრიუმის გვარჯილას - $NaNO_3$, კალციუმის გვარჯილას - $Ca(NO_3)_2$, ამონიუმის სულფატს - $(NH_4)_2SO_4$. ფართოდ იყენებენ თხევად სასუქებსაც: თხევად ამიაკს, ამიაკიან წყალს (მასური წილით 0,20 - 0,25), ამონიუმის გვარჯილის წყალხსნარს.

გამოიყენება აზოტშემცველი კომპლექსური სასუქებიც. მათ შორის მნიშვნელოვანია:

კალიუმის გვარჯილა - KNO_3;

ამოფოსი – $(NH_4)_2HPO_4 + NH_4H_2PO_4$;

ამოფოსკა - $(NH_4)_2HPO_4 + NH_4H_2PO_4 + KCl$;

ნიტროამოფოსი - $NH_4H_2PO_4 + NH_4NO_3$;

ნიტროამოფოსკა - $NH_4H_2PO_4 + NH_4NO_3 + KCl$.

კომპლექსური სასუქები, გარდა აზოტისა, შეიცავს სხვა მკვებავ ელემენტებსაც - ფოსფორსა და კალიუმს.

§9.11.2. ფოსფორიანი სასუქები

ადამიანისა და ცხოველებისათვის ფოსფორის წყაროდ მცენარეული საკვები ითვლება. მცენარე კი ფოსფორს ითვისებს ნიადაგიდან ხსნადი ფოსფატების სახით. მცენარეთა და ცხოველთა ნამოების ლპობისას ფოსფორი კვლავ ნიადაგს უბრუნდება, ძირითადად, ორგანული ნაერთების სახით. ნიადაგში არსებული ფოსფორბაქტერიები მცენარისათვის შეუთვისებელ ფოსფორის ორგანულ ნაერთებს გარდაქმნის არაორგანულ ნაერთებად - ფოსფატებად. მაშასადამე, ბუნებაში მიმდინარეობს ფოსფორის მიმოქცევა და ისევე, როგორც აზოტის მიმოქცევაში, ნიადაგსა და მცენარეებს შორის შუამავლებად ფოსფორბაქტერიები გამოდიან. მცენარეს ნიადაგიდან უფრო მეტი ფოსფორი გამოაქვს, ვიდრე უბრუნდება ბუნებრივად მიმდინარე პროცესების დროს. ამიტომ საჭიროა პერიოდულად ნიადაგში ფოსფორშემცველი სასუქების შეტანა.

ყველაზე იაფი ფოსფორიანი სასუქია ფოსფორიტი (ფოსფორიტის ფქვილი). ის ფოსფორს შეიცავს წყალში უხსნადი კალციუმის ფოსფატის – $Ca_3(PO_4)_2$ სახით. ამიტომ გამოიყენება მხოლოდ მჟავა ნიადაგებში, სადაც უხსნადი საშუალო მარილი მჟავა მარილად გარდაიქმნება.

ფოსფორის შემცველ ბუნებრივ ნაერთებს ქიმიური მეთოდებით გარდაქმნიან ნებისმიერ ნიადაგში მცენარისათვის შესათვისებელ ნივთიერებებად.

ფოსფორიტებისა და აპატიტების გოგირდმჟავათი დამუშავებისას მიიღება **მარტივი სუპერფოსფატი**, რომელიც წარმოადგენს მარილების – $Ca(H_2PO_4)_2$ და $CaSO_4$-ის ნარევს:

$$Ca_3(PO_4)_2 + 2H_2SO_4 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2 + 2CaSO_4$$

$$3Ca_3(PO_4)_2 \cdot CaF_2 + 7H_2SO_4 \rightarrow 3Ca(H_2PO_4)_2 + 7CaSO_4 + 2HF$$

ის შედარებით იაფი სასუქია, მაგრამ ღარიბი, მკვებავი ელემენტების დაბალი შემცველობით (20%-მდე P_2O_5-ს შეიცავს). გარდა ამისა, სასუქში შემავალი კალციუმის სულფატი ბალასტია, რომელიც ზედმეტ სატრანსპორტო ხარჯებს მოითხოვს და ამასთან უარყოფითად მოქმედებს ნიადაგის სტრუქტურაზე.

კონცენტრირებული ფოსფორიანი სასუქია **ორმაგი სუპერფოსფატი** - $Ca(H_2PO_4)_2$ (48%-მდე P_2O_5-ს შეიცავს), რომელიც, მარტივი სუპერფოსფატისაგან განსხვავებით, არ შეიცავს ბალასტს – $CaSO_4$-ს. მის მისაღებად ჯერ კალციუმის ფოსფატიდან ღებულობენ ფოსფორმჟავას:

$$Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2SO_4 \rightarrow 3CaSO_4 + 2H_3PO_4$$

შემდეგ კი ფოსფორმჟავას 80%-იანი წყალხსნარით ამუშავებენ ბუნებრივ ფოსფორიტს ან აპატიტს:

$$Ca_3(PO_4)_2 + 4H_3PO_4 \rightarrow 3Ca(H_2PO_4)_2$$

კონცენტრირებული ფოსფორიანი სასუქია, აგრეთვე, პრეციპიტატი - $CaHPO_4 \cdot 2H_2O$. ის მიიღება ჩამქრალ კირზე ფოსფორმჟავას მოქმედებით:

$$H_3PO_4 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaHPO_4 \cdot 2H_2O$$

ამიაკთან ფოსფორმჟავას ურთიერთქმედებით ღებულობენ ძვირფას კომპლექსურ სასუქს - ამოფოსს, რომელიც ფოსფორთან ერთად აზოტსაც შეიცავს და წარმოადგენს ამონიუმის დიჰიდროფოსფატისა და ჰიდროფოსფატის ნარევს:

$$NH_3 + H_3PO_4 \rightarrow NH_4H_2PO_4$$

$$2NH_3 + H_3PO_4 \rightarrow (NH_4)_2HPO_4$$

ფოსფორშემცველი კომპლექსური სასუქებიდან მნიშვნელოვანია ამოფოსკა, ნიტროამოფოსი და ნიტროამოფოსკა.

§9.11.3. კალიუმიანი სასუქები

კალიუმი მიეკუთვნება მცენარეთა ზრდა-განვითარებისათვის აუცილებელ ელემენტთა რიცხვს. ნიადაგში მისი ნაკლებობა იწვევს მოსავლიანობის შემცირებას. ამიტომ მოპოვებული კალიუმის მარილების თითქმის 90% სასუქად გამოიყენება.

კალიუმიანი სასუქია როგორც ბუნებრივი ნაერთები, ძირითადად მინერალი სილვინიტი, კარნალიტი, ასევე მათი გადამუშავების პროდუქტები, მაგალითად, სილვინიტის გადამუშავებით მიღებული KCl.

სილვინიტის გადამუშავებას, ე.ი. KCl-ის დაცილებას NaCl-საგან, საფუძვლად უდევს ამ მარილების წყალში ხსნადობის ტემპერატურაზე დამოკიდებულება. ცნობილია, რომ ნატრიუმის ქლორიდის ხსნადობა ტემპერატურის მომატებისას თითქმის არ იცვლება, კალიუმის ქლორიდის ხსნადობა კი მკვეთრად იზრდება. მათ დასაცილებლად ამზადებენ სილვინიტის ნაჯერ ხსნარს 100°C-ზე და აცივებენ ოთახის ტემპერატურამდე. ამ დროს KCl-ის მნიშვნელოვანი ნაწილი

გამოილექება ხსნარიდან. კრისტალებს გაფილტვრით აცილებენ, ხოლო ხსნარს სილვინიტის ახალი ულუფის გასახსნელად იყენებენ.

ამჟამად დაინერგა და ფართოდ გამოიყენება ნატრიუმის და კალიუმის ქლორიდების დაყოფის უფრო ხელსაყრელი ფლოტაციური ხერხი. ამ მიზნით სილვინიტის მადნისაგან ამზადებენ ნაჯერ ხსნარს და ამატებენ რეაგენტს, რომელიც KCl-ის ნაწილაკების ზედაპირზე შეკავდება. ასეთი ნაწილაკები წყლით აღარ სველდება. ნარევში ჰაერის ნაკადის გატარებისას ჰაერის ბუშტუკები ფიქსირდება KCl-ის მარცვლების ზედაპირზე, მარცვლები ხსნარიდან ამოტივტივდება და ქაფთან ერთად სცილდება.

ვინაიდან მრავალ მცენარეზე (ვაზი, კარტოფილი, თამბაქო) ცუდად მოქმედებს ნიადაგში ქლორიდ-იონების სიჭარბე, კალიუმის ქლორიდს ცვლიან უქლორო სასუქებით, როგორიცაა: K_3PO_4, K_2SO_4, KNO_3.

მაღალხარისხოვან კალიუმიან სასუქად ითვლება მცენარეულ მასალათა წვის დროს წარმოქმნილი ნაცარი, რომელიც შეიცავს პოტაშს – K_2CO_3. მაგალითად, ხის ნაცარში ~50% K_2CO_3-ია.

კალიუმის შემცველი კომპლექსური სასუქებიდან გამოიყენება, აგრეთვე, ამოფოსკა და ნიტროამოფოსკა.

კითხვები და სავარჯიშოები

1. რად გარდაიქმნება მეთანის მოლეკულა, თუ ნახშირბადის ატომბირთვში დამატებით ჩაინერგება პროტონი?
2. თქვენთვის ცნობილი ნაერთებიდან რომელი შეიცავს აზოტს ყველაზე დიდი რაოდენობით?
3. შეიძლება თუ არა ამიაკის სინთეზი ჰაერისა და წყალბადისაგან?
4. რატომ არ არის მიზანშეწონილი ჰაერის ნაცვლად სუფთა ჟანგბადის გამოყენება ამიაკის კატალიზური ჟანგვის დროს (ჟანგბადის სიძვირეს მხედველობაში ნუ მიიღებთ)?
5. ამიაკი შესაძლებელია მივიღოთ ამონიუმის ფოსფატის გახურებით, მაშინ როცა, ამონიუმის ქლორიდიდან მისი მიღებისას აუცილებელია ტუტის დამატება. ახსენით მიზეზი.
6. რა შეიმჩნევა სინჯარაში ამონიუმბრომიდის ძლიერი გახურებისას?
7. მოიყვანეთ: ა) ამონიუმის მარილების, ბ) ლითონთა ნიტრატების დაშლის სამი, არსებითად განსხვავებული მაგალითი.
8. რითი შეიძლება აიხსნას ამონიუმის მარილების თერმული დაშლის პროდუქტების განსხვავება შემდეგ რეაქციებში: $NH_4Cl \rightarrow NH_3+HCl$, $(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow N_2+4H_2O+Cr_2O_3$, $(NH_4)_3PO_4 \rightarrow 3NH_3+H_3PO_4$, $NH_4NO_3 \rightarrow N_2O+2H_2O$
9. თხევადი ამიაკი და წყალი არ ატარებს ელექტრულ დენს. როგორ ავხსნათ ამიაკიანი წყლის ელგამტარობა?
10. აზოტის ატომის ჰიბრიდული მდგომარეობის გათვალისწინებით ახსენით ამიაკის მოლეკულის პირამიდული და ამონიუმის იონის ტეტრაედრული აღნაგობა.
11. როგორ დავაცილოთ ერთმანეთს KBr, NH_4Br, I_2-ის ნარევი?
12. როგორ მივიღოთ ჰაერისა და წყლისაგან მარილი, რომელიც სასუქად გამოიყენება?
13. რატომაა უცნობი აზოტ(II)-ის ოქსიდის სუნი?
14. რით აიხსნება აზოტ(V)-ის ოქსიდის კარგი ხსნადობა წყალში?

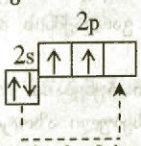
15. როგორ დავაცილოთ აზოტ(II)-ის და აზოტ(V)-ის ოქსიდები ერთმანეთს?
16. რა მიიღება ნატრიუმის ჰიდროქსიდის ხსნარის მოქმედებით ტოლი მოცულობით აღებულ აზოტ(II)-ის და აზოტ(V)-ის ოქსიდის ნარევზე?
17. ქვემოთ ჩამოთვლილ ნივთიერებებიდან რომელთან ურთიერთქმედებს აზოტ(V)-ის ოქსიდი: KOH, Al_2O_3, $Al(OH)_3$, H_2O? დაწერეთ შესაბამის რეაქციათა განტოლებები იონური და მილეკულური სახით.
18. ლაბორატორიაში აზოტმჟავას მისაღებად რატომ იღებენ მყარ კალიუმის ნიტრატს, კონცენტრირებულ გოგირდმჟავას და რეაქციას ატარებენ გახურების პირობებში?
19. როგორ გავათავისუფლოთ აზოტმჟავა: ა) მარილმჟავას, ბ)გოგირდმჟავას მინარევისაგან? როგორ გამოვყოთ აზოტი მისი აზოტ (IV)-ის ოქსიდთან ნარევიდან?
20. როგორი მარილი წარმოიქმნება ტოლი მოცულობით ამიაკისა და გოგირდწყალბადის შერევისას?
21. რა ახალი ნივთიერებები შეიძლება მივიღოთ, თუ გამოვიყენებთ ქლორს, გოგირდს, ვერცხლის ნიტრატს, წყალს და მათი გარდაქმნის პროდუქტებს. დაწერეთ შესაბამისი რეაქციათა განტოლებები.
22. რატომაა ფოსფორი გავრცელებული ბუნებაში მხოლოდ ნაერთების სახით, მაშინ როცა, მასთან ერთად ერთ ჯგუფში მოთავსებული აზოტი უპირატესად თავისუფალი სახითაა?
23. აზოტისა და ფოსფორის ელექტროუარყოფითობების შედარების საფუძველზე შეიძლება გვევარაუდა, რომ აზოტი უფრო რეაქციისუნარიანია, ვიდრე ფოსფორი, რაც არ მართლდება – P_4 უფრო აქტიურია, ვიდრე N_2. იქნება თუ არა, თქვენი მოსაზრებით, P_2 უფრო აქტიური, ვიდრე P_4, თუ პირიქით?
24. რატომ არის წითელი ფოსფორი თეთრ ფოსფორზე მდგრადი, მაგრამ შავ ფოსფორზე ნაკლებად მდგრადი?
25. როგორ ალმოვაჩინოთ სინჯარაში ორთოფოსფორმჟავა?
26. რატომ აქვთ განსხვავებული pH ნატრიუმის ნიტრატისა და ნატრიუმის ფოსფატის ხსნარებს?
27. როგორ განვახორციელოთ შემდეგ გარდაქმნათა ჯაჭვი: ფოსფორიტის ფქვილი → ორთოფოსფორმჟავა → ამოფოსი → კალციუმის ფოსფატი → წითელი ფოსფორი → ფოსფორ(V)-ის ოქსიდი → მეტაფოსფორმჟავა → ორთოფოსფორმჟავა → პრეციპიტატი → ორმაგი სუპერფოსფატი → კალციუმის ფოსფატი.

თავი 10

ნახშირგაზი. სილიციუმი

§10.1. ნახშირბადი

ნახშირბადის ქიმიური ნიშანია C (ლათ. carboneum, carbo - ნახშირი). ის მოთავსებულია ელემენტთა პერიოდული სისტემის II პერიოდში, IV ჯგუფის მთავარ ქვეჯგუფში. ატომური ნომერია 6, A_r=12. ელექტრონული ფორმულა – $1s^2 2s^2 2p^2$. გარე ენერგეტიკული დონის ელექტრონების ორბიტალებზე განაწილება ასეთია:

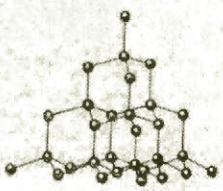


გაუწყვილებელი ელექტრონების რიცხვის მიხედვით ნახშირბადის ატომი ორვალენტიანი უნდა იყოს, მაგრამ აღგზნებულ მდგომარეობაში გადასვლის დროს s-ელექტრონული წყვილი ითიშება, ერთი ელექტრონი გადადის თავისუფალ p-ორბიტალზე, ოთხივე ვალენტური ელექტრონი გაუწყვილებელი აღმოჩნდება და ვალენტობა, შესაბამისად, ოთხის ტოლი ხდება. ამასთან, ოთხივე ელექტრონული ორბიტალი მონაწილეობს ჰიბრიდიზაციაში, ღებულობს ერთნაირ, გაწელილი მოცულობითი რვიანას ფორმას. ჰიბრიდული ორბიტალები მაქსიმალურად შორდება ერთმანეთს და ტეტრაედრის წვეროების მიმართულებით განლაგდება. ატომში პრომოტირებისას დახარჯული ენერგია ანაზღაურდება ორი ახალი ქიმიური ბმის წარმოქმნის დროს გამოყოფილი ენერგიით.

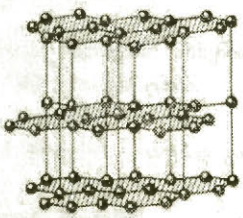
ბუნებრივი ნახშირბადი შედგება ორი მდგრადი იზოტოპისაგან - $^{12}_{6}C$ და $^{13}_{6}C$.

გავრცელება ბუნებაში. ნახშირბადი ბუნებაში გვხვდება როგორც მარტივი ნივთიერებების – ალმასის (შედარებით იშვიათად) და გრაფიტის, ისე ნაერთების სახით. როგორც ელემენტი, შედის ბუნებრივი აირის, ქვანახშირის, ნავთობის შემადგენლობაში შემავალ ნივთიერებებში. ასევე ფართოდაა გავრცელებული კარბონატების სახით: კირქვა, ცარცი, მარმარილო – $CaCO_3$, მაგნეზიტი - $MgCO_3$, დოლომიტი – $MgCO_3 \cdot CaCO_3$, მალაქიტი - $CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$ და სხვ. ნახშირბადი ორგანული ნაერთების ძირითადი შემადგენელი ნაწილია. ჰაერში არის CO_2-ის სახით (0,03% მოცულობით).

ფიზიკური თვისებები. ალოტროპია. ცნობილია ნახშირბადის სამი ალოტროპიული სახესხვაობა: ალმასი, გრაფიტი და კარბინი. ალმასის და გრაფიტის კრისტალური სტრუქტურა ატომურია, მაგრამ ისინი განსხვავდებიან მესერში ატომების განლაგებით.



სურათი 10.1. ალმასის კრისტალური სტრუქტურა



სურათი 10.2. გრაფიტის კრისტალური სტრუქტურა

ალმასში ნახშირბადის თითოეული ატომი sp^3-ჰიბრიდული ორბიტალებით ახორციელებს სხვა ატომებთან ოთხ მტკიცე კოვალენტურ σ-ბმას ტეტრაედრის წვეროების მიმართულებით. ბმებს შორის კუთხე $109^0 28'$-ია, ბმის სიგრძე 0,154 ნმ. (იხ. სურათი 10.1).

გრაფიტში ნახშირბადის ატომები განლაგებულია წესიერი ექსკუთხედების წვეროებში, რომლებიც ქმნიან შრეებს. თითოეული ატომი sp^2–ჰიბრიდული ორბიტალებით ერთ სიბრტყეში წარმოქმნის სამ σ-ბმას. ბმებს შორის კუთხე 120^0–ია, ბმის სიგრძე – 0,142 ნმ. მეზობელ შრეებს შორის მანძილი (0,335 ნმ) ბევრად მეტია, ვიდრე შრის ატომებს შორის, ხოლო შრეებს შორის ურთიერთქმედების ძალები – სუსტი (~17კჯ/მოლი). უბრალო მექანიკური ზემოქმედებითაც კი მათ შორის ბმები წყდება და გრაფიტის კრისტალი ფცქნებად იხლიჩება. არაჰიბრიდულ p-ორბიტალზე მყოფი მეოთხე ელექტრონი თავისუფალია და გრაფიტის ელგამტარობას განაპირობებს (იხ. სურათი 10.2).

სხვადასხვა აღნაგობის გამო, ალმასი და გრაფიტი ავლენს არა მხოლოდ განსხვავებულ, არამედ თითქმის საპირისპირო თვისებებს. ალმასი უფერო, გამჭვირვალე ნივთიერებაა, 3500^0C-ზე ორთქლდება გალღობის გარეშე, ელექტრულ დენს და სითბოს არ ატარებს, ყველა ბუნებრივ ნივთიერებაზე მაგარია. ამის გამო იყენებენ მინის, ლითონების საჭრელად, ქანების გასაბურღად. ალმასისაგან ამზადებენ ბრილიანტის სამკაულებს.

გრაფიტი გაუმჭვირვალე, ნაცრისფერი ნივთიერებაა, ახასიათებს ლითონური ბზინვა. ელექტრული დენის და სითბოს კარგი გამტარია. შეხებისას ცხიმოვანია. ქაღალდზე სუსტი გახაზვებით ტოვებს ნაცრისფერ კვალს (აქედან წარმოსდგება მისი სახელწოდება, ბერძ. grapho – ვწერ), რის გამოც იყენებენ ფანქრის გულების დასამზადებლად. ის ერთ-ერთი ყველაზე რბილი ნივთიერებაა მყარ ნივთიერებებს შორის, მისი ფხვნილი ცვლის საცხებ ზეთებს მაღალი და ძლიერ დაბალი ტემპერატურის დროს. ელექტროგამტარობის გამო გამოიყენება ელექტროდების, თბოგამტარობის გამო კი – თბოგადამცემი მილების დასამზადებლად.

ალმასი და გრაფიტი მაღალ ტემპერატურაზე ურთიერთგარდაიქმნება. ალმასი გრაფიტად გარდაიქმნება 1000 - 1500^0C-მდე უჰაეროდ გახურებისას, ხოლო გრაფიტი ალმასში გადადის მაღალ ტემპერატურაზე (~2000^0C) და ძლიერ მაღალ წნევაზე (10^9 - 10^{10} პა).

კარბინი - ნახშირბადის მესამე ალოტროპიული სახესხვაობა, პირველად სინთეზირებულ იქნა 60-იან წლებში რუსი ქიმიკოსების (კორშაკის, სლადკოვის და სხვ.) მიერ, შემდეგ ბუნებაშიც აღმოაჩინეს. ეს მოდიფიკაცია ნახშირბადის წრფივი პოლიმერია, სადაც ატომები მონაცვლეობით შეერთებულია მარტივი და სამმაგი ბმებით: σ-ბმები sp ჰიბრიდული ორბიტალებითაა განხორციელებული (პოლიინური ფორმა):

$$—C\equiv C—C\equiv C—C\equiv C— \quad (—C\equiv C—)_n.$$

მიღებულია ნახშირბადის წრფივი პოლიმერის მეორე სახეობაც, სადაც ატომები ორმაგი ბმებით არიან ერთმანეთთან დაკავშირებული. მას უწოდეს პოლიკუმულენი

$$(=C=C=)_n.$$

კარბინი შავი, ბზინავი ნივთიერებაა, სიმაგრით გრაფიტს აღემატება, მაგრამ ალმასს მნიშვნელოვნად ჩამორჩება. გახურებისას (2800^0C-ზე) გარდაიქმნება გრაფიტად.

ამორფული ნახშირბადი - ნახშირი (მურის, კოქსის, ხის ნახშირის სახით) არ წარმოადგენს ალოტროპიულ სახესხვაობას, იგივე გრაფიტია წვრილკრისტალურ მდგომარეობაში.

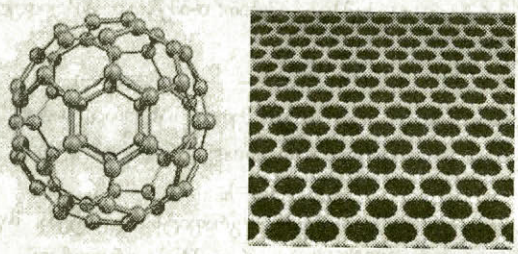
მური წარმოიქმნება ნახშირბადის შემცველი ნაერთების (მაგალითად, ბუნებრივი აირის, აცეტილენის და სხვ.) უჰაეროდ თერმული დაშლით, ან არასრული წვის დროს ჰაერის შეზღუდული რაოდენობით მიწოდების შემთხვევაში. გამოიყენება სასტამბო საღებარის, ტუშის მის-

აღებად, რეზინის წარმოებაში. კოქსი მიიღება ქვანახშირის მშრალი გამოხდით (უჰაეროდ გახურებისას ორგანულ ნივთიერებათა დაშლას მშრალი გამოხდა ეწოდება). გამოიყენება მაღალკალორიულ საწვავად და აღმდგენად - მეტალურგიაში.

ხის ნახშირი მიიღება მერქნის მშრალი გამოხდით. ის ინარჩუნებს მერქნის სტრუქტურას, წვრილფოროვან აღნაგობას, მაგრამ ფორები ივსება მშრალი გამოხდის არააქროლადი პროდუქტებით – კუპრით. გადახურებული წყლის ორთქლით დამუშავებისას ფორები თავისუფლდება კუპრისაგან. შედეგად მიიღება გააქტივებული ნახშირი, რომელიც საუკეთესო ადსორბენტია (მყარი ნივთიერების ზედაპირით აირის, ორთქლის და ხსნარიდან მასში გახსნილი ნივთიერების შთანთქმას ადსორბცია ეწოდება. ნივთიერებას, რომლის ზედაპირიც იჩენს შთანთქმის უნარს, ადსორბენტი ეწოდება, შთანთქმულ ნივთიერებას კი – ადსორბტივი). გააქტივებული ნახშირი გამოიყენება მედიცინაში „კარბოლენის“ სახელწოდებით, მავნე ნივთიერებებისაგან კუჭის გასაწმენდად, ასევე აირწინაღებში - ჰაერის მავნე მინარევებისაგან სასუნთქი გზების დასაცავად, კვების მრეწველობაში - ზეთების, ცხიმების გასაწმენდად, შაქრის და სპირტის წარმოებაში. გააქტივებული ნახშირი მიიღო და მომწამლავ ნივთიერებათა შთანთქმისათვის გამოიყენა რუსმა ქიმიკოსმა ნ. ზელინსკიმ 1915 წელს.

სამივე ალოტროპიული სახესხვაობა არ იხსნება ჩვეულებრივ გამხსნელებში, არა აქვს სუნი და გემო, იხსნება გამლღვალ ლითონებში.

უკანასკნელ ხანს დადგინეს ნახშირბადის მოლეკულური ფორმის (C_{60}, C_{70}), ე. წ. ფულერენების არსებობა. ისინი მიიღეს გრაფიტის ელექტროდებს შორის ელექტრული რკალის შექმნისას, ასევე გრაფიტის ლაზერული აორთქლებისას ინერტულ გარემოში (ჰელიუმის არეში). დადგინდა მათი წარმოქმნა ჭვარტლიან ალშიც. ფულერენი C_{60} ყველაზე მრგვალი მოლეკულაა. მასში ნახშირბადის ყველა ატომს ერთნაირი სიმეტრიული განლაგება აქვს. გრაფენი - ფირფიტოვანი აგებულების პოლიმერები ისეთ მაკრომოლეკულურ ნაერთებს მიეკუთვნებიან, რომელთა სტრუქტურაც პოლიციკლური სისტემებისაგან შედგება, მაგრამ კიბისებური პოლიმერებისაგან განსხვავებით, მათი სტრუქტურის შემდგომი განვითარება ხდება არა ერთი მიმართულებით, არამედ ორი ერთმანეთისადმი პერპენდიკულარული მიმართულებით 2D სიბრტყეში.



სურათი 10.3. ფულერენი C_{60} და გრაფენი

ქიმიური თვისებები. პერიოდულ სისტემაში ნახშირბადს უკავია შუალედური მდგომარეობა ტიპურ ლითონებსა და ტიპურ არალითონებს შორის. მასზე ელექტროუარყოფით არალითონებთან (ფტორთან, ჟანგბადთან, ქლორთან და სხვ.) ავლენს +4 (ან +2)-ის ტოლ ჟანგვის ხარისხს, ხოლო ნაკლებელექტროუარყოფით არალითონებთან (მაგალითად, სილიციუმთან) და ლითონებთან – -4-ს.

დაბალ ტემპერატურაზე ნახშირბადის ყველა ალოტროპიული სახესხვაობა ნაკლებაქტიურია. მაღალ ტემპერატურაზე მათი რეაქციისუნარიანობა იზრდება. ყველაზე ადვილად შედის რეაქციაში მური, შემდეგ ხის ნახშირი, ბევრად უფრო ძნელად გრაფიტი და განსაკუთრებით ძნელად – ალმასი.

1. გახურებული ნახშირი (600^0C-ზე) იწვის ჰაერსა და ჟანგბადში ნახშირბად(IV)-ის ოქსიდის წარმოქმნით:

$$C + O_2 \rightarrow CO_2 \quad \Delta H^0 = -402 \text{ კჯ}$$

წვის ტემპერატურაზე ნახშირი არააქროლადია, ამიტომ იწვის უალოდ. ჟანგბადის ნაკლებობისას მიიღება CO.

2. წყალბადთან გახურებით, Ni-ის კატალიზატორის თანაობისას, წარმოქმნის მეთანს:

$$C + 2H_2 \xrightarrow{500^0C} CH_4$$

3. ლითონებთან მაღალ ტემპერატურაზე წარმოქმნის კარბიდებს:

$$Ca + 2C \rightarrow CaC_2$$

$$4Al + 3C \rightarrow Al_4C_3$$

დიდი პრაქტიკული მნიშვნელობა აქვს კალციუმის კარბიდს, რომელიც მრეწველობაში მიიღება ჩაუქრალი კირისა და კოქსის გავარვარებით (2000^0C) ელექტროღუმელებში:

$$CaO + 3C \rightarrow CaC_2 + CO$$

4. გავარვარებული ნახშირი რეაქციაში შედის გოგირდის ორთქლთან გოგირდნახშირბადის წარმოქმნით:

$$C + 2S \rightarrow CS_2$$

გოგირდნახშირბადი აქროლადი, ადვილად აალებადი სითხეა, საუკეთესო გამხსნელია და გამოიყენება ორგანულ სინთეზში.

მაღალ ტემპერატურაზე მიმდინარეობს, აგრეთვე, რეაქცია სილიციუმთან კარბორუნდის წარმოქმნით:

$$Si + C \xrightarrow{t} SiC$$

ნახშირბადი ჰალოგენებიდან რეაგირებს მხოლოდ ფტორთან. ამასთან რეაქცია მიმდინარეობს ოთახის ტემპერატურაზე:

$$C + 2F_2 \rightarrow CF_4$$

5. ნახშირბადი საუკეთესო აღმდგენია. მაღალ ტემპერატურაზე აღადგენს მთელ რიგ ლითონებს და არალითონებს მათი ოქსიდებიდან:

$$FeO + C \rightarrow Fe + CO \qquad SO_2 + 2C \rightarrow S + 2CO$$

$$ZnO + C \rightarrow Zn + CO \qquad P_2O_5 + 5C \rightarrow 2P + 5CO$$

$$MnO + C \rightarrow Mn + CO$$

6. გავარვარებულ ნახშირზე წყლის ორთქლის გატარებით მიიღება წყალაირი:

$$C + H_2O \xrightarrow{1000^0C} CO + H_2$$

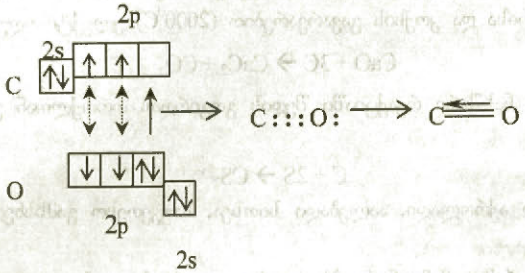
7. კონცენტრირებული მჟავები (H_2SO_4, HNO_3) ჟანგავს ნახშირბადს ნახშირბად(IV)-ის ოქსიდამდე:

$$C + 2H_2SO_4 \rightarrow CO_2 + 2SO_2 + 2H_2O$$
$$C + 4HNO_3 \rightarrow CO_2 + 4NO_2 + 2H_2O$$

§10.2. ნახშირბადის ოქსიდები

ნახშირბადი ჟანგბადთან წარმოქმნის ორ ოქსიდს: ნახშირბად(II)-ის და (IV)-ის ოქსიდებს.

CO - ნახშირბად(II)-ის ოქსიდი ანუ ნახშირბადის მონოოქსიდი უფერო, უსუნო, უგემო, ჰაერზე ოდნავ მსუბუქი, ძლიერ მოწამლავი აირია. ის ჟანგბადზე უფრო მტკიცედ უკავშირდება ჰემოგლობინის შემადგენლობაში შემავალ რკინის იონს, რის გამოც სისხლს ვეღარ გადააქვს ჟანგბადი ადამიანის ორგანიზმში ქსოვილთა უჯრედებისაკენ და იწყება "ჟანგბადოვანი შიმშილი". ძლიერი მოწამვლის დროს ადამიანი იღუპება, ამიტომ უწოდეს ნახშირბად(II)-ის ოქსიდს "მზუთავი აირი". წყალში ცუდად იხსნება - 100 მოცულობაში 2,4 მოცულობა (25^0C-ზე). ის მარილარწარმომქმნელი ოქსიდია. ნახშირბადის მონოოქსიდის მოლეკულის აღნაგობა შეიძლება შემდეგი სქემით გამოისახოს:



მოყვანილი სქემიდან ჩანს, რომ ატომებს შორის მესამე ბმა ხორციელდება დონორ-აქცეპტორული მექანიზმით – ჟანგბადის თავისუფალი ელექტრონული წყვილისა და ნახშირბადის თავისუფალი ორბიტალის ხარჯზე. მაშასადამე, ნახშირბადისა და ჟანგბადის ვალენტობები ნახშირბადის მონოოქსიდში 3-ის ტოლია, ჟანგვის ხარისხები კი – +2 და –2. სამმაგ ბმაზე მიუთითებს მოლეკულაში ბმის მაღალი ენერგია - 1040 კჯ/მოლი.

ქიმიური თვისებები. 1. ნახშირბადის მონოოქსიდი ჟანგბადში იწვის მოციისფრო ალით და CO_2-ს წარმოქმნის:

$$2CO + O_2 \rightarrow 2CO_2, \qquad \Delta H = -572 \text{ კჯ}$$

2. გააქტივებული ნახშირის თანაობისას ან მზის სინათლეზე იერთებს ქლორს და წარმოქმნის ფოსგენს - ძლიერ მოწამლავ აირს:

$$CO + Cl_2 \rightarrow COCl_2$$

3. თუთია-ქრომის კატალიზატორის (თუთიისა და ქრომის ოქსიდების ნარევი) თანაობისას 250 - 300^0C-ზე და 10 მპა წნევაზე იერთებს წყალბადს მეთილის სპირტის წარმოქმნით:

$$CO + 2H_2 \rightarrow CH_3OH$$

4. ძლიერი აღმდგენია, მაღალ ტემპერატურაზე აღადგენს ლითონებს მათი ოქსიდებიდან:

$$CuO + CO \rightarrow Cu + CO_2$$
$$Fe_2O_3 + 3CO \rightarrow 2Fe + 3CO_2$$

5. ურთიერთქმედებს ნატრიუმის ტუტესთან 200°C ტემპერატურასა და 1,5 მპა წნევაზე ჰიდროგენმაყვა ნატრიუმის წარმოქმნით:

$$CO + NaOH \rightarrow HCOONa$$

მიღება. ლაბორატორიაში CO მიიღება ჰიდროგენმაყვასა ან მჟაუნმაყვასაგან წყლის წართმევით კონცენტრირებულ H_2SO_4-თან გაცხელებისას:

$$HCOOH \rightarrow H_2O + CO$$

$$\begin{matrix} COOH \\ | \\ COOH \end{matrix} \rightarrow H_2O + CO + CO_2 \quad (CO_2\text{-ს შთანთქავენ ტუტით})$$

მრეწველობაში მიიღება გავარვარებულ ნახშირთან ნახშირბადის დიოქსიდის ურთიერთქმედებისას:

$$C + CO_2 \rightarrow 2CO, \Delta H^\circ = +120 \text{ კჯ}$$

ძლიერ გავარვარებულ ღუმელში წარმოქმნილი CO-ს წვის გამო ყოველთვის შეიმჩნევა ცისფერი ალი. ღუმელის განლებისას ცისფერი ალი ქრება, რადგან ნახშირსა და CO_2-ს შორის რეაქცია წყდება.

ნახშირბადის მონოოქსიდს შეიცავს ზოგიერთი აირადი საწვავი, მაგალითად, წყალაირი და გენერატორის აირი. წყალაირი ტოლი მოცულობის წყალბადისა და CO-ს ნარევია. გენერატორის აირი მიიღება გენერატორში გავარვარებული კოქსის ან ნახშირის ქვედ ფენაში ჰაერის გატარებით. ქვედა ფენაში საწვავი იწვის და ნახშირი გარდაიქმნება ნახშირბადის დიოქსიდად. ეს უკანასკნელი აზოტთან ერთად ჟონავს გავარვარებული კოქსის ფენაში და აღდგება ნახშირბადის მონოოქსიდად. გენერატორიდან გამოსული აირი ძირითადად ნახშირბადის მონოოქსიდისა და აზოტისაგან შედგება.

წყალაირი და გენერატორის აირი გამოიყენება საწვავად ბრძმედებსა და საკოქსავ ღუმელებში. წყალაირი წვის დროს უფრო მეტ სითბოს იძლევა, ვიდრე გენერატორის აირი, რადგან მასში ორივე აირი წვადია. იგი გამოიყენება ქიმიურ მრეწველობაში წყალბადის მისაღებად, მეთილის სპირტისა და ამიაკის სინთეზში.

CO_2 - ნახშირბად(IV)-ის ოქსიდი ანუ ნახშირბადის დიოქსიდი (ნახშირორჟანგი, ნახშირმჟავა აირი).

$$O{=}C{=}O$$

$$:\ddot{O}::C::\ddot{O}:$$

ნახშირბადის ატომში ორი sp-ჰიბრიდული ორბიტალით ორ σ- ბმას და ორი p-ორბიტალით ორ π- ბმას ამყარებს ჟანგბადის ატომებთან (იხ. §3.2.3, სურათი 3.15). მიუხედავად იმისა, რომ ბმები პოლარულ-კოვალენტურია, წრფივი აღნაგობის გამო მოლეკულა არაპოლარულია (იხ. §3.2.5).

ნახშირბადის დიოქსიდი ბუნებაში წარმოიქმნება ცხოველური ორგანიზმების სუნთქვისას, ნივთიერებათა ორგანული ნაშთების ლპობისა და ორგანული ნაერთების წვისას. მას შეიცავს ჰაერი, ვულკანური წარმოშობის აირები, მრავალი მინერალური წყალი. დიდი რაოდენობითაა გახსნილი ზღვებსა და მდინარეებში.

ჰაერში CO_2-ის მომატებული რაოდენობა უარყოფითად მოქმედებს ადამიანის ჯანმრთელობაზე. თუ ეს უკანასკნელი 3%-მდეა, ადამიანში სუნთქვის სიხშირე მატულობს, ხოლო, თუ მისი რაოდენობა 10%-ს აჭარბებს, ადამიანი გონებას კარგავს და ზოგჯერ ილუპება კიდეც.

მიღება. ნახშირბადის დიოქსიდს ლაბორატორიაში იღებენ მარმარილოს ნატეხებზე განზავებული მარილმჟავას მოქმედებით:

$$CaCO_3 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + CO_2\uparrow + H_2O$$

მრეწველობაში:

1. ნახშირბადის წვით ჰაერში:

$$C + O_2 \rightarrow CO_2$$

2. კარბონატების თერმული დაშლით (მაგალითად, კირქვის გამოწვით):

$$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2\uparrow$$

3. ჰიდროკარბონატების დაშლით

$$2NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O + CO_2\uparrow$$

ფიზიკური თვისებები. ნახშირბად(IV)-ის ოქსიდი უფერო, უსუნო, ჰაერზე 1,5-ჯერ მძიმე აირია, ამიტომ სითხის მსგავსად შეიძლება მისი ჭურჭლიდან ჭურჭელში გადასხმა. არ იწვის და არც წვას უწყობს ხელს. მის არეში შეტანილი ანთებული კვარი ქრება. ოთახის ტემპერატურაზე 1 მოცულობა წყალში იხსნება 1 მოცულობა CO_2. ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე და 6 მპა წნევაზე თხევადდება, ხოლო $-56,6^0C$-ზე და 5,2 ატმ. წნევაზე მყარდება. მყარ CO_2-ს მშრალი ყინული ეწოდება. მისი კრისტალური სტრუქტურა მოლეკულურია და აირად ფაზაში გადადის $-78,5^0C$-ზე.

ქიმიური თვისებები. ნახშირბად(IV)-ის ოქსიდი მჟავა ოქსიდია და ავლენს მჟავა ოქსიდების დამახასიათებელ ყველა თვისებას.

1. წყალში მცირედ იხსნება და წარმოქმნის სუსტ და არამდგრად მჟავას - ნახშირმჟავას:

$$CO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3$$

2. ტუტეებთან და ფუძე ოქსიდებთან წარმოქმნის მარილებს:

$$CO_2 + NaOH \rightarrow NaHCO_3$$
$$CO_2 + 2NaOH \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O$$
$$CO_2 + MgO \rightarrow MgCO_3$$

თუ ნახშირბადის დიოქსიდს გავატარებთ კალციუმის ჰიდროქსიდის ხსნარში (კირიან წყალში), ეს უკანასკნელი აიმღვრევა უხსნადი კალციუმის კარბონატის წარმოქმნის გამო:

$$Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3 + H_2O$$

ეს არის CO_2-ის აღმოსაჩენი რეაქცია. თუ განვაგრძობთ CO_2-ის გატარებას, მღვრიე ხსნარი ისევ გაშქვირვალე გახდება უხსნადი კარბონატის ხსნად ჰიდროკარბონატად გარდაქმნის შედეგად:

$$CaCO_3 + H_2O + CO_2 \rightarrow Ca(HCO_3)_2$$

3. ნახშირბადის დიოქსიდის მოლეკულა მდგრადია, ძნელად იშლება C და O_2-ად. მიუხედავად ამისა, CO_2-ის არეში შეტანილი ზოგიერთი აქტიური ლითონი იწვის მოლეკულაში შემავალი ჟანგბადის ხარჯზე. მაგალითად, ცეცხლმოკიდებული მაგნიუმი განაგრძობს წვას CO_2-ან ჭურჭელში ჩაშვებისას:

$$2Mg + CO_2 \rightarrow 2MgO + C$$

CO_2 მაღალ ტემპერატურაზე ჟანგავს ნახშირბადსაც:

$$C + CO_2 \rightarrow 2CO$$

გამოყენება. აირადი CO_2 გამოიყენება წყლისა და სასმელების დაგაზიანებისათვის, თხევადი – ცეცხლსაქრობებსა და სახანძრო მანქანებში, მშრალი ყინული – სამაცივრო საქმეში. მას ჩვეულებრივ ყინულთან ის უპირატესობა აქვს, რომ გარემოში მნიშვნელოვნად დაბალ ტემპერატურას ინარჩუნებს და თხევად მდგომარეობაში გადაუსვლელად ორთქლდება. ქიმიურ მრეწველობაში ნახშირბადის დიოქსიდი გამოიყენება სოდის მისაღებად.

§10.3. ნახშირმჟავა და მისი მარილები



ნახშირბადის დიოქსიდი წყალთან წარმოქმნის სუსტ მჟავას - ნახშირმჟავას. ის სუფთა სახით არ მიიღება. წყალხსნარში ადგილი აქვს წონასწორობას:

$$CO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3$$

ოთახის ტემპერატურაზე წონასწორობა ძლიერაა გადახრილი მარცხნივ. გახსნილი CO_2-ის მხოლოდ 1% წარმოქმნის მჟავას. ოქსიდის ძირითადი ნაწილი პოლიჰიდრატის ($CO_2 \cdot nH_2O$) სახითაა. ნახშირმჟავა საშუალო სიძლიერის მჟავა უნდა იყოს, მაგრამ, რადგან მისი შემცველობა ძალიან მცირეა, ასეთი ხსნარის მჟავურობა საკმაოდ დაბალია.

ის ორფუძიანი მჟავაა და დისოცირდება საფეხურებად:

$$H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^- \qquad K_1 = 4{,}01 \cdot 10^{-7}$$

$$HCO_3^- \rightleftharpoons H^+ + CO_3^{2-} \qquad K_2 = 5{,}2 \cdot 10^{-11}$$

დისოციაცია პირველ საფეხურზეც კი უმნიშვნელოა, ხოლო მეორე საფეხური ხორციელდება მხოლოდ ძლიერი განზავებისას.

ნახშირმჟავა წარმოქმნის ორი რიგის მარილებს: საშუალო მარილებს - კარბონატებს (Na_2CO_3, $MgCO_3$, $(NH_4)_2CO_3$ და სხვ.) და მჟავა მარილებს - ჰიდროკარბონატებს ($NaHCO_3$, $Mg(HCO_3)_2$, NH_4HCO_3 და სხვ.). საშუალო მარილებიდან ხსნადია მხოლოდ ტუტე ლითონების (ლითიუმის გარდა) და ამონიუმის კარბონატები, მჟავა მარილები კი – წყალში ხსნადია. აღსანიშნავია, რომ ნატრიუმის ჰიდროკარბონატი ნაკლებად ხსნადია, ვიდრე კარბონატი.

ნახშირმჟავას მარილები მდგრადი ნაერთებია, მიუხედავად იმისა, რომ თვით ნახშირმჟავა არამდგრადია. მათი მიღება შეიძლება ტუტის ხსნარში CO_2-ის გატარებით:

$$CO_2 + 2NaOH \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O$$

$$CO_2 + NaOH \rightarrow NaHCO_3$$

ნახშირმჟავა სუსტ ფუძეებთან ფუძე მარილების წარმოქმნის უფრო ხშირად, ვიდრე – საშუალოს. ამის მაგალითია მალაქიტი (სპილენძის ფუძე-კარბონატი ანუ ჰიდროქსოკარბონატი) – $Cu_2(OH)_2CO_3$.

ნახშირმჟავას მარილებს ახასიათებს მარილების ტიპური თვისებები:

1. ისინი მოქმედებენ ძლიერ მჟავებთან. ამ დროს მიმდინარეობს დამახასიათებელი „დუღილი“ ნახშირბადის დიოქსიდის გამოყოფის გამო:

$$Na_2CO_3 + 2HCl \rightarrow 2NaCl + H_2O + CO_2\uparrow$$

$$NaHCO_3 + HCl \rightarrow NaCl + H_2O + CO_2\uparrow$$

$$CaCO_3 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2\uparrow$$

$$CaCO_3 + 2H^+ \rightarrow Ca^{2+} + H_2O + CO_2\uparrow$$

ამ რეაქციით აღმოაჩენენ კარბონატებსა და ჰიდროკარბონატებს. გამოყოფილი CO_2-ის გატარებისას კირიან წყალში ეს უკანასკნელი იძლევა კალციუმის კარბონატის წარმოქმნის გამო, რომელიც CO_2-ის შემდგომი მოქმედებით ხსნად ჰიდროკარბონატად გარდაიქმნება.

ვინაიდან მჟავებთან ურთიერთქმედებისას ხორციელდება წყალბადის იონების შებოჭვა, ამიტომ მათ, ისევე როგორც ფუძეებს, იყენებენ მჟავების გასანეიტრალებლად.

2. მოქმედებენ ტუტეებთან:

$$Na_2CO_3 + Ba(OH)_2 \rightarrow 2NaOH + BaCO_3\downarrow$$

$$NaHCO_3 + NaOH \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O$$

3. მარილებთან:

$$K_2CO_3 + Mg(NO_3)_2 \rightarrow MgCO_3\downarrow + 2KNO_3$$

კარბონატები, მათი წყალხსნარების ან სუსპენზიების CO_2-ით გაჯერებისას, გარდაიქმნება ჰიდროკარბონატებად:

$$Na_2CO_3 + H_2O + CO_2 \rightarrow 2NaHCO_3$$

$$CaCO_3 + H_2O + CO_2 \rightarrow Ca(HCO_3)_2$$

ჰიდროკარბონატების ხსნარების დულილით ისინი კვლავ კარბონატებად გარდაიქმნებიან:

$$2NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O + CO_2\uparrow$$

$$Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CaCO_3\downarrow + H_2O + CO_2\uparrow$$

4. ნახშირმჟავას ხსნადი მარილები, როგორც სუსტი მჟავას მარილები, წყალხსნარებში ჰიდროლიზდება და მათ ხსნარებს ტუტე რეაქცია აქვს:

$$CO_3^{2+} + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + OH^-$$

5. ტუტე ლითონთა კარბონატები ლღვება დაშლის გარეშე, სხვა ლითონთა კარბონატები კი გახურებისას იშლება.

$$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2\uparrow$$

$$MgCO_3 \rightarrow MgO + CO_2\uparrow$$

უფრო ადვილად იშლება ჰიდროკარბონატები:

$$2NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O + CO_2\uparrow$$

ტუტემიწათა ლითონების ჰიდროკარბონატები არსებობს მხოლოდ წყალხსნარებში. თუ შევეცდებით ხსნარიდან მათ გამოყოფას, ისინი იშლებიან.

მარილების გამოყენება. ბუნებრივი კარბონატებიდან ყველაზე გავრცელებულია კალციუმის კარბონატი, რომელიც ცარცის, კირქვის, მარმარილოს ძირითადი შემადგენელი ნაწილია (გამოყენება იხ. §12.2.3).

სინთეზურად მიღებული კარბონატებიდან დიდი პრაქტიკული მნიშვნელობა აქვს ნატრიუმის კარბონატს, რომელიც ცნობილია სოდის სახელწოდებით. სოდა თეთრი ფერის ფხვნილია, წყალში კარგად იხსნება. წყალხსნარიდან გამოიყოფა კრისტალჰიდრატის $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ სახით, რომელსაც კრისტალურ სოდას უწოდებენ. მისი გახურებისას მიიღება უწყლო ანუ კალცინირებული სოდა - Na_2CO_3. სოდას იყენებენ საპნის, მინის წარმოებაში, ყოფა-ცხოვრებაში - თეთრეულის გასარეცხად, წყლის სიხისტის აცილებისათვის.

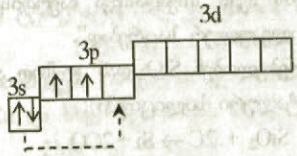
ნატრიუმის ჰიდროკარბონატი - $NaHCO_3$, რომლის ტექნიკური სახელწოდებაა სასმელი სოდა, წყალში მცირედ ხსნადი თეთრი ფხვნილია, გამოიყენება მედიცინაში შინაგან საშუალებად კუჭის წვის დროს, რაც კუჭის წვენში მჟავას სიჭარბით არის გამოწვეული. სასმელ სოდას,

როგორც CO_2-ის წყაროს, იყენებენ საკონდიტრო საქმეში, პურის ცხობისას და ცეცხლსაქრობებში.

კალიუმის კარბონატი - K_2CO_3 ანუ პოტაში თეთრი ფხვნილია, კარგად იხსნება წყალში. მას შეიცავს ნაცარი. გამოიყენება ქიმიური მინის, თხევადი საპნის წარმოებაში, ფოტოგრაფიაში, სოფლის მეურნეობაში - სასუქად.

§10.4. სილიციუმი

სილიციუმი მოთავსებულია ელემენტთა პერიოდული სისტემის III პერიოდში, IV ჯგუფის მთავარ ქვეჯგუფში (სახელწოდება silicium ნაწარმოებია ლათ. silex – კაჟიდან).. ატომური ნომერია 14, $A_r = 28,086$. ელექტრონული გარსის აღნაგობის სქემა: $_{14}Si$-2.8.4, ელექტრონული ფორმულა – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$, ელექტრონების განაწილება გარე ენერგეტიკული დონის ორბიტალებზე:



სილიციუმის ატომის გარე შრეზე ოთხი ელექტრონია, რაც მას ოთხვალენტიანობას განაპირობებს. ის ელექტროუარყოფითია ლითონების მიმართ (ჟანგვის ხარისხია –4), ხოლო მასზე ელექტროუარყოფითი ელემენტების – ჟანგბადის, ქლორის და სხვ. – მიმართ ავლენს დადებით (+4) ჟანგვის ხარისხს.

ელემენტთა პერიოდულ სისტემაში სილიციუმი ესაზღვრება ლითონებს: მარცხნივ – ალუმინს, ქვევით – გერმანიუმს. ამიტომ სილიციუმში ლითონური თვისებებიც ვლინდება, თუმცა არალითონური სჭარბობს. არალითონური ბუნება მასში უფრო სუსტადაა გამოვლენილი, ვიდრე ნახშირბადში, რასაც მისი ატომის დიდი რადიუსი განაპირობებს.

ბუნებრივი სილიციუმი სამი მდგრადი იზოტოპის - ^{28}Si, ^{29}Si, ^{30}Si ნარევია, რომელთაგან ძირითადია ^{28}Si (92,27%).

გავრცელება ბუნებაში. სილიციუმი გავრცელების მიხედვით მეორე ელემენტია ჟანგბადის შემდეგ (დედამიწის ქერქის 27,6%-ია მასით).

განსხვავებით ნახშირბადისაგან, სილიციუმი ბუნებაში გვხვდება მხოლოდ ჟანგბადნაერთების – კაჟიწისა (SiO_2) და სილიკატების სახით. სილიკატების შედგენილობაში, ჟანგბადისა და სილიციუმის გარდა, ხშირად გვხვდება გავრცელების მიხედვით მესამე ელემენტი – ალუმინი. ასეთ ნაერთებს ალუმოსილიკატები ეწოდება. მათი აღნაგობა რთულია, ამიტომ შედგენილობას ჩვეულებრივ გამოსახავენ ოქსიდებით. ალუმოსილიკატები დედამიწის ქერქის ძირითად მასას შეადგენს. მათ მიეკუთვნება ისეთი ფართოდ გავრცელებული მინერალები, როგორიცაა მინდვრის შპატები, რომელთა შედგენილობაში, სილიციუმის და ალუმინის ოქსიდების გარდა, შედის, აგრეთვე, კალიუმის, ნატრიუმის ან კალციუმის ოქსიდები. ჩვეულებრივი მინდვრის შპატი ანუ ორთოკლაზი შეიცავს კალიუმის ოქსიდს. მისი შედგენილობა გამოისახება ფორმულით – $K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$. ჰაერისა და წყლის მოქმედებით ალუმოსილიკატები იშლება (იშეტება) და წარმოიქმნება პროდუქტები, რომელთა შედგენილობაში ტუტე ლითონების ნაცვლად შედის წყალ-

ბადი. მაგალითად, მინდვრის შპატიდან მიიღება კაოლინი - $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$, თიხების მთავარი შემადგენელი კომპონენტი. ეს პროცესი შეიძლება შემდეგი განტოლებით გამოისახოს:

$$K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2 + 2H_2O + CO_2 \rightarrow Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O + K_2CO_3 + 4SiO_2$$

ბუნებაში გვხვდება თეთრი, მაგრამ უფრო ხშირად ყვითელი თიხები, რომელთაც ყვითელ შეფერილობას აძლევს რკინის ნაერთების მინარევი.

ბუნებაში გავრცელებული სილიკატებიდან და ალუმოსილიკატებიდან მნიშვნელოვანია:

$CaO \cdot 3MgO \cdot 4SiO_2$ - აზბესტი

$3MgO \cdot 4SiO_2 \cdot H_2O$ - თალკი

$K_2O \cdot 3Al_2O_3 \cdot 6SiO_2 \cdot 2H_2O$ - თეთრი ქარსი

$Na_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 2SiO_2$ და $K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 2SiO_2$ - ნეფელინები

ალუმოსილიკატებიდან დიდი მნიშვნელობა აქვს ცეოლითებს. მათი შედგენილობა გამოისახება ზოგადი ფორმულით $M_xE_yO_{2z} \cdot nH_2O$, სადაც M არის Ca, Na (იშვიათად Ba, Sr, K), E – Si, Al, ცვლადი თანაფარდობით. ცეოლითებს აქვს სხვადასხვა ნაერთის მოლეკულების ადსორბციის უნარი, რის გამოც იყენებენ ე.წ. "მოლეკულურ საცრებად".

მიღება. ტექნიკაში სილიციუმს ღებულობენ SiO_2-დან კოქსით აღდგენის გზით ელექტროღუმელებში, 1800°C-ზე (მიიღება კრისტალური სილიციუმი):

$$SiO_2 + 2C \rightarrow Si + 2CO$$

ლაბორატორიაში აღმდგენად გამოიყენება მაგნიუმი ან ალუმინი (ამ შემთხვევაში მიიღება ამორფული სილიციუმი):

$$2Mg + SiO_2 \rightarrow Si + 2MgO$$

$$4Al + 3SiO_2 \rightarrow 3Si + 2Al_2O_3$$

მაღალი სისუფთავის სილიციუმი მიიღება $SiCl_4$-ის აღდგენით თუთიის ორთქლით:

$$SiCl_4 + 2Zn \rightarrow Si + 2ZnCl_2$$

ფიზიკური თვისებები. კრისტალური სილიციუმი რუხი ფერის მყიფე ნივთიერებაა, ლითონური ბზინვით. გამოირჩევა დიდი სიმტკიცით, ძნელად ლღობადია, $t_{ლღ.} = 1412°C$. მისი კრისტალური სტრუქტურა, ალმასის მსგავსად, ატომურია. მასში სილიციუმის ყოველი ატომი ოთხ სხვა ატომთანაა შეერთებული კოვალენტური ბმებით. მაგრამ ეს ბმები გაცილებით სუსტია, ვიდრე ნახშირბადატომებს შორის ალმასში. სილიციუმის კრისტალში, ჩვეულებრივ პირობებშიც კი, კოვალენტური ბმების ნაწილი დარღვეულია, ჩნდება თავისუფალი ელექტრონები, რომლებიც განაპირობებენ მის მცირე ელექტროგამტარობას. გაცხელების ან დასხივებისას დარღვეული ბმების რიცხვი მატულობს, რის გამოც თავისუფალი ელექტრონების რიცხვი და, შესაბამისად, ელექტროგამტარობაც იზრდება. ამით აიხსნება სილიციუმის ნახევარგამტარული ბუნება, რითაც ის ემსგავსება ლითონებს.

ამორფული სილიციუმი ძლიერ ჰიგროსკოპული, მურა ფერის ფხვნილია.

ქიმიური თვისებები. ჩვეულებრივ პირობებში სილიციუმი, განსაკუთრებით კრისტალური, საკმაოდ ინერტულია; დაბალია მისი რეაქციისუნარიანობა.

1) ოთახის ტემპერატურაზე არალითონებიდან სილიციუმი ურთიერთქმედებს მხოლოდ ფთორთან:

$$Si + 2F_2 \rightarrow SiF_4$$

ქლორთან და ბრომთან რეაგირებს მხოლოდ მაღალ ტემპერატურაზე (300-500°C):

$$Si + 2Cl_2 \rightarrow SiCl_4$$

$$Si + 2Br_2 \rightarrow SiBr_4$$

ძლიერი გახურებისას (600°C-ზე) იწვის ჟანგბადში SiO_2-ის წარმოქმნით:

$$Si + O_2 \rightarrow SiO_2$$

უფრო მაღალ ტემპერატურაზე (~1000°C-ზე) უერთდება აზოტსა და გოგირდს:

$$3Si + 2N_2 \rightarrow Si_3N_4$$

$$Si + 2S \rightarrow SiS_2$$

ნახშირბადთან ურთიერთქმედება კი ხორციელდება ~2000°C-ზე:

$$Si + C \rightarrow SiC$$

სილიციუმის კარბიდის ანუ კარბორუნდის – SiC კრისტალური სტრუქტურა ალმასისა და სილიციუმის ანალოგიურია. მასში სილიციუმის და ნახშირბადის ატომები მონაცვლეობს. სილიციუმის თითოეული ატომი ბმულია ნახშირბადის 4 ატომთან და პირიქით. კარბორუნდი ძლიერ მტკიცე ნივთიერებაა, სიმტკიცით ალმასს უახლოვდება. მისგან ამზადებენ სალეს ქვებს და საბეჭ რგოლებს. ტექნიკაში მის მისალებად ქვიშისა და კოქსის ნარევს ახურებენ ძლიერ მაღალ (~2000°C) ტემპერატურაზე ელექტროღუმელებში:

$$SiO_2 + 2C \rightarrow SiC + CO_2$$

2) სილიციუმი არ ურთიერთქმედებს ზოგიერთ ლითონთან (მაგალითად, Zn, Al, Ag, Pb და სხვ.), ზოგთან კი (Mg, Ca, Cu და სხვ) რეაგირებს მაღალ ტემპერატურაზე სილიციდების წარმოქმნით:

$$2Mg + Si \rightarrow Mg_2Si$$

$$2Ca + Si \rightarrow Ca_2Si$$

სილიციდებზე მარილმჟავას მოქმედებით მიიღება სილიციუმის აირადი წყალბადნაერთი – სილანი

$$Mg_2Si + 4HCl \rightarrow 2MgCl_2 + SiH_4\uparrow$$

სილანი მომწამლავი, უფერო აირია, არასასიამოვნო სუნით. ნაკლებად მდგრადია, ვიდრე მეთანი, არ მიიღება სილიციუმის წყალბადთან უშუალო ურთიერთქმედებით. ჰაერზე თვითაალებადია:

$$SiH_4 + 2O_2 \rightarrow SiO_2 + 2H_2O$$

3) სილიციუმი მჟავებთან არ ურთიერთქმედებს, იხსნება მხოლოდ ფთორწყალბადმჟავასა და აზოტმჟავას ნარევში.

$$3Si + 4HNO_3 + 18HF \rightarrow 3H_2SiF_6 + 4NO + 8H_2O$$

სილიციუმი რეაქციის შედეგად იღებს +4 ჟანგვის ხარისხს და წარმოქმნის მდგრად კომპლექსურ ანიონს – $[SiF_6]^{2-}$ (H_2SiF_6 – ჰექსაფთორსილიციუმმჟავა).

4) ტუტეებთან ურთიერთქმედებს წყალბადის გამოყოფით:

$$Si + 2NaOH + H_2O \rightarrow Na_2SiO_3 + 2H_2$$

5) რეაგირებს წყლის ორთქლთან 800°C-ზე.

$$Si + 2H_2O \rightarrow SiO_2 + 2H_2\uparrow$$

გამოყენება. სილიციუმი ერთ-ერთი ძირითადი ნახევარგამტარული მასალაა, გამოიყენება ელექტრონიკაში ფოტოელემენტების დასამზადებლად. სილიციუმიანი ფოტოელემენტებისაგან არის აგებული მზის ბატარეები, რომლებიც მზის გამოსხივების ენერგიას გარდაქმნის ელექტრონენერგიად და გამოიყენება ენერგიის წყაროდ ხელოვნურ თანამგზავრებსა და კოსმოსურ რაკეტებში.

სილიციუმს იყენებენ მეტალურგიაში კოროზიისადმი მედეგი სილიციუმიანი ფოლადების წარმოებაში. 15-18% სილიციუმის შემცველი ფოლადები ცეცხლგამძლე და მჟავების მიმართ

მედგია, რის გამოც გამოიყენება ქიმიური აპარატურის დასამზადებლად. სხვადასხვა დეტალების დასამზადებლად იყენებენ, აგრეთვე, სილიციუმის ალუმინთან შენადნობს – სილუმინებს.

§10.5. სილიციუმ (IV)-ის ოქსიდი და სილიციუმმჟავა

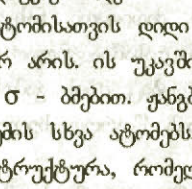
სილიციუმ (IV)-ის ოქსიდი – კაჟმიწა – მყარი, ძნელად ლღობადი ნივთიერებაა. დედამიწის ქერქში თავისუფალი SiO_2-ის შემცველობა 12%-ს შეადგენს. ის ჩანართების სახით გვხვდება გრანიტებსა და სხვა მთის ქანებში. ქანების გამოფიტვისას გროვდება მდინარეების კალაპოტებში თეთრი ქვიშის სახით. ბუნებაში კრისტალური კაჟმიწა მეტწილად მინერალ კვარცის სახით არის. კვარცის გამჭვირვალე კრისტალებს მთის ბროლს უწოდებენ. მთის ბროლს, რომელიც მინარევებისაგან შეფერილია იისფრად, ამეთვისტო ეწოდება, თუ შეფერილია კვამლისფრად – ტოპაზი, შავად – მარიონი, ყვითლად – ციტრინი. ბუნებაში გავრცელებულია ასევე კვარცის შეფერილი სახეობები: მოვარდისფრო – სარდონიქსი, ლურჯი – საფირონი, ზოლებიანი – აგატები, ონიქსები და სხვა.

ამორფული კაჟმიწა ბუნებაში ნაკლებად გვხვდება. მისი ყველაზე გავრცელებული სახეობაა მინერალი ოპალი; ხელოვნურად მიღებულია ამორფული კაჟმიწა-სილიკაგელი.

კვარცი ლღება 1710°C-ზე. გალღობილი მასის სწრაფი გაცივებისას მიიღება კვარცის მინა. მას ძალიან დაბალი გაფართოების კოეფიციენტი აქვს (გავარვარებული კვარცის ჭურჭელი ცივ წყალშიც არ იბზარება). მისგან ამზადებენ ქიმიურ ჭურჭელს, კვარცის ნათურებს, პრიზმებს ოპტიკური ხელსაწყოებისათვის, ლინზებს და სხვა.

სილიციუმის ნაერთები ტოქსიკურია. SiO_2-ის, ასევე სილიციუმის შემცველი ზოგიერთი ნივთიერების (მაგალითად, აზბესტი) მტვრის ჩასუნთქვა იწვევს სიშორ დაავადებას – სილიკოზს.

სილიციუმ (IV)-ის ოქსიდის ემპირიული ფორმულა ისეთივეა, როგორც ნახშირბად (IV)-ის ოქსიდისა, მაგრამ მათი ფიზიკური თვისებები მკვეთრად განსხვავებულია. ასეთი თვისებითი განსხვავება აიხსნება განსხვავებული აღნაგობით. ნახშირბად (IV)-ის ოქსიდს მოლეკულური აღნაგობა აქვს, ხოლო სილიციუმ (IV)-ის ოქსიდს – ატომური, რომელიც შეიძლება ასე გამოისახოს:



ამის მიზეზია აღნიშნულ ელემენტთა ატომების განსხვავებული ზომები. ნახშირბადის ატომის რადიუსი იმდენად მცირეა, რომ თავის მახლობლად შეუძლია განალაგოს ჟანგბადის მხოლოდ ორი ატომი და თითოეულს დაუკავშირდეს ორი კოვალენტური ბმით, ე.ი. წარმოქმნას მოლეკულა O=C=O. სილიციუმის ატომისათვის დიდი რადიუსის გამო ჯერადი ბმის (π - ბმის) წარმოქმნა დამახასიათებელი არ არის. ის უკავშირდება ჟანგბადის ოთხ ატომს (კოორდინაციული რიცხვი 4-ია) მარტივი σ - ბმებით. ჟანგბადის ატომები მეორე გაუწყვილებელი ელექტრონით უკავშირდება სილიციუმის სხვა ატომებს. ამიტომ მოლეკულური სტრუქტურის ნაცვლად წარმოიქმნება ატომური სტრუქტურა, რომელშიც სილიციუმის თითოეული ატომი აღმოჩნდება ჟანგბადის ოთხი ატომისაგან აგებული ტეტრაედრის ცენტრში.

სილიციუმ (IV)-ის ოქსიდი მჟავა ოქსიდია. ის არ იხსნება წყალში და მასთან ძნელად არ ურთიერთქმედებს. მისი მჟავა ბუნება ვლინდება ლითონთა ოქსიდებთან, ტუტეებთან და კარბონატებთან შელღობისას. ამ დროს წარმოიქმნება სილიციუმმჟავას მარილები – სილიკატები:

$$SiO_2 + BaO \rightarrow BaSiO_3$$
$$SiO_2 + 2NaOH \rightarrow Na_2SiO_3 + H_2O$$
$$SiO_2 + Na_2CO_3 \rightarrow Na_2SiO_3 + CO_2\uparrow$$

სილიციუმ (IV)-ის ოქსიდთან მჟავებიდან მხოლოდ მძლიერი მჟავა რეაგირებს:

$$SiO_2 + 4HF \rightarrow SiF_4 + 2H_2O$$

ამ რეაქციით ხორციელდება მინის ამოჭმა. მჟავას სიჭარბის შემთხვევაში წარმოიქმნება ჰექსაფთორსილიციუმმჟავა:

$$SiF_4 + 2HF \rightarrow H_2SiF_6$$

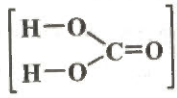
ეს უკანასკნელი თავისუფალი სახით არ არის გამოყოფილი, წყალხსნარებში ძლიერი მჟავაა.

სილიციუმმჟავას იღებენ არაპირდაპირი გზით – მისი მარილის ხსნარზე მჟავას მოქმედებით:

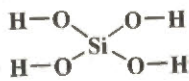
$$Na_2SiO_3 + 2HCl \rightarrow 2NaCl + H_2SiO_3\downarrow$$

მჟავასა და მარილის კონცენტრაციისაგან დამოკიდებულებით სილიციუმმჟავა გამოიყოფა ლაბისებრი მასის ან კოლოიდური ხსნარის სახით.

ფორმულა – H_2SiO_3 პირობითია. ამ ფორმულის შესაბამისი აღნაგობა ნახშირმჟავას აღნაგობის ანალოგიური უნდა იყოს,

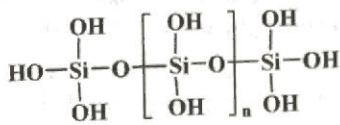


რაც სილიციუმისათვის დაუშვებელია, რადგან ის ჟანგბადთან არ წარმოქმნის π-ბმებს და მისთვის დამახასიათებელი კოორდინაციული რიცხვია 4. ამიტომ სილიციუმმჟავა ხსნარში არსებობს ორთომჟავას სახით:



ის ადვილად შედის პოლიკონდენსაციის რეაქციაში სხვადასხვა შედგენილობის ($nSiO_2 \cdot mH_2O$) და აღნაგობის (ხაზოვანი, განშტოებული და შერეული სტრუქტურის) წყალში უხსნადი პოლისილიციუმმჟავას მაკრომოლეკულების წარმოქმნით, რომლებიც თანდათან გადადიან კოლოიდურ მდგომარეობაში.

პოლისილიციუმმჟავას ხაზოვანი მაკრომოლეკულის აღნაგობა ასე გამოისახება:



როგორც ფორმულიდან ჩანს, პოლისილიციუმმჟავაში განმეორებადი ფრაგმენტია H_2SiO_3. რომლითაც პირობითად მის შედგენილობას გამოსახავენ.

სილიციუმმჟავა სუსტი მჟავაა, იმდენად სუსტია, რომ ნახშირმჟავაც კი აძევებს მას მისი მარილებიდან, რის გამოც სილიკატების წყალხსნარები ჰაერზე დატოვებისას იმღვრევა:

$$Na_2SiO_3 + CO_2 + H_2O \rightarrow Na_2CO_3 + H_2SiO_3\downarrow$$

გაცხელებისას ადვილად იშლება:

$$H_2SiO_3 \rightarrow SiO_2 + H_2O$$

სილიციუმმჟავასგან წყლის წართმევით მიიღება მყარი, ნახევრად გამჭვირვალე, ამორფული მასა, რომელიც დიდი ფორიანობით ხასიათდება. მას სილიკაგელი ეწოდება. ის კარგი ადსორბენტია და გამოიყენება ტენის მშთანთქმელად.

სილიციუმმჟავას მარილებიდან ხსნადია მხოლოდ ტუტე ლითონთა სილიკატები. ნატრიუმის და კალიუმის სილიკატებს ხსნადი მინები ეწოდება, მათ კონცენტრირებულ ხსნარებს — თხევადი მინა. სილიკატების წყალხსნარებს ჰიდროლიზის გამო ტუტე რეაქცია აქვს.

§10.6. სილიკატური მრეწველობა

სილიკატური მრეწველობის ნედლეულია კაჟიწა, თიხა და სხვა ალუმოსილიკატები, ხოლო ძირითადი პროდუქტებია: მინა, კერამიკა, ცემენტი.

მინა. მინა ცნობილია უხსოვარი დროიდან. საუკუნეების განმავლობაში მას იყენებდნენ ფანჯრის მინისა და სათვალე ჭურჭლის დასამზადებლად. ამჟამად ღებულობენ სხვადასხვა შედგენილობის მინებს მრავალფეროვანი თვისებებით, რომელთაც, შესაბამისად, სხვადასხვა მიზნით იყენებენ.

ჩვეულებრივი ფანჯრის მინა, ასევე მინა, რომლისაგანაც ამზადებენ მინის ჭურჭელს, შედგება ნატრიუმისა და კალციუმის სილიკატებისაგან, რომლებიც შელღობილია კაჟიწასთან. ასეთი მინის შედგენილობა გამოისახება ფორმულით — $Na_2O{\bullet}CaO{\bullet}6SiO_2$; მის მისაღებ ნედლეულად გამოიყენება თეთრი ქვიშა, სოდა და კირქვა (ან ცარცი). ამ ნივთიერებათა შელღობისას სპეციალური კონსტრუქციის ღუმელებში 900 - 1200°C-ზე მიმდინარეობს რეაქციები:

$$CaCO_3 + SiO_2 \rightarrow CaSiO_3 + CO_2\uparrow$$

$$Na_2CO_3 + SiO_2 \rightarrow Na_2SiO_3 + CO_2\uparrow$$

ხშირად სოდას ცვლიან ნატრიუმის სულფატით და ნახშირით. ნახშირი აღადგენს ნატრიუმის სულფატს სულფიტამდე, რომელიც შედის რეაქციაში ქვიშასთან და წარმოქმნის ნატრიუმის სილიკატს:

$$2Na_2SO_4 + 2SiO_2 + C \rightarrow 2Na_2SiO_3 + 2SO_2\uparrow + CO_2\uparrow$$

მიღებული ნატრიუმის და კალციუმის სილიკატები ჭარბ კაჟიწასთან შელღობისას იქცევა მასად, რომლის გაცივებისას მიიღება მინა:

$$Na_2SiO_3 + CaSiO_3 + 4SiO_2 \rightarrow Na_2O \bullet CaO \bullet 6SiO_2;$$

მაშასადამე, **მინა სხვადასხვა სილიკატის შენადნობია კაჟიწასთან.** მინას, განსხვავებით კრისტალური სტრუქტურის ნივთიერებებისაგან, არ გააჩნია ლღობის გარკვეული ტემპერატურა. ის ამორფულია, რის გამოც გაცხელებისას რბილდება და თანდათანობით გადადის ბლანტდენად მდგომარეობაში. ასევე, გალღობილი მინის გამყარება გაცივებისას ხდება თანდათანობით. სწორედ მინის ამ თვისებაზეა დამყარებული მისგან სხვადასხვა ნაკეთობების — ჭიქების, მილების, ფურცლოვანი მინის, მინის ბოჭკოს და სხვ. წარმოება. მინის ბოჭკოს ბაზაზე ამზადებენ მინის ქსოვილს ტექნიკური მიზნებისათვის.

მინის თვისებების შეცვლა შეიძლება შედგენილობის შეცვლით. თუ სოდას შეცვლით პოტაშით, მიიღება ძნელად ლღობადი მინა - $K_2O{\cdot}CaO{\cdot}6SiO_2$, რომელიც ქიმიური ჭურჭლის დასამზადებლად გამოიყენება.

კაჟმიწის შელღობისას პოტაშთან და ტყვია (II)-ის ოქსიდთან მიიღება მძიმე ბროლის მინა - $K_2O \cdot PbO \cdot 6SiO_2$. ასეთ მინას აქვს შუქტეხის დიდი უნარი და დამუშავების შემდეგ იძენს ბზინვარებას. მისგან ამზადებენ ოპტიკურ მინას და მხატვრულ ჭურჭელს.

მინის თვისებებზე დიდ გავლენას ახდენს მასში ბორ (III)-ის ოქსიდის – B_2O_3 შეყვანა (~3–12%). შედეგად მიიღება დიდი სიმტკიცის მინა, რომელიც მედეგია ქიმიური ზემოქმედებისა და ტემპერატურის ცვლილებისადმი. ასეთი მინისაგან ამზადებენ მაღალი ხარისხის ქიმიურ ჭურჭელს.

მინის მისაღებ ნარევზე შეფერილი იონების შემცველი ლითონთა ოქსიდების დამატებით მიიღება ფერადი მინები. მაგალითად, Cr_2O_3 ანიჭებს მინას მწვანე შეფერილობას, As_2O_3 – ყვითელ, CoO – ლურჯ, MnO_2 – მოწითალო- იისფერ შეფერილობას.

მინა მიეკუთვნება წყალში უხსნად ნივთიერებებს, მაგრამ წყალს, ხანგრძლივი მოქმედებისას, მინიდან ნაწილობრივ გამოაქვს ნატრიუმის სილიკატი.

კერამიკა. (ბერძნ. keramos – თიხა) მცირე რაოდენობით წყალთან თიხის (ზოგჯერ კვარცის მინისა და მინდვრის შპატის დანამატებით) შერევისას მიღებული პლასტიკური მასისაგან ამზადებენ გარკვეული ფორმის ნაკეთობას, რომელიც მიღებულ ფორმას ინარჩუნებს გაშრობის შემდეგ და მაგრდება გამოწვისას. **გამომწვარ თიხის ნაკეთობებს კერამიკული ეწოდება.** გამოყენების თვალსაზრისით განასხვავებენ სამშენებლო, ცეცხლგამძლე, ქიმიურად მედეგ, საყოფაცხოვრებო და ტექნიკურ კერამიკას. სამშენებლო კერამიკას მიეკუთვნება აგური, კრამიტი, მილები, მოსაპირკეთებელი ფილები. ცეცხლგამძლე კერამიკული მასალები გამოიყენება ბრძმედების, ფოლადსადნობ, მინასადნობ და სხვა სამრეწველო ღუმელების ასაგებად. ქიმიურად მედეგი კერამიკა იხმარება ქიმიურ მრეწველობაში. საყოფაცხოვრებო კერამიკას მიეკუთვნება ფაიანსის და ფაიფურის ნაკეთობები. ტექნიკური კერამიკა გამოიყენება იზოლატორების, კონდენსატორების, მაღალტემპერატურული ტიგელების და სხვ. დასამზადებლად.

ძირითადი რეაქცია, რომელიც მიმდინარეობს თიხის გამოწვისას, შეიძლება სქემატურად გამოვსახოთ განტოლებით:

$$3[Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O] \rightarrow 3Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 + 4SiO_2 + 6H_2O\uparrow$$

ზოგჯერ კერამიკულ ნაკეთობებს ფარავენ ჭიქურით – მინისებური თხელი ფენით. მაგალითად, ფაიფურის ნაკეთობების (ჩინეთში ფაიფური მე-6 საუკუნიდან იხმარება) დასამზადებლად იღებენ სუფთა კაოლინს, კვარცის ქვიშას და მინდვრის შპატს 2:1:1 მასური თანაფარდობით (შესაბამისად). ასეთი ნარევისაგან მიღებულ ნაკეთობას ფორმას აძლევენ და 900°C-ზე გამოწვის შემდეგ ჭიქურით ფარავენ. ამ მიზნით მას ჩაუშვებენ თხევად ჭიქურში, რომელიც შედგება კვარცის, მინდვრის შპატისა და სხვა დანამატებისაგან. ნაკეთობას, რომელიც იფარება ამ ნარევის თხელი ფენით, ხელმეორედ გამოწვავენ 1400°C-ზე. ჭიქური კერამიკულ ნაკეთობას წყალგაუმტარს ხდის, იცავს გაჭუჭყიანებისაგან და ანიჭებს ბზინვარებას.

ცემენტი. ცემენტი მნიშვნელოვანი სამშენებლო მასალაა. მიიღება კირქვისა და თიხის ნარევის გამოწვით შეცხობის დაწყებამდე. პროცესი ხორციელდება სპეციალურ ცილინდრულ მბრუნავ ღუმელებში 1200-1300°C-ზე. ამ დროს კირქვა კარგავს CO_2-ს, თიხა – წყალს:

$$Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O \rightarrow Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 + 2H_2O$$

$$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2\uparrow$$

დარჩენილი ოქსიდები წარმოქმნის ცემენტის შემადგენელ კალციუმის სილიკატს და ალუმინატს:

$$CaO + SiO_2 \rightarrow CaSiO_3$$

$$3CaO + Al_2O_3 \rightarrow Ca_3(AlO_3)_2$$

ბუნებაში გვხვდება ქანები, რომლებიც კირქვას და თიხას შეიცავს ცემენტისათვის საჭირო თანაფარდობით. მათ მერგელები ეწოდება. ცემენტის მისაღებად საჭირო ნარევს ძირითადად ხელოვნური გზით ამზადებენ.

ცემენტის ფხვნილის წყალთან შერევისას მიღებული მასა თანდათან მაგრდება – მიმდინარეობს ჰიდრატაცია:

$$3CaO \cdot Al_2O_3 + 6H_2O \rightarrow 3CaO \cdot Al_2O_3 \cdot 6H_2O$$

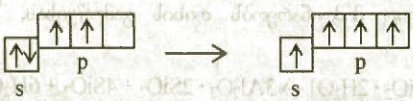
$$CaSiO_3 + 4H_2O \rightarrow CaSiO_3 \cdot 4H_2O$$

შემკვრელ მასალად გამოყენების წინ ცემენტს ურევენ მცირე რაოდენობით ქვიშას. ცემენტის, წყლისა და შემავსებლების (ქვიშა, ქვა-ღორღი) ნარევის გამყარებისას მიიღება ბეტონი. ფოლადის ცხაურებიან ბეტონს რკინაბეტონი ეწოდება. ბეტონი და რკინაბეტონი გამოიყენება ბინათმშენებლობაში, ჰიდროელექტროსადგურების, ხიდების, ქარხნების კორპუსების და სხვა ნაგებობათა ასაგებად.

§10.7. IV ჯგუფის მთავარი ქვეჯგუფის ელემენტთა მოკლე დახასიათება

ელემენტთა პერიოდული სისტემის IV ჯგუფის მთავარ ქვეჯგუფს შეადგენს ელემენტები: ნახშირბადი – C, სილიციუმი - Si, გერმანიუმი – Ge, კალა – Sn, ტყვია – Pb. მათ ატომებს გარე ენერგეტიკულ დონეზე აქვს 4 ელექტრონი ns^2np^2 მდგომარეობაში, რითაც ახსნება მსგავსი ქიმიური თვისებები. ისინი p- ელემენტები არიან.

არააგზნებულ მდგომარეობაში ქვეჯგუფის ელემენტთა ატომებს აქვს ორი გაუწყვილებელი ელექტრონი და მათი ვალენტობა 2-ის ტოლია. ამასთან, ყველა ელემენტის ატომს იმავე დონეზე აქვს თავისუფალი p-ორბიტალი, ამიტომ აღგზნებულ მდგომარეობაში გადასვლისას ხდება s-ქვედონის ელექტრონების განცალკევება:



მაშასადამე, აღგზნებულ მდგომარეობაში ამ ელემენტთა ატომებს უჩნდება 4 გაუწყვილებელი ელექტრონი და მათი ვალენტობა, შესაბამისად, 4-ის ტოლი ხდება.

გამომდინარე ელექტრონული აღნაგობიდან, ნახშირბადის ქვეჯგუფის ელემენტებისათვის დამახასიათებელია ჟანგვის ხარისხები: -4, +2, +4. ამასთან, +2 ჟანგვის ხარისხი ქვეჯგუფში ატომური ნომრის ზრდასთან ერთად უფრო დამახასიათებელი ხდება. ქვეჯგუფის პირველი სამი ელემენტისათვის უფრო ტიპურია ჟანგვის ხარისხი +4, ტყვიისათვის +2. ჟანგვის ხარისხი –4 რიგში ნახშირბადიდან ტყვიისაკენ ნაკლებად დამახასიათებელი ხდება.

ქვეჯგუფში ელემენტთა ატომური ნომრის მატებასთან ერთად ატომთა რადიუსების ზრდა იწვევს ატომბირთვის მიერ გარე ელექტრონების მიზიდვის შესუსტებას, რაც, თავის მხრივ, ვლინდება ამ ელემენტების არალითონური თვისებების შესუსტებასა და ლითონური თვისებების გაძლიერებაში. ქვეჯგუფის ელემენტებიდან მხოლოდ პირველი ორი ელემენტი – C და Si არის არალითონური, დანარჩენი – ლითონურია.

გერმანიუმი ისეთსავე კრისტალურ სტრუქტურას წარმოქმნის, როგორსაც ალმასი და სილიციუმი. კრისტალურ სილიციუმს და გერმანიუმს, როგორც ნახევარგამტარს, იყენებენ ელექტრო- და რადიოტექნიკაში.

კალა და ტყვია ავლენს ლითონების ყველა თვისებას: ბზინვას, მაღალ ელექტრო- და თბოგამტარობას, პლასტიკურობას. ამ ორი ელემენტის გამოყენება თავისუფალ მდგომარეობაში მათ ლითონურ თვისებებს ემყარება. მაგალითად, ცნობილია ტყვიის აკუმულატორები, თუნუქის საყოფაცხოვრებო ნაკეთობანი (თუნუქი – კალას თხელი ფენით დაფარული ფურცლოვანი რკინაა), ტყვიის საფარტი და სხვა.

ქვეჯგუფის ელემენტები წარმოქმნის RH_4 ტიპის აირად წყალბადნაერთებს: CH_4 – მეთანი, SiH_4 – სილანი, GeH_4 – გერმანი, SnH_4 – სტანანი. რიგში ნახშირბადიდან ტყვიისაკენ წყალბადნაერთების მდგრადობა მცირდება. PbH_4 იმდენად არამდგრადია, რომ მისი მიღება ვერ მოხერხდა.

აღსანიშნავია, რომ ეს ელემენტები, გარდა მოყვანილი წყალბადნაერთებისა, წარმოქმნის უფრო რთული შედგენილობის ნაერთებსაც. მაგალითად, ნახშირბადი წარმოქმნის ნახშირწყალბადებს ზოგადი ფორმულით C_nH_{2n+2} (C_2H_6 – ეთანი, C_3H_8 – პროპანი და ა.შ.), რაშიც ვლინდება ნახშირბადის ატომთა განსაკუთრებული თვისება – მტკიცე კოვალენტური ბმებით ერთმანეთთან წარმოქმნას პრაქტიკულად განუსაზღვრელი სიგრძის ნახშირბადოვანი ჯაჭვები.

ერთნაირი ატომებისაგან შემდგარ ანალოგიურ ჯაჭვებს – სილიციუმწყალბადებს, ზოგადი ფორმულით Si_nH_{2n+2}, წარმოქმნის სილიციუმიც. მაგრამ ცნობილია ამ რიგის მხოლოდ 6 წევრი (Si_2H_6 – დისილანი, Si_3H_8 – ტრისილანი და ა.შ.). ვინაიდან Si-Si ბმები უფრო სუსტია, ვიდრე C-C ბმები, სილიციუმწყალბადები შესაბამის ნახშირწყალბადებთან შედარებით ნაკლებმდგრადია.

ქვეჯგუფის დანარჩენი ელემენტების – Ge, Sn, Pb–ის წყალბადნაერთები კიდევ უფრო მცირეხანგრძლივია, რადგან რიგში ბმა ატომებს შორის კიდევ უფრო სუსტდება ელემენტთა რადიუსის გაზრდის გამო. მაგალითად, ცნობილია დიგერმანი – Ge_2H_6, ტრიგერმანი – Ge_3H_8, დისტანანი – Sn_2H_6.

ქვეჯგუფის ელემენტები წარმოქმნის RO და RO_2 ტიპის ოქსიდებს. ნახშირბადის და სილიციუმის უმაღლესი ოქსიდები (CO_2, SiO_2) მჟავა ოქსიდებია, ხოლო შესაბამისი ჰიდროქსიდები – H_2CO_3 H_2SiO_3 – სუსტი მჟავები. დანარჩენ ელემენტთა უმაღლესი ოქსიდები (GeO_2, SnO_2, PbO_2) და შესაბამისი ჰიდროქსიდები – $Ge(OH)_4$, $Sn(OH)_4$, $Pb(OH)_4$ – ამფოტერულია. ამავე დროს მჟავა ბუნება უფრო ძლიერადაა გამოხატული გერმანიუმის ჰიდროქსიდში, ფუძე ბუნება კი – ტყვიის ჰიდროქსიდში. ჰიდროქსიდებს, +2 ჟანგვის ხარისხით, წარმოქმნის Ge, Sn და Pb. ისინი ამფოტერულები არიან და აქაც მათი ფუძე ბუნება რიგში იზრდება.

ქვეჯგუფის ელემენტებიდან უდიდესი მნიშვნელობა აქვს ნახშირბადს და სილიციუმს: პირველს, როგორც ცოცხალი ორგანიზმების შედგენილობაში შემავალ, მეორეს – როგორც დედამიწის ქერქის წარმომქმნელ ერთ-ერთ უმნიშვნელოვანეს ელემენტს.

კითხვები და სავარჯიშოები

1. ერთნაირია თუ არა ნახშირბადის ატომთა რადიუსები გრაფიტსა და ალმასში?
2. შეიძლება თუ არა ნახშირბადმა წარმოქმნას CH_5^+ იონი? პასუხი დაასაბუთეთ.
3. რატომ არის გრაფიტი, ალმასისაგან განსხვავებით, ძლიერ რბილი ნივთიერება, თუმცა ალმასის ანალოგიურად მას ლღობის მაღალი ტემპერატურა ახასიათებს?
4. რომელი აირი უფრო ადვილად ადსორბირდება გააქტივებულ ნახშირზე: ამიაკი თუ აზოტი? პასუხი დაასაბუთეთ.
5. აზოტის დიოქსიდისაგან განსხვავებით, რატომ არ დიმერიზდება ნახშირბადის დიოქსიდი?

6. რატომ იწვის ჟანგბადის ატმოსფეროში ნახშირბად(II)-ის ოქსიდი და არ იწვის ნახშირბად(IV)-ის ოქსიდი?
7. რატომ არის სუსტი და არამდგრადი ნახშირმჟავა?
8. როგორ გავასუფთავოთ ნატრიუმის კარბონატი ჰიდროკარბონატის მინარევისაგან? დაწერეთ რეაქციის განტოლება.
9. რომელი აირი წარმოიქმნება კირქვისა და ნახშირის ნარევის გავარვარებით?
10. სოდის მიღების ერთ-ერთი ტექნიკური ხერხია ნატრიუმის ალუმინატზე წყლისა და ნახშირბად(IV)-ის ოქსიდის მოქმედება. დაწერეთ რეაქციის განტოლება.
11. რომელი ორი ნივთიერება ურთიერთქმედებს და რა პირობებში, თუ შედეგად წარმოიქმნება შემდეგი პროდუქტები (ნივთიერებები მოცემულია კოეფიციენტების გარეშე):
ა) $CaCO_3+BaCO_3+H_2O$ ბ) CO_2+HCl, გ) CaC_2+CO?
12. როგორ ავხსნათ, რომ ოთახის ტემპერატურაზეც კი ამონიუმის კარბონატი მთლიანად იშლება?
13. რომელი აირი გამოიყოფა ნატრიუმის კარბონატის ხსნარიდან, თუ მასში გავატარებთ ქლორს?
14. რატომაა, რომ, მარმარილოდან ნახშირბადის დიოქსიდის მისაღებად, მასზე მოქმედებენ მარილმჟავათი და არა გოგირდმჟავათი?
15. ქიმიური გზით CO_2 როგორ გავათავისუფლოთ SO_2-ის მინარევისაგან?
16. დაწერეთ Na_2CO_3, $KHCO_3$ და $(NH_4)_2CO_3$-ის ჰიდროლიზის მოლეკულური და იონური განტოლებები.
17. სილიციუმის მიღებისას მისი ოქსიდიდან ჭარბი მაგნიუმის მოქმედებით წარმოიქმნება პროდუქტების ნარევი. დაასახელეთ ისინი. შემოგვთავაზეთ ამ ნარევიდან სუფთა სილიციუმის გამოყოფის ხერხი.
18. ტეტრაქლორმეთანი არ განიცდის ჰიდროლიზს, ხოლო სილიციუმის ტეტრაქლორიდი სრულად ჰიდროლიზდება. ახსენით მიზეზი.
19. რა დაემართებოდა ჩვენი პლანეტის ლითოსფეროს, რომ ატმოსფერული ჟანგბადი ფტორწყალბადით შეცვლილიყო?
20. რომელი მჟავას შენახვა არ შეიძლება როგორც ჩვეულებრივი მინის, ასევე კვარცის მინის ჭურჭელში? რატომ?
21. მარტივი A ნივთიერება ამეთქებით ურთიერთქმედებს წყალბადთან და წარმოქმნის B აირს, რომლის წყალხსნარიც სუსტი მჟავაა. ეს უკანასკნელი ხსნის სილიციუმ(IV)-ის ოქსიდს C აირის გამოყოფით. დაასახელეთ A,B,C ნივთიერებები და დაწერეთ შესაბამის გარდაქმნათა განტოლებები.
22. რატომ არის სუსტი და არამდგრადი სილიციუმმჟავა?
23. როგორ გარდავქმნათ კვარცის კრისტალი სილიკაგელად?
24. კალიუმის სილიკატის ხსნარიდან როგორ მივიღოთ ნალექი ქიმიური რეაგენტების დამატების გარეშე?
25. განახორციელეთ გარდაქმნები: კაჟმიწა → მაგნიუმის სილიციდი→ სილანი → კაჟმიწა → ნატრიუმის სილიკატი.
26. დაასრულეთ შემდეგ გარდაქმნათა განტოლებები და მიუთითეთ პროცესის წარმართვის პირობები:
$CaCO_3+C \rightarrow Si+KOH \rightarrow$ $NO_2+Na_2SiO_3 \rightarrow$
$Na_2SO_4+C \rightarrow$ $SiO_2+HF \rightarrow$ $NH_4Cl+K_2SiO_3 \rightarrow$
27. ნახშირმჟავა აზოტმჟავაზე უფრო სუსტია, მაგრამ ბორმჟავაზე უფრო ძლიერი მჟავაა, ახსენით მიზეზი.
28. დაწერეთ Na_2SiO_3-ის ჰიდროლიზის განტოლება. როგორ შეიცვლება Na_2SiO_3-ის ჰიდროლიზის ხარისხი ხსნარზე ამონიუმის ქლორიდის დამატებისას?

თავი 11

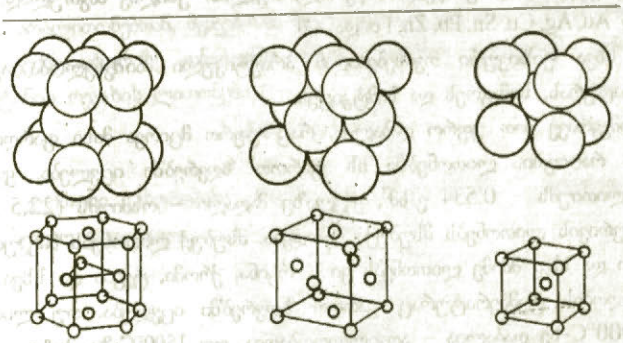
ლითონები

§11.1. ლითონების ზოგადი დახასიათება

ლითონები მარტივი ნივთიერებებია, რომელთაც მთელი რიგი საერთო ფიზიკური და ქიმიური თვისებები ახასიათებთ. დღეისათვის ცნობილი 110 ელემენტიდან უმეტესობა – 88 ლითონურია და მარტივი ნივთიერების სახით წარმოქმნის ლითონებს. პერიოდული სისტემის I – III ჯგუფებში ყველა ელემენტი ლითონურია, გარდა წყალბადისა და ბორისა. თანაური ქვეჯგუფები მხოლოდ ლითონური ელემენტებისაგან შედგება. IV – VI ჯგუფების მთავარ ქვეჯგუფებში ლითონურია დიდი ატომური ნომრის მქონე ელემენტებიც: IV-ში – Ge, Sn და Pb; V-ში – Sb, Bi; VI-ში – Po.

ატომის აღნაგობის თავისებურებების გათვალისწინებით ლითონური ელემენტები იყოფა s-, p-, d-, f- ელემენტებად. ლითონურია ყველა s- (გარდა წყალბადისა და ჰელიუმისა), d- და f-ელემენტი.

ლითონების მსგავსი ფიზიკურ-ქიმიური თვისებები ახსნება ლითონური ბმით და ლითონური კრისტალური სტრუქტურით. ლითონებისათვის დამახასიათებელია სამი ტიპის კრისტალური სტრუქტურა: ჰექსაგონალური, წახნაგცენტრირებულ – კუბური და მოცულობაცენტრირებულ – კუბური.



ჰექსაგონალური სტრუქტურა | წახნაგცენტრირებულ-კუბური სტრუქტურა | მოცულობაცენტრირებულ-კუბური სტრუქტურა

პირველ ორ სტრუქტურაში კოორდინაციული რიცხვი 12-ია. მათში ატომთა განლაგება მჭიდროა. მოცულობაცენტრირებულ-კუბურ სტრუქტურაში კოორდინაციული რიცხვი 8-ის ტოლია. ასეთი სტრუქტურა ფაშარია. ჰექსაგონალური ტიპის სტრუქტურებს წარმოქმნის თუთია, მაგნიუმი და სხვ., წახნაგცენტრირებულ კუბურს – ვერცხლი, სპილენძი, ალუმინი და სხვა, ხოლო მოცულობაცენტრირებულ-კუბურს – ნატრიუმი, ბარიუმი, რკინა და სხვა.

ზოგიერთი ლითონი პირობების მიხედვით წარმოქმნის სხვადასხვა ტიპის კრისტალურ სტრუქტურას (პოლიმორფიზმი). მაგალითად, რკინისათვის დამახასიათებელია მოცულობაცენტრირებული და წახნაგცენტრირებული კუბური სტრუქტურები.

§11.1.1. ლითონების ფიზიკური თვისებები

ლითონების სტრუქტურის თავისებურებით განისაზღვრება მათი დამახასიათებელი ფიზიკური თვისებები.

ლითონთა ელექტროგამტარობა და თბოგამტარობა განპირობებულია მათში თავისუფლად მოძრავი ელექტრონების არსებობით. ივიე ელექტრონებია ლითონური ბზინვის მიზეზი. ლითონები ბზინავს, რადგან ზედაპირიდან აირეკლავს სინათლის სხივებს, არ ატარებს (როგორც, მაგალითად, მინა) და არ შთანთქავს (როგორც, მაგალითად, მური) მას.

ლითონთა მნიშვნელოვანი თვისება – პლასტიკურობა შემდეგნაირად აიხსნება: დეფორმაციის, ეი. ლითონთა ფორმის შეცვლის დროს ხდება ფენების გადაადგილება ერთმანეთის მიმართ, მაგრამ ბმის გაწყვეტა არ ხდება, რადგან შემაკავშირებელი ელექტრონები თან მიჰყვება გადაადგილებულ ფენებს და კვლავ ინარჩუნებს მათ შორის ბმას.

ჩამოთვლილი თვისებები ლითონებში ერთნაირად არ ვლინდება. ელექტრო- და თბოგამტარობის მიხედვით ლითონებს შორის პირველ ადგილზეა ვერცხლი. მას მოსდევს სპილენძი, ოქრო, ალუმინი, რკინა და სხვ. ვერცხლის სიძვირის გამო ელექტროტექნიკაში იყენებენ სპილენძს და ალუმინს. დანარჩენი ლითონების ელექტროგამტარობა ფართო ზღვრებში იცვლება. მაგალითად, ვოლფრამის გამტარობა 3,4-ჯერ ნაკლებია, ვიდრე ვერცხლისა.

ყველა ლითონი, გარდა სტიბიუმისა და ბისმუტისა, პლასტიკური და ჭედადია. პლასტიკურობით პირველი ადგილი ოქროს უჭირავს. ის შეიძლება გაიგლინოს ძალიან თხელ, ნახევრად გამჭვირვალე ფურცლებად და გაიწელოს წვრილ, თვალით უხილავ მავთულად. პლასტიკურობა მცირდება რიგში Au, Ag, Cu, Sn, Pb, Zn, Fe და ა.შ.

ლითონების სხვა ფიზიკური თვისებებიდან პრაქტიკული მნიშვნელობა აქვს სიმკვრივეს, ლღობის ტემპერატურას, სიმაგრეს და სიმტკიცეს.

ლითონთა სიმკვრივე მით უფრო დაბალია, რაც უფრო მცირეა მისი ფარდობითი ატომური მასა და დიდია რადიუსი. ლითონებში ის ფართო ზღვრებში იცვლება. ყველაზე დაბალი სიმკვრივე აქვს ლითიუმს – 0,534 გ/სმ^3, ყველაზე მაღალი – ოსმიუმს (22,5 გ/სმ^3). 5 გ/სმ^3-ზე ნაკლები სიმკვრივის ლითონებს მსუბუქი ეწოდება. მსუბუქ ლითონებს მიეკუთვნება მაგნიუმი, ალუმინი, ტიტანი და სხვ, მძიმე ლითონებს კი – რკინა, ქრომი, ტყვია და სხვა.

ლითონთა ლღობის ტემპერატურაც ფართო ზღვრებში იცვლება. თუ ლითონის ლღობის ტემპერატურა 1000°C-ზე დაბალია – ადვილლღობადია, თუ 1500°C-ზე მეტი – ძნელლღობადი. ყველაზე დაბალი ლღობის ტემპერატურა აქვს ვერცხლისწყალს (-39°C), შემდეგ ცეზიუმს (+29°C) და გალიუმს (+30°C), ყველაზე მაღალი – ვოლფრამს (3387°C). ვერცხლისწყალს, როგორც ერთადერთ თხევად ლითონს ჩვეულებრივ პირობებში, იყენებენ გამზომ ხელსაწყოებში, ხოლო ვოლფრამს – ელექტრონათურების ვარვარების ძაფების დასამზადებლად.

ლითონების სიმაგრეც ფართო ზღვრებში იცვლება. ყველაზე რბილია ტუტე ლითონები, რომლებიც ადვილად იჭრება დანით, ხოლო ყველაზე მაგარი – ქრომი (კაწრავს მინას).

ლითონები ხასიათდება მაგნიტური თვისებებით – უნარით, შექმნას საკუთარი მაგნიტური ველი დამოუკიდებლად, ან გარე მაგნიტური ველის მოქმედებით.

არჩევენ დიამაგნიტურ, პარამაგნიტურ, ფერომაგნიტურ ნივთიერებებს. მაგნიტური თვისებების შესწავლა საშუალებას იძლევა დავახასიათოთ ატომთა მდგომარეობა ლითონებში. თუ ატომებს არა აქვს საკუთარი მაგნიტური მომენტი, ნივთიერება დიამაგნიტურია. ასეთია ლითონთა უმრავლესობა, რომელთა იონებს დასრულებული ელექტრონული შრე აქვს. ამის საწინააღმდეგოდ, გარდამავალი ელემენტებისაგან წარმოქმნილი ლითონები (Ti, V, ...Ni, Nb, Mo, ...Pd), რომელთა ატომებს არასრულად აქვს შევსებული d-ორბიტალები და ამიტომ ხასიათდება მაგნიტური მომენტით, პარამაგნიტურია. ველის გარეშე მათი მაგნიტური მომენტები უწესრიგოდ არის მიმართული და ჯამური მომენტი ნულის ტოლია. მაგრამ მაგნიტურ ველში მოთავსებისას ვლინდება ველის მიმართულებით უპირატესი ორიენტაცია, რაც ნიშნავს, რომ მათ უჩნდებათ ჯამური მაგნიტური მომენტი, ე.ი. ლითონი დამაგნიტდება.

სუფთა ლითონებს შორის რკინა, კობალტი, ნიკელი ხასიათდება მაღალი მაგნიტური მომენტით და ველის გარეშე დამაგნიტებული მდგომარეობის შენარჩუნების უნარით. მათ ფერომაგნიტური ლითონები ეწოდებათ.

ლითონთა უმეტესობა მოვერცხლისფრო-თეთრი ფერისაა. გამონაკლისია ოქრო და ცეზიუმი, რომელთაც ყვითელი შეფერილობა აქვთ, ასევე სპილენძი და ბისმუტი, რომლებიც მოწითალო შეფერილობისაა.

§11.1.2. ლითონების ქიმიური თვისებები

ლითონთა ატომები ქიმიური რეაქციების დროს ადვილად გასცემს სავალენტო ელექტრონებს, ე.ი. იჟანგება და გადაიქცევა დადებითად დამუხტულ იონებად. ამიტომ ლითონები ძლიერი აღმდგენებია და წარმოქმნილ ნაერთებში ავლენს მხოლოდ დადებით ჟანგვის ხარისხებს. სწორედ ამაში მდგომარეობს ლითონთა ძირითადი საერთო ქიმიური თვისება.

ლითონები, როგორც ძლიერი აღმდგენები, ადვილად შედის რეაქციაში სხვადასხვა მჟანგავთან, მათ შორის არალითონებთან, მჟავებთან, ნაკლებად აქტიურ ლითონთა მარილებთან და სხვა.

1. მაღალ ტემპერატურაზე ჟანგბადში იწვის ლითონთა უმეტესობა (არ იჟანგება ოქრო, ვერცხლი, პლატინის ოჯახის ლითონები):

$$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$$

$$3Fe + 2O_2 \rightarrow Fe_3O_4$$

2. მრავალი ლითონი გახურებისას რეაგირებს არალითონებთან. ჰალოგენებთან წარმოქმნის ჰალოგენიდებს, ხოლო გოგირდთან – სულფიდებს:

$$2Fe + 3Cl_2 \rightarrow 2FeCl_3$$

$$Zn + Br_2 \rightarrow ZnBr_2$$

$$Fe + S \rightarrow FeS$$

$$Mg + S \rightarrow MgS$$

აზოტთან რეაგირებისას მიიღება ნიტრიდები (Na_3N, Ca_3N_2), ფოსფორთან – ფოსფიდები (K_3P, Mg_3P_2), ნახშირბადთან – კარბიდები (CaC_2, Al_4C_3), სილიკონთან – სილიციდები (Mg_2Si).

3. აქტიური ლითონები – ტუტე და ტუტემიწათა ლითონები წყალბადთან წარმოქმნის ჰიდრიდებს:

$$2Li + H_2 \xrightarrow{t} 2LiH$$

$$Ca + H_2 \xrightarrow{t} CaH_2$$

4. ჩვეულებრივ პირობებში ტუტე და ტუტემიწათა ლითონები ძლიერ აქტიურად ურთიერთქმედებს წყალთან:

$$2K + 2H_2O \rightarrow 2KOH + H_2$$

$$Ba + 2H_2O \rightarrow Ba(OH)_2 + H_2$$

სხვა ლითონები წყალთან რეაგირებს უფრო მაღალ ტემპერატურაზე. მაგნიუმი – მდუღარე წყალთან:

$$Mg + 2H_2O \rightarrow Mg(OH)_2 + H_2$$

გავარვარებული რკინა – წყლის ორთქლთან:

$$3Fe + 4H_2O \rightleftharpoons Fe_3O_4 + 4H_2$$

5. ლითონების ურთიერთქმედება განზავებულ მჟავებთან ჟანგვა-აღდგენითი პროცესია, რომელშიც მჟანგავია წყალბადის იონები:

$$Fe + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2$$

$$Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2$$

ამ შემთხვევაში მჟავები რეაგირებს მხოლოდ იმ ლითონებთან, რომლებიც სტანდარტულ ელექტროდულ პოტენციალთა რიგში წყალბადის მარცხნივ არის განლაგებული, ხოლო წყალბადის მარჯვნივ მდგომი ლითონები – Cu, Hg, Ag და სხვ. H^+ იონებით ვერ იჟანგება.

კონცენტრირებული გოგირდმჟავასა და ნებისმიერი კონცენტრაციის აზოტმჟავას ანიონებს წყალბადის იონებთან შედარებით ძლიერი მჟანგავი უნარი აქვს. ამიტომ ისინი ჟანგავენ ყველა ლითონს, მიუხედავად მათი მდებარეობისა სტანდარტულ ელექტროდულ პოტენციალთა რიგში, გარდა ოქროსი და პლატინის ოჯახის ელემენტებისა, მაგალითად:

$$Cu + 2H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + SO_2 + 2H_2O$$

კონც.

$$Ag + 2HNO_3 \rightarrow AgNO_3 + NO_2 + H_2O$$

კონც.

$$4Zn + 10HNO_3 \rightarrow 4Zn(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + 3H_2O$$

განზ.

6. ამფოტერული ბუნების ლითონები რეაგირებს როგორც მჟავებთან, ისე ტუტეებთან:

$$Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$$

$$Zn + 2NaOH + 2H_2O \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4] + H_2$$

7. ლითონები აძევებს მასზე ნაკლებაქტიურ ლითონებს მათი მარილების ხსნარებიდან:

$$Fe + CuSO_4 \rightarrow FeSO_4 + Cu$$

$$Zn + FeCl_2 \rightarrow ZnCl_2 + Fe$$

8. ზოგიერთი ლითონი მაღალ ტემპერატურაზე აღადგენს მეორე ლითონს ან არალითონს მისი ოქსიდიდან:

$$2Al + Cr_2O_3 \rightarrow 2Cr + Al_2O_3$$

$$2Mg + SiO_2 \rightarrow Si + 2MgO$$

9. ლითონები მოქმედებს ერთმანეთთან და წარმოქმნის ქიმიურ ნაერთებს, რომელთაც ინტერლითონური ნაერთები ან ლითონიდები ეწოდებათ. მათში ბმა ლითონურია (ჟანგვის ხარისხი დაცული არ არის). მაგალითად: CuAu, Cu_3Au, Mg_2Cu, $MgCu_2$.

§11.2. შენადნობები

ლითონები ერთმანეთს ემსგავსება ლითონური ბმით, რომელიც შეიძლება დამყარდეს არა მარტო ერთი ლითონის, არამედ სხვადასხვა ლითონის ატომებს შორისაც. ამიტომ ლითონებს შეუძლია შენადნობების წარმოქმნა. რიგ შემთხვევაში ლითონთა შენადნობებში შეიძლება შედიოდეს არალითონებიც. მაშასადამე, **შენადნობები სისტემებია, რომლებიც შედგება ორი ან მეტი ლითონისაგან, ან ლითონებისა და არალითონებისაგან.**

ტექნიკა უპირატესად იყენებს არა სუფთა ლითონებს, არამედ შენადნობებს, ვინაიდან უმრავლეს შემთხვევაში ცალკეულ ლითონს არ გააჩნია ყველა ის თვისება, რაც აუცილებელია მათი პრაქტიკული გამოყენებისათვის. მაგალითად, ალუმინი მსუბუქი, მაგრამ არამტკიცე ლითონია. სიმტკიცის გასაზრდელად ამზადებენ შენადნობს სპილენძთან, მაგნიუმთან, მანგანუმთან (დურალუმინი). ოქრო ძლიერ პლასტიკურია, მისი ნაკეთობა ადვილად დეფორმირდება, ცვდება, ამიტომ იყენებენ ოქროს შენადნობს სპილენძთან.

შენადნობებს ღებულობენ გალღობილი ლითონების შერევით და შემდგომი გაცივებით.

თუ შენადნობის წარმომქმნელ ლითონთა ატომების ზომები ახლოსაა ერთმანეთთან და ეს ლითონები წარმოქმნის ერთნაირი ტიპის კრისტალურ სტრუქტურებს, მაშინ ნალღობის გაცივებისას მიიღება ჩანაცვლების მყარი ხსნარი, რომელშიც ერთი ლითონის იონები კრისტალური მესრის კვანძებში ნაწილობრივ ჩანაცვლებულია მეორე ლითონის იონებით. ჩანაცვლების მყარ ხსნარებს წარმოადგენს: სპილენძის ნიკელთან შენადნობი (მელქიორი), სპილენძის ალუმინთან შენადნობი, ოქროს ვერცხლთან შენადნობი და სხვა.

თუ შენადნობში შემავალი ერთ-ერთი ლითონის იონების ან არალითონის ატომების ზომა მნიშვნელოვნად მცირეა მეორე ლითონის იონის ზომაზე, მაშინ წარმოიქმნება შენადნობი – ჩანერგვის მყარი ხსნარი. ამ შემთხვევაში ნაკლები ზომის ნაწილაკები შენადნობის გამყარებისას განლაგდება კრისტალური მესრის კვანძებში მოთავსებულ ლითონის იონებს შორის. ასეთ შენადნობებს მიეკუთვნება ფოლადი – რკინის შენადნობი ნახშირბადთან.

ზოგიერთ შენადნობში ჩანართების სახით არის შენადნობის წარმომქმნელი კომპონენტების ქიმიური ნაერთები. ასეთ ნაერთებს ქმნის მაგნიუმი ტყვიასთან, რკინა ნახშირბადთან და სხვა.

თუ გალღობილი ლითონები ერთმანეთს ერევა ნებისმიერი თანაფარდობით, მაგრამ გაცივებისას თითოეული მათგანი კრისტალდება ცალ-ცალკე, მიღებული შენადნობი სხვადასხვა ლითონის მექანიკური ნარევია. ასეთ შენადნობებს მნიშვნელოვანი სიმტკიცე, მაგრამ ლღობის დაბალი ტემპერატურა აქვს. მაგალითად, ე.წ. ვუდის შენადნობი (50%- Bi, 25% - Pb, 12,5% - Sn, 12,5% - Cd) ლღვება 65,5°C-ზე.

შენადნობებს, მის შემადგენლობაში შემავალ ლითონებთან შედარებით, ახასიათებს მეტი სიმაგრე, ნაკლები პლასტიკურობა, დაბალი თბო- და ელექტროგამტარობა, დაბალი ლღობის ტემპერატურა.

§11.3. ლითონთა მიღების ხერხები

ლითონური ელემენტები ბუნებაში გვხვდება როგორც მარტივი ნივთიერების (თვითნაბად მდგომარეობაში), ისე ნაერთების სახით. თვითნაბადი სახით გვხვდება მხოლოდ ნაკლებაქტიური ლითონები – ოქრო, პლატინა. ვერცხლი, ვერცხლისწყალი, სპილენძი იშვიათად გვხვდება

თავისუფალი სახით, ისინი ბუნებაში უმთავრესად ნაერთების სახითაა. დანარჩენი ლითონები, რომლებიც სტანდარტულ ელექტროდულ პოტენციალთა რიგში წყალბადამდეა მოთავსებული, დედამიწის ქერქში მხოლოდ ნაერთების სახით არის გავრცელებული.

ლითონების ან მათი ნაერთების შემცველ ბუნებრივ ნედლეულს, რომელიც სამრეწველო მასშტაბით გამოიყენება ლითონთა მისაღებად, მადანი ეწოდება. მადანს წარმოადგენს ლითონთა ოქსიდები და მარილები (სულფიდები, სულფატები, კარბონატები, ქლორიდები, სილიკატები და სხვ.). მიწის წიაღიდან მადნებს მოიპოვებს სამთო მრეწველობა. მეცნიერებას, მადნიდან ლითონების სამრეწველო მიღების შესახებ, ეწოდება მეტალურგია, მრეწველობის შესაბამის დარგს – მეტალურგიული.

მეტალურგიას ყოფენ შავ (რკინა და მისი შენადნობების მიღება) და ფერად (ფერადი ლითონების მიღება) მეტალურგიად. ფერად ლითონებს მათი თვისებების შესაბამისად ყოფენ: მსუბუქ, მძიმე, კეთილშობილ, იშვიათ და სხვ. ლითონებად. მსუბუქ ლითონებს მიეკუთვნება Ti, Al, Mg, ტუტე და ტუტემიწათა ლითონები, მძიმე ლითონებს – Pb, Ni, Zn, Cu და სხვ, კეთილშობილს – ოქრო, ვერცხლი, პლატინის ოჯახის ლითონები.

თანამედროვე მეტალურგია მოიცავს დაახლოებით 75 ლითონისა და მათ საფუძველზე მრავალი ათასი შენადნობის წარმოებას. მათი მიღების ძირითადი ხერხებია: პირო-, ჰიდრო- და ელექტრომეტალურგია.

1. მეტალურგიაში წამყვანი როლი პირომეტალურგიას ეკუთვნის. ის მოიცავს მადნებიდან ლითონების მიღების ხერხებს ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციების დახმარებით მაღალ ტემპერატურაზე. აღმდგენად იყენებენ ნახშირს (ან კოქსს), ნახშირბად (II)-ის ოქსიდს, წყალბადს, აქტიურ ლითონებს.

მაგალითად, სპილენძის მადნებიდან სპილენძს აღადგენენ ნახშირით ან ნახშირბად (II)-ის ოქსიდით:

$$Cu_2O + C \rightarrow 2Cu + CO$$
$$Cu_2O + CO \rightarrow 2Cu + CO_2$$

რკინის მადნებიდან ნახშირბად (II)-ის ოქსიდით რკინის აღდგენით იღებენ თუჯს – რკინის შენადნობს ნახშირბადთან:

$$Fe_2O_3 + 3CO \rightarrow 2Fe + 3CO_2$$

თუ მადანი შეიცავს ლითონთა სულფიდს, მას ჯერ გამოწვავენ, შემდეგ კი მიღებულ ოქსიდს აღადგენენ ნახშირით ან ნახშირბად (II)-ის ოქსიდით. მაგალითად:

$$2ZnS + 3O_2 \rightarrow 2ZnO + 2SO_2$$
$$ZnO + C \rightarrow Zn + CO$$

როცა აღმდგენად იყენებენ ნახშირს ან კოქსს (კარბოთერმია), რიგ შემთხვევაში აღდგენას თან ახლავს ნახშირბადის გახსნა ლითონებში და კარბიდების წარმოქმნა. ამის ასაცილებლად აღმდგენად იყენებენ ლითონებს. მაგალითად, ქრომ (III)-ის ოქსიდიდან ქრომს აღადგენენ ალუმინით:

$$Cr_2O_3 + 2Al \rightarrow Al_2O_3 + 2Cr$$

ანალოგიურად, რკინის მადნებიდან რკინას აღადგენენ ალუმინით:

$$3Fe_3O_4 + 8Al \rightarrow 9Fe + 4Al_2O_3$$
$$Fe_2O_3 + 2Al \rightarrow 2Fe + Al_2O_3$$

ლითონების აღდგენას მათი ნაერთებიდან სხვა ლითონებით, ლითონთერმია ეწოდება. თუ აღმდგენად გამოყენებულია ალუმინი, მაშინ პროცესს ალუმინთერმიას უწოდებენ. რიგ შემთხვევებში აღმდგენად იყენებენ მაგნიუმს, ნატრიუმს.

ლითონთერმული მეთოდით, რკინისა და ქრომის გარდა, ღებულობენ ტიტანს, მოლიბდენს, ვოლფრამს და სხვა.

ალუმინის ნაცვლად აღმდგენად შეიძლება უფრო იაფი სილიციუმის გამოყენება. ზოგჯერ ოქსიდებიდან ლითონების აღსადგენად გამოიყენება წყალბადი:

$$MoO_3 + 3H_2 \rightarrow Mo + 3H_2O$$
$$WO_3 + 3H_2 \rightarrow W + 3H_2O$$

2. ჰიდრომეტალურგია მოიცავს ლითონთა მიღების ხერხებს მათი მარილების წყალხსნარებიდან. ამისათვის ჯერ მადანში შემავალ ლითონს საჭირო რეაგენტების დახმარებით გარდაქმნიან წყალში ხსნად ნაერთად, ხოლო შემდეგ ხსნარიდან გამოყოფენ მას. მაგალითად, სპილენძის მადანს, რომელიც შეიცავს სპილენძ (II)-ის ოქსიდს, დაამუშავებენ განზავებული გოგირდმჟავათი:

$$CuO + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + H_2O$$

მიღებული სპილენძის სულფატის ხსნარიდან სპილენძს ალდგენენ რკინის მეშვეობით:

$$CuSO_4 + Fe \rightarrow FeSO_4 + Cu$$

ან ელექტროლიზით:

$$2CuSO_4 + 2H_2O \xrightarrow{\text{ელექტროლიზი}} 2Cu + 2H_2SO_4 + O_2$$

დღესდღეობით, ჰიდრომეტალურგიული მეთოდით იღებენ მთელი მოპოვებული სპილენძის 25%-ს. ამავე მეთოდით მიიღება ვერცხლი, თუთია, კადმიუმი და სხვა.

3. ელექტრომეტალურგია ეფუძნება ელექტროლიზის პროცესს. ქიმიურად აქტიურ ლითონებს – Na, K, Ca, Al და სხვ. იღებენ მათი ნაერთების (ქლორიდების ან ოქსიდების) ნალღობების ელექტროლიზით:

$$2NaCl \xrightarrow{\text{ელექტროლიზი}} 2Na + Cl_2$$
$$CaCl_2 \xrightarrow{\text{ელექტროლიზი}} Ca + Cl_2$$

ელექტროლიზი გამოიყენება, აგრეთვე, სხვა მეთოდით მიღებულ ლითონთა გასაწმენდად – რაფინირებისათვის. ამ გზით იღებენ ელექტროლიზურად სუფთა ლითონებს – ვერცხლს, რკინას, ნიკელს, ტყვიას და სხვა.

§11.4. ლითონთა კოროზია და მასთან ბრძოლა

გარემოს გავლენით ლითონებისა და მათი შენადნობების რღვევას კოროზია ეწოდება (ლათ. corodere – ამოჭმა). ლითონებისა (კეთილშობილი ლითონების გარდა) და მათი შენადნობების ნაკეთობანი კოროზიას განიცდიან ჰაერის, ატმოსფერული ნალექების, ნიადაგის, ზღვის წყლისა და სხვა ფაქტორების მოქმედებით. განსაკუთრებით ძლიერია ქიმიური ზემოქმედება ქიმიური მრეწველობის დანადგარებში. აქ ლითონებზე მოქმედებს ჟანგბადი, მჟავები, ტუტეები და სხვა

ნივთიერებები, ხშირად, მაღალი ტემპერატურისა და წნევის პირობებში. კოროზიის შედეგად ნაკეთობათა ხარისხი უარესდება და ისინი შეიძლება გამოსაყენებლად სრულიად უვარგისნი გახდნენ.

ლითონთა კოროზია ჟანგვა-აღდგენითი პროცესია, რომლის დროსაც ლითონის ატომები იჟანგება და გარდაიქმნება იონებად. მაგალითად:

$$Fe - 2e \rightarrow Fe^{2+}$$

$$Cu - 2e \rightarrow Cu^{2+}$$

კოროზია ორგვარია: ქიმიური და ელექტროქიმიური. ქიმიურ კოროზიას განაპირობებს ლითონების გარემოსთან ქიმიური ურთიერთქმედება. ქიმიური კოროზიის ერთ-ერთი სახეა აირადი კოროზია – ლითონების ურთიერთქმედება ჰაერის ჟანგბადთან და სხვა აირად ნივთიერებებთან (H_2S, SO_2, წყლის ორთქლი). წარმოქმნილი ოქსიდის ფენა გადაეკვრება ლითონის ზედაპირს და მეტ-ნაკლებად იცავს მას შემდგომი დაჟანგვისაგან. მაგალითად, ალუმინი ჰაერის ჟანგბადს ჩვეულებრივი ტემპერატურის დროსაც უერთდება, მის ზედაპირზე წარმოიქმნება ოქსიდის თხელი, მკვრივი აფსკი, რომელიც შეულწევადია აირებისათვის და დამცველ შრეს წარმოადგენს. ასეთივე დამცველი აფსკი წარმოიქმნება Cr, Ni, Zn, Be-ის და სხვა ლითონთა ზედაპირზე.

მრავალი ლითონის ჟანგვის სიჩქარე სწრაფად იზრდება ტემპერატურის მომატებისას. მაგალითად, ჰაერზე გახურებისას რკინა ზედაპირულად იჟანგება, წარმოქმნილი ოქსიდების ფენა ვერ იცავს მას შემდგომი ჟანგვისაგან, რადგან შეიცავს ბზარებს, რომლებიც განაპირობებს ჟანგბადის შეღწევას ლითონამდე. ტემპერატურის შემდგომი მომატებისას ჟანგვის სიჩქარე სწრაფად იზრდება და კოროზია ღრმად მიდის.

განსაკუთრებით დიდ ზიანს აყენებს ლითონთა ნაკეთობებს ელექტროქიმიური კოროზია. ამ უკანასკნელს ადგილი აქვს, როცა ორი ლითონი შეხებაშია ერთმანეთთან რაიმე ელექტროლიტის თანაობისას. ელექტროლიტის როლი შეიძლება შეასრულოს ლითონის ზედაპირზე არსებულმა წყლის აფსკმა, რომელშიც გახსნილია CO_2 ან რაიმე იონური ნაერთი. ამ დროს იქმნება გალვანური ელემენტი, რომელშიც უფრო აქტიური ლითონი გამოდის ანოდის როლში, ხდება მისი გახსნა და იონების ხსნარში გადასვლა. მაგალითად, რკინის სპილენძთან შეხებისას წარმოქმნილ გალვანურ ელემენტში რკინა, როგორც უფრო აქტიური ლითონი, იჟანგება, გადადის ხსნარში Fe^{2+} იონების სახით, ხოლო მისი ატომებიდან მოწყვეტილი ელექტრონები გადადის სპილენძის ზედაპირზე. ის ადსორბირებს წყალბადის იონებს, თუ ლითონის გარემომცველი ხსნარი მჟავა ბუნებისაა. ნეიტრალურ ან ტუტე არეში კათოდზე წყალბადის იონების განმუხტვის ნაცვლად ხდება ელექტროლიტში გახსნილი ჟანგბადის აღდგენა:

$$O_2 + 2H_2O + 4e \rightarrow 4OH^-$$

ჟანგბადის მიერ ელექტრონების მიერთებას კათოდის ჟანგბადური დეპოლარიზაცია ეწოდება. ამ დროს წარმოქმნილი OH^- იონები უერთდება ხსნარში გადასულ Fe^{2+} იონებს:

$$Fe^{2+} + 2OH^- \rightarrow Fe(OH)_2$$

რკინა (II)-ის ჰიდროქსიდი წყლისა და ჰაერის ჟანგბადის ზემოქმედებით გარდაიქმნება რკინა (III)-ის ჰიდროქსიდად:

$$4Fe(OH)_2 + 2H_2O + O_2 \rightarrow 4Fe(OH)_3$$

შემდგომ, ეს უკანასკნელი ნაწილობრივ კარგავს წყალს და რკინის ზედაპირზე წარმოიქმნება მურა ფერის რთული შედგენილობის ნაერთი – $Fe_2O_3 \cdot nH_2O$.

ლითონთა კოროზია მკვეთრად ძლიერდება, თუ ის ეხება ნაკლებად აქტიურ ლითონს, ე.ი. სტანდარტულ ელექტროდულ პოტენციალთა რიგში მის მარჯვნივ მდებარე ლითონს. მაშასადამე, ელექტროქიმიური კოროზიის დროს ელექტრონები აქტიური ლითონიდან გადადის ნაკლებაქტიურ ლითონზე, ე.ი. უფრო აქტიური ლითონი განიცდის კოროზიას და კოროზიის სიჩ-

ქარე მით უფრო მეტია, რაც უფრო შორს დგას სტანდარტულ ელექტროდულ პოტენციალთა რიგში ის ლითონები, რომლებიც ქმნიან გალვანურ ელემენტს.

კოროზიის სიჩქარეზე გავლენას ახდენს გარემოს შედგენილობაც, ეი. ელექტროლიტის ბუნება. ლითონის გარემოს ზოგიერთი შემადგენელი ნაწილაკი (მაგალითად, ქლორიდ-იონები), აძლიერებს ლითონთა კოროზიას, ზოგი კი – ასუსტებს. მაგალითად, რკინის კოროზია სუსტდება ჰიდროქსიდ-იონების თანაობისას.

ლითონთა კოროზია დიდ ზიანს აყენებს სახალხო მეურნეობას. ამიტომ მასთან ბრძოლა განსაკუთრებით მნიშვნელოვანი ამოცანაა.

ლითონებისა და მათი შენადნობების კოროზიისაგან დაცვის რამდენიმე საშუალება არსებობს.

ერთ-ერთი ხერხია ლითონის ნაკეთობების დაფარვა დამცველი საფარით. ასეთი დამცველი საფარი შეიძლება იყოს ლითონური (თუთიით დაფარვა, მონიკელება, მოქრომვა და სხვ.). მაგალითად, თუთიის საფარი კარგად იცავს რკინის ნაკეთობებს კოროზიისაგან. თუთია დაფარულია ოქსიდური ფენით, რომლის დაზიანების (ბზარების გაჩენა) შემთხვევაში ტენის თანაობისას წარმოიქმნება გალვანური წყვილი თუთია-რკინა, რომელშიც ანოდის როლში გამოდის უფრო აქტიური თუთია და ხდება მისი კოროზია. რკინა კი დაცულია მანამ, სანამ თუთიის საფარი მილიანად არ დაირღვევა (რასაც ხანგრძლივი დრო სჭირდება).

უფრო აქტიური ლითონების დამცველ მოქმედებას იყენებენ მიწისქვეშა მილსადენების და გემების კორპუსების კოროზიისაგან დასაცავად.

კოროზიისაგან ნაკეთობების დაცვის მიზნით ლითონური საფარის გარდა გამოიყენება მათი დაფარვა საღებრებით, ლაქით, ბიტუმით, მინანქრით და სხვა.

კოროზიასთან ბრძოლის ერთ-ერთ მნიშვნელოვან მიმართულებას წარმოადგენს ანტიკოროზიული შენადნობების შექმნა. მაგალითად, ფოლადში 12% ქრომის შეტანით მიიღება კოროზიის მიმართ მედეგი – უჟანგავი ფოლადი.

კოროზიის პროცესის შეყოვნება შეიძლება გამოიწვიოს გარემოს შედგენილობის შეცვლამ. ამ მიზნით თხევად არეში შეჰყავთ ისეთი ნივთიერებები (ძირითადად, ორგანული), რომელთა გავლენით კოროზიის სიჩქარე 10-ჯერ, 100-ჯერ მცირდება. ასეთ ნივთიერებებს ინჰიბიტორები (კოროზიის მაყოვნებლები) ეწოდება. მაგალითად, მარილმჟავაში 1% უროტროპინის შეტანა შესაძლებლობას გვაძლევს მინის ჭურჭლის ნაცვლად მჟავა შევინახოთ და გადავიტანოთ ფოლადის ბალონებით. ინჰიბიტორიან მარილმჟავას იყენებენ მინადნულიანი ქვაბების გასაწმენდად, ლითონის ზედაპირისაგან ოქსიდისა და ხენჯის მოსაცილებლად (ლითონის ოქსიდები მასში იხსნება, ლითონი კი – არა).

კითხვები და სავარჯიშოები

1. ელექტრონული ღრუბლის რა თავისებურებებით აიხსნება ლითონების – Cu, Ag და Au-ის მაღალი ელექტროგამტარობა?
2. ლითონური კალციუმი ლითიუმზე უფრო მტკიცეა, მაგრამ უფრო რბილი. ახსენით მიზეზი.
3. მოცემულია შემდეგი შედგენილობის ორი ნარევი: ა) გოგირდი, სპილენძი, ვერცხლისწყალ(II)-ის ქლორიდი; ბ) გოგირდი, სპილენძი, თუთიის ქლორიდი. რომელი ნარევი შეიძლება ფიზიკური ხერხით დაიყოს, რომელი – არა და რატომ?
4. ლითონის მიღების პროცესი ჩვეულებრივად მადნის ალდგენასთან არის დაკავშირებული. განმარტეთ მიზეზი. მოიყვანეთ შესაბამის რეაქციათა განტოლებები.
5. გოგირდმჟავასთან და მარილმჟავასთან თუთიის ურთიერთქმედების დასაჩქარებლად ხსნარს სპილენძის მარილს ამატებენ. რატომ?

6. სინჯარაში სამი ნივთიერების: $Al_2(SO_4)_3$, $CuSO_4$, $MgCl_2$ ნარევია. როგორ დავაცილოთ ეს მარილები და მივიღოთ ისინი სუფთა სახით? დაწერეთ შესაბამის რეაქციათა განტოლებები.
7. დაწერეთ რეაქციათა განტოლებები, რომელიც შემდეგ გარდაქმნებს ასახავს:
$KMnO_4 \rightarrow X_1 \rightarrow MnCl_2 \rightarrow X_2 \rightarrow MnO_2$
8. მოცემულია შემდეგი ლითონების: Al, Cu, Fe, Au-ის ნარევი. როგორ დავაცილოთ ეს ლითონები და მივიღოთ თითოეული სუფთა სახით?
9. ვერცხლის ნიტრატიდან ერთსაფეხურიანი გარდაქმნით როგორ მივიღოთ ვერცხლის ოქსიდი?
10. გაიხსნება თუ არა მთლიანად მაგნიუმთან ალუმინის შენადნობის ნიმუში, თუ მას დავამუშავებთ ჭარბი რაოდენობის ტუტით? ჭარბი რაოდენობის მარილმჟავათი?
11. რატომ იფარება სპილენძის ჭურჭელი დროთა განმავლობაში მწვანე ნადებით?

თავი 12

პერიოდული სისტემის I, II, III ჯგუფის მთავარი ქვეჯგუფის ელემენტები

§12.1. ტუტე ლითონების ზოგადი დახასიათება

პერიოდული სისტემის პირველი ჯგუფის მთავარ ქვეჯგუფს შეადგენს ტუტე ლითონები: ლითიუმი – Li, ნატრიუმი – Na, კალიუმი – K, რუბიდიუმი – Rb, ცეზიუმი – Cs, ფრანციუმი – Fr. ამ ელემენტთა ატომებს გარე ენერგეტიკულ დონეზე აქვს ერთი ელექტრონი (s-ელემენტებია), რომელსაც ისინი გასცემენ ქიმიური რეაქციების დროს და ავლენენ მუდმივ, +1 ჟანგვის ხარისხს.

სახელწოდება – ტუტე ლითონები განპირობებულია იმით, რომ ნატრიუმის და კალიუმის ჰიდროქსიდებს ძველთაგანვე ტუტეები ეწოდებოდა.

ტუტე ლითონების ქვეჯგუფში ატომური ნომრის ზრდასთან ერთად იზრდება ატომთა რადიუსები, სავალენტო ელექტრონი სულ უფრო და უფრო შორდება ატომბირთვს, მისი მოწყვეტა ადვილდება, ე.ი. მცირდება იონიზაციის ენერგია, შედეგად კანონზომიერად ძლიერდება ლითონური თვისებები. მაგალითად, ცეზიუმში ელექტრონები ადვილად ამოიტყორცნება ლითონის ზედაპირის განათებისას, რაც განაპირობებს მათ გამოყენებას მანქანა-ავტომატებში (ფოტორელე).

ტუტე ლითონები ლითონთა ტიპური წარმომადგენლებია. ისინი ყველაზე აქტიური ლითონები და ძლიერი აღმდგენები არიან, უშუალოდ ურთიერთქმედებენ თითქმის ყველა არალითონთან, წარმოქმნიან მათთან ძნელლღობად და არააქროლად იონურ ნაერთებს. ტუტე ლითონები ადვილად იჟანგება ჰაერზე, ამიტომ ინახავენ ნავთში. ჟანგბადთან წარმოქმნიან R_2O ტიპის ოქსიდებს, რომლებიც წყალთან ურთიერთქმედებისას ROH ტიპის ჰიდროქსიდებად – ტუტეებად გარდაიქმნებიან.

$$R_2O + H_2O \rightarrow 2ROH$$

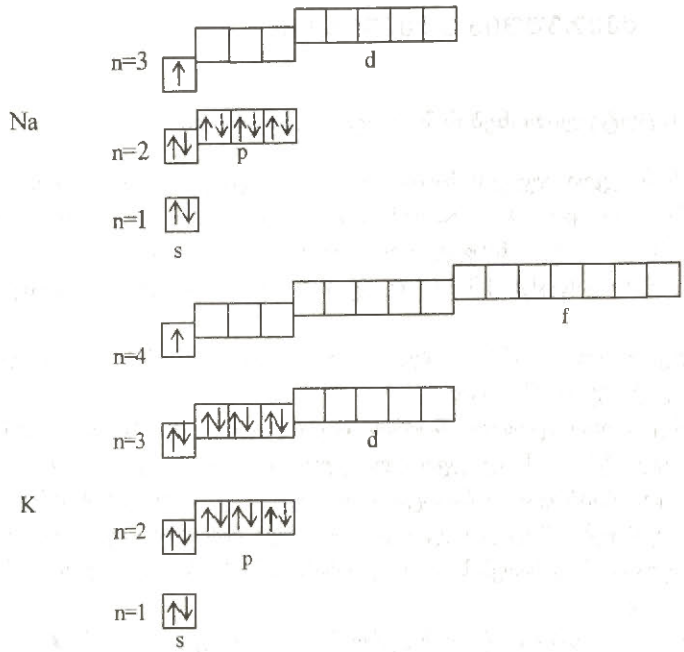
ჰიდროქსიდების ძალა, ასევე ხსნადობა, იზრდება ატომური ნომრის ზრდასთან ერთად, ვინაიდან მათი ატომის რადიუსების ზრდის გამო სუსტდება ურთიერთმიზიდვა კრისტალში ლითონის იონებსა და ჰიდროქსიდ – იონებს შორის.

ტუტე ლითონები, მოვერცხლისფრო-თეთრი შეფერილობის რბილი ლითონებია (ცეზიუმი ცვილივით რბილია). ყველაზე მაგარია ლითიუმი. ეს უკანასკნელი ყველაზე აქტიურია წყალხსნარებში, იწყებს ლითონთა სტანდარტულ ელექტროდულ პოტენციალთა რიგს.

ტუტე ლითონებიდან ბუნებაში ფართოდაა გავრცელებული მხოლოდ ორი ლითონის – ნატრიუმის და კალიუმის ნაერთები.

§12.1.1. ნატრიუმი, კალიუმი

ნატრიუმი და კალიუმი პერიოდული სისტემის III და IV პერიოდების ელემენტებია. ნატრიუმის ატომური ნომერია 11, კალიუმისა – 19. $A_r(Na) = 23$, $A_r(K) = 39$. ატომთა ელექტრონული აღნაგობის სქემებია: $_{11}Na$ – 2.8.1, $_{19}K$ – 2.8.8.1. ელექტრონული ფორმულები: Na – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, K – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$. ელექტრონულ-გრაფიკული ფორმულები:



ისინი ნაერთებში ავლენენ +1-ის ტოლ ჟანგვის ხარისხს. ბუნებაში ნატრიუმი გვხვდება ერთი იზოტოპის სახით – $^{23}_{11}Na$, კალიუმი კი სამი მდგრადი იზოტოპის - ^{39}K, ^{40}K, ^{41}K. ნარევია.

გავრცელება ბუნებაში. დიდი ქიმიური აქტივობის გამო ტუტე ლითონები ბუნებაში მხოლოდ ნაერთების სახით გვხვდება. ნატრიუმი და კალიუმი დედამიწაზე გავრცელებულ ელემენტებს მიეკუთვნება. ნატრიუმი დედამიწის ქერქში 2,64%-ია, კალიუმი – 2,41%. ნატრიუმის ბუნებრივი ნაერთებიდან ყველაზე მნიშვნელოვანია ნატრიუმის ქლორიდი. მას მოიპოვებენ მლაშე ტბებიდან და ქვამარილის საბადოებიდან. ნატრიუმი და კალიუმი შედის სხვადასხვა მინერალის შემადგენლობაში. მაგალითად, სილვინი – KCl, სილვინიტი – $NaCl \cdot KCl$, კარნალიტი – $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$, კაინიტი – $KCl \cdot MgSO_4 \cdot 3H_2O$, მირაბილიტი (გლაუბერის მარილი) – $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$, ჩილეს გვარჯილა – $NaNO_3$, კრიოლიტი – Na_3AlF_6. ნატრიუმს და კალიუმს შეიცავს ბუნებრივი ალუმოსილიკატები (მინდვრის შპატები – ორთოკლაზი და ალბიტი, თეთრი ქარსი, ნეფელინები), აგრეთვე მცენარეული და ცხოველური ორგანიზმები.

მიღება. ნატრიუმს ღებულობენ NaCl-ის ან NaOH-ის ნალღობის ელექტროლიზით. მისი სქემებია:

$$NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$$

$$K(-): \quad Na^+ + e \rightarrow Na \quad | \ 2$$

$$A(+): \quad 2Cl^- - 2e \rightarrow Cl_2 \quad | \ 1$$

$$2NaCl \rightarrow 2Na + Cl_2$$

$$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$$

$$K(-):\ Na^+ + e \rightarrow Na \quad | \ 4$$

$$A(+):\ 4OH^- - 4e \rightarrow 2H_2O + O_2 \quad | \ 1$$

$$4NaOH \rightarrow 4Na + 2H_2O + O_2$$

ნატრიუმის ჰიდროქსიდის ლღობის ტემპერატურა ბევრად უფრო დაბალია, ვიდრე ქლორიდისა, ამიტომ გალღობილი NaOH-ის ელექტროლიზი ტექნიკურად უფრო ადვილი ჩასატარებელია. მაგრამ NaOH-ის სიძვირის გამო ნატრიუმს, ძირითადად, NaCl-ის ნალღობის ელექტროლიზით იღებენ და ლღობის ტემპერატურის დასაწევად მას კალიუმის ქლორიდს უმატებენ.

კალიუმის მისაღებად KCl ან KOH-ის ნალღობის ელექტროლიზი ნაკლებად გამოიყენება, რადგან გამოსავალი დენის მიხედვით დაბალია და ძნელია უსაფრთხოების უზრუნველყოფა.

კალიუმის მიღების თანამედროვე სამრეწველო მეთოდი დაფუძნებულია შემდეგ რეაქციებზე:

$$KCl + Na \rightleftharpoons NaCl + K \quad (\sim 800^0C)$$

$$KOH + Na \rightleftharpoons NaOH + K \quad (\sim 440^0C)$$

გამდღვალ KCl ან KOH-ში ატარებენ ნატრიუმის ორთქლს და ახდენენ მიღებული კალიუმის ორთქლის კონდენსაციას.

ფიზიკური თვისებები. ნატრიუმი და კალიუმი მოვერცხლისფრო-თეთრი ლითონებია. მათი სიმკვრივე 1 გ/სმ^3-ზე ნაკლებია. ამიტომ წყალში ჩაშვებისას ზედაპირზე ტივტივებენ (ამ დროს მიმდინარეობს რეაქცია წყალთან). ნატრიუმის ლღობის ტემპერატურაა 98^0C, ხოლო კალიუმისა – $63{,}5^0$C. ისინი რბილი ლითონებია და ადვილად იჭრებიან დანით.

ქიმიური თვისებები. ნატრიუმი და კალიუმი ძლიერ აქტიური ლითონები, ძლიერი აღმდგენებია.

1. ისინი ჰაერზე ადვილად იჟანგებიან, იფარებიან ოქსიდის ფენით:

$$4Na + O_2 \rightarrow 2Na_2O$$

$$4K + O_2 \rightarrow 2K_2O$$

ამიტომ ინახავენ ნავთში. Na_2O – თეთრია, K_2O – მოყვითალო.

2. გაცხელებისას ჰაერში იწვიან: ნატრიუმი – ყვითელი ალით, პეროქსიდის წარმოქმნით, კალიუმი – იისფერი ალით, ჰიპეროქსიდის წარმოქმნით.

$$2Na + O_2 \rightarrow Na_2O_2$$

$$2K + 2O_2 \rightarrow K_2O_4$$

აღსანიშნავია, რომ ტუტე ლითონებიდან მხოლოდ ლითიუმი იძლევა წვის დროს ოქსიდს, რუბიდიუმი და ცეზიუმი კი, კალიუმის მსგავსად – ჰიპეროქსიდებს.

ნატრიუმის პეროქსიდი მოყვითალო ფხვნილია, კალიუმის ჰიპეროქსიდი – ნარინჯისფერი. ისინი შესაბამის ლითონებთან ურთიერთქმედებისას გარდაიქმნებიან ოქსიდებად. ამ რეაქციებს ადვილი აქვს ნატრიუმის და კალიუმის წვისას ჟანგბადის არასრული მიწოდების პირობებში:

$$Na_2O_2 + 2Na \rightarrow 2Na_2O$$

$$K_2O_4 + 6K \rightarrow 4K_2O$$

ოქსიდები და პეროქსიდები წყალთან ურთიერთქმედებისას წარმოქმნიან ტუტეებს:

$$Na_2O + H_2O \rightarrow 2NaOH$$

$$K_2O + H_2O \rightarrow 2KOH$$

$$2Na_2O_2 + 2H_2O \rightarrow 4NaOH + O_2$$

$$2K_2O_4 + 2H_2O \rightarrow 4KOH + 3O_2$$

პეროქსიდები წყალთან ურთიერთქმედებისას გამოყოფს ატომურ ჟანგბადს, რაც განაპირობებს მათ ძლიერ მჟანგავ უნარს. ამის გამო იყენებენ ქსოვილების გასათეთრებლად. პეროქსიდები გამოიყენება, აგრეთვე, ჟანგბადის რეგენერაციისათვის დახურულ სივრცეში (წყალქვეშა ნავებში, კოსმოსურ ხომალდებში):

$$2Na_2O_2 + 2CO_2 \rightarrow 2Na_2CO_3 + O_2$$

$$2K_2O_4 + 2CO_2 \rightarrow 2K_2CO_3 + 3O_2$$

წნევა რომ არ შეიცვალოს, ნატრიუმის პეროქსიდსა და კალიუმის ჰიპეროქსიდს იღებენ 1 : 1 რაოდენობითი შეფარდებით.

3. ნატრიუმი და კალიუმი გაცხელებისას ენერგიულად რეაგირებს ჰალოგენებთან, გოგირდთან, ფოსფორთან, აზოტთან, ნახშირბადთან (კოქსთან):

$2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$ $2Na + Br_2 \rightarrow 2NaBr$

$2K + Cl_2 \rightarrow 2KCl$ $2K + Br_2 \rightarrow 2KBr$

$2Na + S \rightarrow Na_2S$ $3Na + P \rightarrow Na_3P$

$2K + S \rightarrow K_2S$ $3K + P \rightarrow K_3P$

$6Na + N_2 \rightarrow 2Na_3N$ $2Na + 2C \rightarrow Na_2C_2$

$6K + N_2 \rightarrow 2K_3N$ $2K + 2C \rightarrow K_2C_2$

4. წყალბადთან გაცხელებისას წარმოქმნიან ჰიდრიდებს:

$$2Na + H_2 \rightarrow 2NaH$$

$$2K + H_2 \rightarrow 2KH$$

ჰიდრიდები ადვილად ჰიდროლიზდება შესაბამისი ტუტის და წყალბადის წარმოქმნით.

$$NaH + H_2O \rightarrow NaOH + H_2$$

$$KH + H_2O \rightarrow KOH + H_2$$

5. ნატრიუმი და კალიუმი ენერგიულად ურთიერთქმედებს წყალთან:

$$2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2$$

$$2K + 2H_2O \rightarrow 2KOH + H_2$$

კალიუმთან რეაქცია წარიმართება აფეთქებით (გამოყოფილი სითბოს ხარჯზე წყალბადი აალდება).

6. ნატრიუმი და კალიუმი წყალბადს ამოუებს სპირტებიდანაც, მაგრამ ეს რეაქციები წყალთან შედარებით ნაკლები აქტიურობით მიმდინარეობს:

$$2C_2H_5OH + 2Na \rightarrow 2C_2H_5ONa + H_2$$

$$2C_2H_5OH + 2K \rightarrow 2C_2H_5OK + H_2$$

7. ნატრიუმი და კალიუმი ვერ ამოუებენ ლითონთა სტანდარტულ ელექტროდულ პოტენციალთა რიგში მის მარჯვნივ მდებარე ლითონებს, მაგალითად, სპილენძს, მათი მარილთა ხსნარებიდან. ეს განპირობებულია იმით, რომ Na და K, უპირველეს ყოვლისა, რეაქციაში შედიან წყალთან, მიღებული ჰიდროქსიდები კი ხსნარიდან გამოლექავს სპილენძის ჰიდროქსიდს:

$$2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2$$

$$2NaOH + CuSO_4 \rightarrow Cu(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4.$$

§12.1.2. ტუტეები

ნატრიუმის და კალიუმის ნაერთებიდან მნიშვნელოვანია მათი ჰიდროქსიდები – NaOH და KOH. ისინი თეთრი, გამჭვირვალე, ძლიერ ჰიგროსკოპული კრისტალური ნივთიერებებია. ლღვებიან შედარებით დაბალ ტემპერატურაზე. ტლღ (NaOH)=318°C, ტლღ. (KOH) = 360°C. გავარვარებისას ~ 1400°C-ზე დულან და ქროლდებიან დაშლის გარეშე. წყალში კარგად იხსნებიან, ამ დროს ჰიდრატების წარმოქმნის გამო დიდი რაოდენობით სითბო გამოიყოფა.

მიღება 1. ნატრიუმის და კალიუმის ჰიდროქსიდების სამრეწველო მიღების ძირითადი მეთოდია მათი ქლორიდების წყალხსნარების ელექტროლიზი:

$$2NaCl + 2H_2O \xrightarrow{\text{ელექტროლიზი}} H_2 + 2NaOH + Cl_2$$

$$2KCl + 2H_2O \xrightarrow{\text{ელექტროლიზი}} H_2 + 2KOH + Cl_2$$

კათოდური და ანოდური არე გამოყოფილია ფორებიანი დიაფრაგმით (ქლორი არ უნდა შეერიოს ტუტეებს, რადგან მასთან ურთიერთქმედებს), რომელიც უზრუნველყოფს დენის გატარებას. კათოდურ არეში არსებული ხსნარის აორთქლებისას მიიღება ტუტეები.

2. NaOH-ის მიღების ძველი მეთოდია კაუსტიფიკაციის რეაქცია – სოდის ხსნარის ჩამქრალ კირთან დულება (ამიტომ უწოდებენ ნატრიუმის ტუტეს ტექნიკაში კაუსტიკურ სოდას):

$$Na_2CO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3\downarrow + 2NaOH$$

ხსნარის აორთქლებისას მიიღება მყარი NaOH. ამ მეთოდს ამჟამად ნაკლებად იყენებენ.

3. NaOH და KOH შეიძლება მივიღოთ ნატრიუმის და კალიუმის, ან მათი ოქსიდების წყალში გახსნით:

$$2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2$$

$$2K + 2H_2O \rightarrow 2KOH + H_2$$

$$Na_2O + H_2O \rightarrow 2NaOH$$

$$K_2O + H_2O \rightarrow 2KOH$$

ამ რეაქციებს პრაქტიკული მნიშვნელობა არა აქვს და იშვიათად იყენებენ სუფთა ჰიდროქსიდების მისაღებად.

ქიმიური თვისებები. NaOH და KOH ძლიერი ტუტეებია. ისინი წყალხსნარებში სრულად დისოცირდებიან იონებად:

$$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$$

$$KOH \rightarrow K^+ + OH^-$$

ახასიათებთ ტუტეების ყველა თვისება:

1) ურთიერთქმედებენ როგორც ძლიერ, ისე სუსტ მჟავებთან (ნეიტრალიზაციის რეაქცია):

$$NaOH + HNO_3 \rightarrow NaNO_3 + H_2O$$

$$2KOH + H_2SiO_3 \rightarrow K_2SiO_3 + 2H_2O$$

2) რეაგირებენ მჟავა ოქსიდებთან:

$$6NaOH + P_2O_5 \rightarrow 2Na_3PO_4 + 3H_2O$$

$$2KOH + SiO_2 \rightarrow K_2SiO_3 + H_2O \text{ (შელღობით)}$$

NaOH და KOH-ს ინახავენ კარგად თავდახურულ ჭურჭელში, რადგან მათ ჰაერიდან, ტენის გარდა, აქვთ CO_2-ის შთანთქმის უნარი.

$$2NaOH + CO_2 \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O$$

3) ურთიერთქმედებენ ხსნად მარილებთან:

$$Mg(NO_3)_2 + 2NaOH \rightarrow Mg(OH)_2\downarrow + 2NaNO_3$$
$$FeCl_2 + 2KOH \rightarrow Fe(OH)_2\downarrow + 2KCl$$

ნატრიუმის და კალიუმის ტუტეები არ შეიძლება გავალღოთ მინის ან ფაიფურის ჭურჭელში, რადგან იწვევს მათ დაშლას (მათი გალღობა შეიძლება რკინის, ნიკელის ან ვერცხლის ჭურჭელში).

გამოყენება. ნატრიუმის ჰიდროქსიდი ქიმიური მრეწველობის ერთ-ერთი მნიშვნელოვანი პროდუქტია. დიდი რაოდენობით იხმარება ნავთობპროდუქტების გასაწმენდად, საპნის, ქაღალდის, ტყავის წარმოებაში, ქიმიური ბოჭკოს მისაღებად და სხვ. კალიუმის ჰიდროქსიდს იყენებენ საპნის წარმოებაში. მისი გამოყენება სიძვირის გამო შეზღუდულია.

§12.1.3. ნატრიუმის და კალიუმის ნაერთების გამოყენება

ნატრიუმის ბუნებრივი ნაერთებიდან ფართო გამოყენება აქვს ნატრიუმის ქლორიდს – NaCl, გლაუბერის მარილს – $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$, ხელოვნურად მიღებული ნაერთებიდან კი, NaOH-ის გარდა, უწყლო ანუ კალცინირებულ სოდას – Na_2CO_3 და სასმელ სოდას – $NaHCO_3$.

სოდას მრეწველობაში ძირითადად სოლვეის მეთოდით იღებენ. ნატრიუმის ქლორიდის წყალხსნარში წნევით ატარებენ ამიაკსა და ნახშირბადის დიოქსიდს (ჭარბად):

$$NH_3 + CO_2 + H_2O \rightarrow NH_4HCO_3$$
$$NaCl + NH_4HCO_3 \rightleftharpoons NaHCO_3 + NH_4Cl$$

ამ ოთხი მარილიდან გამოილექება ყველაზე ნაკლებად ხსნადი ნატრიუმის ჰიდროკარბონატი. გაფილტვრის შემდეგ ნალექს ახურებენ და ღებულობენ უწყლო სოდას:

$$2NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 + CO_2\uparrow + H_2O$$

ამონიუმის ქლორიდზე ჩამქრალი კირის მოქმედებით იღებენ ამიაკს:

$$2NH_4Cl + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl_2 + 2NH_3\uparrow + 2H_2O$$

ნახშირბადის დიოქსიდი და ამიაკი წარმოებას უბრუნდება.

ამ მეთოდით K_2CO_3-ის მიღება ვერ ხერხდება, ვინაიდან $KHCO_3$ კარგად ხსნად მარილებს მიეკუთვნება.

კალიუმის ნაერთები, მათ შორის: KNO_3, K_2CO_3, KCl, K_2SO_4 და სხვა, ძირითადად, მინერალურ სასუქებად გამოიყენება.

ნატრიუმის და კალიუმის ნაერთების აღმოჩენა ხდება ალში მათი შეტანით. ნატრიუმის ნაერთები ალს ყვითლად შეფერავენ, კალიუმისა – იისფრად.

ნატრიუმისა და კალიუმის იონები ადამიანის ორგანიზმის ძირითად იონებს მიეკუთვნება. პირველი მათგანი უჯრედშორის სითხეშია (მას შეიცავს სისხლის პლაზმა, ლიმფა), ხოლო მეორე – თვით უჯრედში. მათ გარეშე შეუძლებელია ორგანიზმის ცხოველქმედება. ისინი მონაწილეობენ ნერვული იმპულსების გადაცემაში, კუნთის შეკუმშვაში, ფერმენტების მუშაობაში,

წყლის მიმოცვლის რეგულაციაში და სხვ. ამ იონთა რაოდენობის შეცვლა ორგანიზმში იწვევს ნერვული და გულ-სისხლძარღვთა სისტემების მოშლას, რასაც მათი მარილებით მკურნალობენ.

§12.2. II ჯგუფის მთავარი ქვეჯგუფის ელემენტთა ზოგადი დახასიათება

პერიოდული სისტემის II ჯგუფის მთავარ ქვეჯგუფში გაერთიანებულია ელემენტები: ბერილიუმი – Be, მაგნიუმი – Mg, კალციუმი – Ca, სტრონციუმი – Sr, ბარიუმი – Ba და რადიუმი – Ra. ისინი მიეკუთვნებიან s- ელემენტებს.

ქვეჯგუფის ელემენტებიდან განსაკუთრებით ემსგავსება ერთმანეთს კალციუმი, სტრონციუმი, ბარიუმი და რადიუმი. მათ ტუტემიწათა ლითონები ეწოდებათ. სახელწოდება განაპირობა იმ გარემოებამ, რომ ამ ელემენტების ჰიდროქსიდები ტუტეებს წარმოადგენს, ხოლო ოქსიდები ძნელადლობადობით ემსგავსება ალუმინის და მძიმე ლითონების ოქსიდებს, რომელთაც ძველად მიწები ეწოდებოდათ. რადიუმი – რადიოაქტიური ელემენტია.

ქვეჯგუფის ელემენტების ატომთა გარე ენერგეტიკულ დონეზე ორი ელექტრონია, რომლებსაც ისინი გასცემენ ქიმიური რეაქციების დროს. ამიტომ ნაერთებში ამ ელემენტებისათვის დამახასიათებელია +2-ის ტოლი ჟანგვის ხარისხი. ისინი ძლიერი აღმდგენები არიან, მაგრამ რამდენადმე სუსტი, ვიდრე ტუტე ლითონები. ატომური ნომრის ზრდასთან ერთად ქვეჯგუფში იზრდება ატომთა რადიუსები, მცირდება იონიზაციის ენერგია და ადვილდება სავალენტო ელექტრონების მოწყვეტა, ე.ი. ლითონური თვისებები ძლიერდება. უფრო ძლიერ ლითონურ თვისებებს ავლენს ტუტემიწათა ლითონები.

ქვეჯგუფის ელემენტები წარმოქმნის მოვერცხლისფრო-თეთრ ლითონებს, რომლებიც ხასიათდებიან უფრო მეტი სიმტკიცით და აქვთ უფრო მაღალი ლღობის ტემპერატურა, ვიდრე ტუტე ლითონებს. რადიუმის გარდა, ყველა მსუბუქ ლითონებს მიეკუთვნება. ქიმიურად ისინი ძლიერ აქტიურები არიან და გარდა ბერილიუმისა, რომელიც ამფოტერული ბუნებისაა, ავლენს ტიპური ლითონების დამახასიათებელ თვისებებს. ბერილიუმის გარდა, დანარჩენი ლითონები ადვილად იჟანგება ჰაერზე, ამიტომ მათ ინახავენ ნავთში, ან ჰერმეტულად დახურულ ჭურჭელში.

ქვეჯგუფის ელემენტები წარმოქმნის RO ტიპის ოქსიდებს, რომელთაც შეესაბამებათ $R(OH)_2$ ტიპის ჰიდროქსიდები. მათი ფუძე ბუნება და ხსნადობა იზრდება ბერილიუმიდან რადიუმისაკენ. $Be(OH)_2$ – ამფოტერული ჰიდროქსიდია.

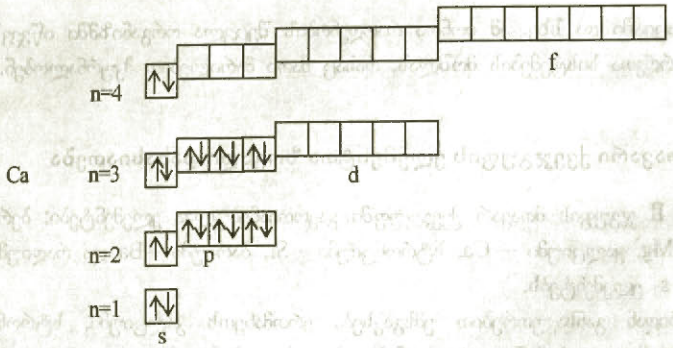
Be და Mg თვისებებით რამდენადმე განსხვავდება ტუტემიწათა ლითონებისაგან. Be წყალთან არ ურთიერთქმედებს, Mg რეაგირებს მხოლოდ გაცხელებისას, დანარჩენი ლითონები კი – ჩვეულებრივ პირობებში:

$$R + 2H_2O \rightarrow R(OH)_2 + H_2$$

ქვეჯგუფის ელემენტები აქტიურად ურთიერთქმედებს არალითონებთან, წყალბადთან წარმოქმნის ჰიდრიდებს – RH_2. ამ ელემენტებიდან განსაკუთრებით მნიშვნელოვანია კალციუმი.

§12.2.1. კალციუმი

კალციუმის ატომური ნომერია 20. $A_r = 40$. ელექტრონული აღნაგობის სქემა: $_{20}Ca$ – 2.8.8.2, ელექტრონული ფორმულა: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$, ელექტრონულ-გრაფიკული ფორმულა:



ბუნებრივი კალციუმი ექვსი იზოტოპის (^{40}Ca, ^{42}Ca, ^{43}Ca, ^{44}Ca, ^{46}Ca, ^{48}Ca) ნარევია, რომელთაგან ძირითადია ^{40}Ca (96,97%).

გავრცელება ბუნებაში. კალციუმი ბუნებაში გავრცელებულ ელემენტთა რიცხვს მიეკუთვნება. დედამიწის ქერქში მისი შემცველობა შეადგენს 3,6%-ს. კალციუმის ყველაზე გავრცელებული მინერალია კალციტი – $CaCO_3$, რომელიც გვხვდება ცარცის, კირქვის და მარმარილოს სახით. მისი მნიშვნელოვანი ნაერთებია, აგრეთვე, დოლომიტი, აპატიტი, ფოსფორიტი, ფლუორიტი და სხვა.

კალციუმის ნაერთებს შეიცავს მცენარეული და ცხოველური ორგანიზმები. ძვლის ქსოველში დაახლოებით 80% კალციუმის ფოსფატია. კალციუმის ნაერთებია, აგრეთვე, ბუნებრივ წყლებსა და ნიადაგში.

მიღება. მრეწველობაში კალციუმს იღებენ, ძირითადად, ელექტროლიზური მეთოდით, კერძოდ, კალციუმის ქლორიდის ნალღობის ელექტროლიზით. კალციუმის ქლორიდი ლღვება 780°C-ზე. ლღობის ტემპერატურის დასაწევად მას უმატებენ კალციუმის ფტორიდს, მოლური შეფარდებით 6:1. ასეთი ნარევი ლღვება 660°C-ზე. ელექტროლიზის სქემა ასე გამოისახება:

$$CaCl_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2Cl^-$$
$$K(-)\quad Ca^{2+} + 2e \rightarrow Ca$$
$$A(+)\quad 2Cl^- - 2e \rightarrow Cl_2$$
$$CaCl_2 \rightarrow Ca + Cl_2$$

კალციუმი მიიღება, აგრეთვე, ალუმინთერმული მეთოდით:

$$6CaO + 2Al \rightarrow 3Ca + 3CaO \cdot Al_2O_3$$

ფიზიკური თვისებები. კალციუმი მოვერცხლისფრო-თეთრი ლითონია, ლღვება 842^{0}C-ზე, პლასტიკურია. ის მსუბუქ ლითონებს ($\rho = 1{,}54$ გ/სმ^3) მიეკუთვნება.

ქიმიური თვისებები. კალციუმი აქტიური ლითონია, რეაქციების დროს გასცემს გარე შრის ორ ელექტრონს და ავლენს +2-ის ტოლ ჟანგვის ხარისხს. ჰაერზე ადვილად იჟანგება, ამიტომ ინახავენ ჰერმეტულად დახურულ ჭურჭელში.

1. ჰაერზე გახურებისას იწვის მოწითალო-აგურისფერი ალით და წარმოქმნის თეთრ კვამლს, რომელიც CaO-ს უწვრილესი ნაწილაკებისაგან შედგება:

$$2Ca + O_2 \rightarrow 2CaO$$

2. ენერგიულად ურთიერთქმედებს არალითონებთან. განსაკუთრებით ადვილად შედის რეაქციაში ჰალოგენებთან:

$$Ca + F_2 \rightarrow CaF_2$$
$$Ca + Cl_2 \rightarrow CaCl_2$$
$$Ca + Br_2 \rightarrow CaBr_2$$

მაღალ ტემპერატურაზე ურთიერთქმედება გოგირდს, ფოსფორს, აზოტს, ნახშირბადს, შესაბამისი ნაერთების წარმოქმნით: $Ca + S \rightarrow CaS$

$$3Ca + 2P \rightarrow Ca_3P_2$$
$$3Ca + N_2 \rightarrow Ca_3N_2$$
$$Ca + 2C \rightarrow CaC_2$$

წარმოქმნილი ნაერთები ადვილად იშლება წყლით (ჰიდროლიზდება):

$$CaS + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2S\uparrow$$
$$Ca_3P_2 + 6H_2O \rightarrow 3Ca(OH)_2 + 2PH_3\uparrow$$
$$Ca_3N_2 + 6H_2O \rightarrow 3Ca(OH)_2 + 2NH_3\uparrow$$
$$CaC_2 + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + C_2H_2\uparrow$$

3. წყალბადთან გაცხელებისას წარმოქმნის ჰიდრიდს, რომელიც ენერგიულად რეაგირებს წყალთან წყალბადის გამოყოფით:

$$Ca + H_2 \rightarrow CaH_2,$$
$$CaH_2 + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + 2H_2\uparrow$$

ამის გამო CaH_2 გამოიყენება წყალბადის მისაღებად და წყალწამრთმევ საშუალებად.

4. რეაგირებს წყალთან წყალბადის გამოძევებით. ამასთან, რეაქცია ცივ წყალთან – ნელა, ხოლო ცხელ წყალთან აქტიურად მიმდინარეობს.

$$Ca + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2\uparrow$$

5. ენერგიულად ურთიერთქმედებს მჟავებთან:

$$Ca + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2\uparrow$$

განზავებულ გოგირდმჟავასთან რეაქცია ფერხდება მკირედ ხსნადი $CaSO_4$-ის წარმოქმნის გამო.

აზოტმჟავა კალციუმთან ურთიერთქმედებისას აღდგება ოქსიდებამდე ან ამიაკამდე:

$$Ca + 4HNO_3 \rightarrow Ca(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$$

კონც.

$$4Ca + 10\,HNO_3 \rightarrow 4Ca(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + 3H_2O$$

ძლიერ განზ.

6. კალციუმის აღმდგენი უნარი იმდენად ძლიერია, რომ ის, მაგნიუმის მსგავსად, წვას აგრძელებს ნახშირბადის დიოქსიდის არეში:

$$2Ca + CO_2 \rightarrow C + 2CaO$$

7. კალციუმი აღადგენს, აგრეთვე, ლითონებს მათი ოქსიდებიდან, სულფიდებიდან, ჰალოგენიდებიდან. მაგალითად:

$$Rb_2O + Ca \rightarrow 2Rb + CaO$$
$$FeS + Ca \rightarrow CaS + Fe$$
$$UF_4 + 2Ca \rightarrow U + 2CaF_2$$

გამოყენება. გამოიყენება ლითონთა (Rb, Cs, Cr) აღსადგენად მათი ნაერთებიდან, ორგანული სითხეების გაუწყლოებისათვის.

§12.2.2. კალციუმის ოქსიდი და ჰიდროქსიდი

CaO – კალციუმის ოქსიდი, თეთრი ფერის, ფხვნილისებური, ძნელად ლღობადი (~2600°C) ნივთიერებაა. მრეწველობაში მიიღება კირქვის გამოწვით:

$$CaCO_3 \rightleftharpoons CaO + CO_2, \quad +\Delta H$$

რადგან რეაქცია შექცევადი და ენდოთერმულია, კირქვის გამოწვის ხარისხის გაზრდის მიზნით პროცესს ახორციელებენ მაღალ ტემპერატურაზე (1000 - 1200°C), სარეაქციო არიდან CO_2-ის მოცილებით.

ქიმიური თვისებები. 1. კალციუმის ოქსიდი ენერგიულად ურთიერთქმედებს წყალთან კალციუმის ჰიდროქსიდის წარმოქმნით:

$$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2, \quad -\Delta H$$

ამ დროს ისეთი დიდი რაოდენობით სითბო გამოიყოფა, რომ წყალი დუღს. მრეწველობაში ამ რეაქციას კირის ჩაქრობა ეწოდება, კალციუმის ოქსიდს – ჩაუმქრალი კირი, ხოლო კალციუმის ჰიდროქსიდს – ჩამქრალი კირი.

2. კალციუმის ოქსიდი, როგორც ფუძე ოქსიდი, რეაგირებს:

ა) მჟავებთან

$$CaO + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O$$

ბ) მჟავა და ამფოტერულ ოქსიდებთან

$$CaO + CO_2 \longrightarrow CaCO_3$$

$$CaO + SiO_2 \longrightarrow CaSiO_3 \quad \text{(შელღობით)}$$

$$CaO + Al_2O_3 \rightarrow Ca(AlO_2)_2 \quad \text{(შელღობით)}$$

3. დიდი პრაქტიკული მნიშვნელობა აქვს ჩაუმქრალი კირის ურთიერთქმედებას კოქსთან კალციუმის კარბიდის წარმოქმნით. რეაქციას ახორციელებენ ელექტროღუმელებში ~2000°C-ზე.

$$CaO + 3C \rightarrow CaC_2 + CO$$

კალციუმის კარბიდს იყენებენ აცეტილენის მისაღებად.

$Ca(OH)_2$ - კალციუმის ჰიდროქსიდი, ჩამქრალი კირი თეთრი ფერის, ფხვნილისებური, წყალში მცირედ ხსნადი მყარი ნივთიერებაა. 1 ლ წყალში ჩვეულებრივ პირობებში იხსნება 1,5 გ $Ca(OH)_2$. მის ნავჯერ წყალხსნარს კირიანი წყალი ეწოდება. მასში კალციუმის ჰიდროქსიდი მთლიანად დისოცირებულია იონებად:

$$Ca(OH)_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2OH^-$$

თუ წყალში მეტ ჰიდროქსიდს შევიტანთ, ვიდრე შეიძლება გაიხსნას, მიიღება კირიან წყალში კალციუმის ჰიდროქსიდის ნაწილაკთა თეთრი სუსპენზია – კირძე.

კალციუმის ჰიდროქსიდი ყველაზე ხელმისაწვდომი, იაფი და, ამავე დროს, ძლიერი ფუძეა.

მიღება. კალციუმის ჰიდროქსიდის მიღების ძირითადი მეთოდია კირის ჩაქრობა. ის მრავალი რეაქციის დროს მიიღება. მაგალითად:

$$Ca + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2\uparrow$$

$$CaH_2 + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + 2H_2\uparrow$$

$$Ca_3P_2 + 6H_2O \rightarrow 3Ca(OH)_2 + 2PH_3\uparrow$$

$$CaCl_2 + 2H_2O \xrightarrow{\text{ელექტროლიზი}} CaCl_2 + H_2 + Cl_2$$

მაგრამ ამ რეაქციებს პრაქტიკული გამოყენება არა აქვს.

ქიმიური თვისებები. კალციუმის ჰიდროქსიდი ძლიერი ფუძეა და ახასიათებს ფუძეების ყველა თვისება. ის რეაგირებს:

1. მჟავებთან

$$Ca(OH)_2 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + 2H_2O$$

2. მჟავა ოქსიდებთან

$$3Ca(OH)_2 + P_2O_5 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2O$$

3. მარილებთან

$$Ca(OH)_2 + Na_2CO_3 \rightarrow CaCO_3\downarrow + 2NaOH$$

კალციუმის ჰიდროქსიდის ცომისებური ნარევი წყალთან, რომელსაც მოცულობის გასადიდებლად ქვიშას უმატებენ, ცნობილია დულაბის სახელწოდებით. დულაბი გამოიყენება მშენებლობაში აგურების შესაკავშირებად და კედლების შესალესად. დულაბის გამაგრება დაკავშირებულია დროთა განმავლობაში ჰაერიდან ნახშირბადის დიოქსიდის შთანთქმასთან:

$$Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3 + H_2O$$

და რეაქციასთან, რომელიც წლების განმავლობაში მიმდინარეობს:

$$Ca(OH)_2 + SiO_2 \rightarrow CaSiO_3 + H_2O$$

ამიტომ დულაბის გამაგრების პროცესში შენობაში დიდხანს რჩება სინესტე.

ქლორის გატარებით კირიან წყალში მიიღება ე.წ. ქლორიანი კირი:

$$Ca(OH)_2 + Cl_2 \rightarrow Ca(OCl)Cl + H_2O$$

ის გამოიყენება როგორც მათეთრებელი, ასევე სადეზინფექციო საშუალებად, რადგან მასზე ატმოსფერული CO_2-ისა და წყლის მოქმედებით გამოიყოფა ატომური ჟანგბადი, რომელიც სპობს მიკროორგანიზმებს:

$$2Ca(OCl)Cl + CO_2 + H_2O \rightarrow CaCO_3 + CaCl_2 + 2HClO$$

$$HClO \rightarrow HCl + O$$

კირიან წყალს იყენებენ ნახშირბადის დიოქსიდის აღმოსაჩენად. მასში CO_2-ის გატარებისას გამჭვირვალე ხსნარი იძლევა უხსნადი $CaCO_3$-ის გამოყოფის გამო.

CO_2-ის შემდგომი გატარებისას ხსნარი ისევ გამჭვირვალე ხდება, რადგან უხსნადი კარბონატი ხსნად ჰიდროკარბონატად გარდაიქმნება:

$$CaCO_3 + H_2O + CO_2 \rightarrow Ca(HCO_3)_2$$

მიღებული კალციუმის ჰიდროკარბონატის ხსნარი გაცხელებით კვლავ იძლევა:

$$Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CaCO_3 + H_2O + CO_2$$

კალციუმის კარბონატისა და ჰიდროკარბონატის ურთიერთგარდაქმნას ადგილი აქვს ბუნებაში. წვიმის წყალი ხსნის ნახშირბადის დიოქსიდს და ნიადაგში ჩაჟონვის დროს ურთიერთქმედებს კირქვასთან, გარდაქმნის მას ხსნად ჰიდროკარბონატად. ასეთი წყალხსნარის ზედაპირზე ამოსვლისას და წყლის აორთქლებისას კალციუმის კარბონატი კვლავ გამოიყოფა. ეს რეაქციები იწვევს დედამიწის კირქვიანი ქანების ფენებში გამოქვაბულების წარმოქმნას და მასში საოცარი სტალაქტიტების და სტალაგმიტების გაჩენას.

§12.2.3. კალციუმის ბუნებრივი ნაერთების გამოყენება

კალციუმის ბუნებრივ ნაერთებს ფართოდ იყენებენ პრაქტიკაში. კირქვები გამოიყენება ჩაუმქრალი კირისა და ცემენტის მისაღებად, მინის წარმოებაში. ცარცს იყენებენ რეზინისა და საღებრების დასამზადებლად, მარმარილოს – მშენებლობაში, მოსაპირკეთებელ საშუალებად.

კირქვას, კირს იყენებენ სოფლის მეურნეობაში მჟავა ნიადაგების მოსაკირიანებლად – მათი მჟავიანობის შემცირების მიზნით და სტრუქტურის გასაუმჯობესებლად:

$$CaCO_3 + 2H^+ \rightarrow Ca^{2+} + CO_2 + H_2O$$

კალციუმის ნაერთებიდან, კარბონატის გარდა, მეტად მნიშვნელოვანია თაბაშირი – $CaSO_4 \cdot 2H_2O$. გახურებისას (150-180°C) თაბაშირი კარგავს კრისტალიზაციური წყლის ¾-ს და მიიღება ალებასტრი – ნახევარწყლიანი თაბაშირის თეთრი ფხვნილი:

$$CaSO_4 \cdot 2H_2O \rightarrow CaSO_4 \cdot 0{,}5H_2O + 1{,}5\ H_2O$$

წყალთან ასეთი ფხვნილის შერევისას ხორციელდება საპირისპირო რეაქცია:

$$CaSO_4 \cdot 0{,}5H_2O + 1{,}5H_2O \rightarrow CaSO_4 \cdot 2H_2O$$

და ნარევი სწრაფად მაგრდება. ნახევარწყლიანი თაბაშირის ამ თვისებას პრაქტიკაში იყენებენ ნაძერწი სამკაულების, ასლების დასამზადებლად, ტრავმატოლოგიაში – თაბაშირის არტაშანის დასადებად, სტომატოლოგიაში. ჩამქრალ კირთან ნახევარწყლიანი თაბაშირის ნარევს იყენებენ სამშენებლო საქმეში – კედლების შესალესად.

განსაკუთრებით დიდია კალციუმის როლი ცოცხალ ბუნებაში. კალციუმის იონები ნატრიუმის, კალიუმის, მაგნიუმის იონებთან ერთად ორგანიზმის ძირითადი იონებია.

§12.2.4. წყლის სიხისტე და მისი თავიდან აცილების გზები

ბუნებაში სუფთა წყალი არ გვხვდება. ის ყოველთვის შეიცავს სხვადასხვა მარილს. **ბუნებრივი წყლის თვისებათა ერთობლიობას, რომელიც მასში გახსნილი კალციუმის და მაგნიუმის მარილებით არის განპირობებული, წყლის სიხისტე ეწოდება.**

სიხისტე ორგვარია: კარბონატული (დროებითი, გარდამავალი) და არაკარბონატული (მუდმივი). კარბონატული სიხისტე განპირობებულია წყალში კალციუმის და მაგნიუმის ჰიდროკარბონატების არსებობით, არაკარბონატული – ძლიერი მჟავების მარილების – კალციუმის და მაგნიუმის სულფატებისა და ქლორიდების არსებობით. საერთო სიხისტე განისაზღვრება კარბონატული და არაკარბონატული სიხისტის ჯამით.

თუ წყალში კალციუმის და მაგნიუმის იონების კონცენტრაცია დიდია, წყალს ეწოდება ხისტი, თუ მცირეა – რბილი.

წყლის სიხისტეს სხვადასხვა ქვეყანაში სხვადასხვანაირად ახასიათებენ. ჩვენთან მიღებულია წყლის სიხისტის გამოსახვა 1ლ წყალში არსებული Ca^{2+} და Mg^{2+} იონების მილიმოლი ეკვივალენტების რიცხვით.

$$\text{სიხისტე} = \frac{[Ca^{2+}]}{20{,}04} + \frac{[Mg^{2+}]}{12{,}16},$$ სადაც $[Ca^{2+}]$ და $[Mg^{2+}]$ – ამ იონების კონცენტრაციაა მგ/ლ-ში, ხოლო 20,04 და 12,16 – კალციუმის და მაგნიუმის მილიეკვივალენტების მოლური

მასები (მგ/მმოლიეკვ). თუ სიხისტე, განსაზღვრული მმოლი ეკვ/ლ-ში, 1,5-მდეა, წყალი ძალიან რბილია, თუ 1,5 – 4 ფარგლებშია – რბილი, 4 –8 – საშუალო სიხისტისაა, 8 –12 – ხისტი, ზემოთ კი წყალი ძალიან ხისტია. განსაკუთრებით ხისტია ზღვისა და ოკეანეების წყლები. შავი ზღვის წყლის სიხისტეა 65,5 მმოლი ეკვ/ლ, ოკეანის წყლის საშუალო სიხისტე – 130,5 მმოლი ეკვ/ლ. სასმელი წყლის სიხისტე არ უნდა აღემატებოდეს 7 მმოლი ეკვ/ლ-ს.

სიხისტე ბუნებრივ წყლებს სპეციფიკურ თვისებებს ანიჭებს. ხისტ წყალში საპონი ცუდად ქაფდება. საპნები უმაღლეს ორგანულ მჟავათა (პალმიტინმჟავას, სტეარინმჟავას) ნატრიუმის ან კალიუმის მარილებია, რომელთა ანიონები Ca^{2+} და Mg^{2+} კატიონებთან წარმოქმნის უხსნად მარილებს. მაგალითად:

$$2C_{17}H_{35}COO^- + Ca^{2+} \rightarrow (C_{17}H_{35}COO)_2Ca\downarrow$$

$$2C_{17}H_{35}COO^- + Mg^{2+} \rightarrow (C_{17}H_{35}COO)_2Mg\downarrow$$

ამ უხსნად მარილთა გამოლექვაზე საპონი უსარგებლოდ იხარჯება და ქაფდება მხოლოდ Ca^{2+} და Mg^{2+} იონების მთლიანად შებოჭვის შემდეგ. ეს არ ეხება სინთეზურ გამრეცხ საშუალებებს, რომლებიც რეცხვით უნარს ხისტ წყალშიც ინარჩუნებენ (იხ. §16.3).

ხისტ წყალში ცუდად იხარშება საკვები პროდუქტები. ქსოვილის რეცხვისას წარმოქმნილი უხსნადი ნაერთები ილექება ძაფების ზედაპირზე და იწვევს ბოჭკოების თანდათანობით დაშლას. ხისტი წყლის დულილისას ორთქლის ქვაბებში ჩნდება მინადული, რომელიც ამცელებს წყლის გაცხელებას, იწვევს სათბობის გადახარჯვას და აჩქარებს ქვაბის კედლების ცვეთას.

წყლის სიხისტის შესამცირებლად იყენებენ ფიზიკურ და ქიმიურ მეთოდებს. კარბონატული სიხისტის თავიდან აცილება ხდება წყლის ადულებით. ამ დროს ჰიდროკარბონატები იშლება უხსნადი კალციუმის კარბონატისა და მაგნიუმის ფუძე კარბონატის წარმოქმნით:

ა) $Ca^{2+} + 2HCO_3^- \rightarrow CaCO_3 + CO_2 + H_2O$

$Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CaCO_3 + CO_2 + H_2O$ (მოლეკულური ფორმით)

ბ) $2Mg^{2+} + 2HCO_3^- + 2OH^- \rightarrow (MgOH)_2CO_3 + CO_2 + H_2O$

OH^- წარმოიქმნება ჰიდროლიზის რეაქციით:

$$HCO_3^- + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3 + OH^-$$

$$2Mg(HCO_3)_2 \rightarrow (MgOH)_2CO_3 + 3CO_2 + H_2O$$

(შეჯამებული განტოლება მოლეკულური ფორმით)

არაკარბონატული სიხისტის გამომწვევ მჟავათა ანიონების შესაბამისი Ca^{2+} და Mg^{2+} იონები რჩება ხსნარში. არაკარბონატულ სიხისტეს აცილებენ სოდის დახმარებით:

$$CaSO_4 + Na_2CO_3 \rightarrow CaCO_3\downarrow + Na_2SO_4$$

$$CaCl_2 + Na_2CO_3 \rightarrow CaCO_3\downarrow + 2NaCl$$

$$Ca^{2+} + CO_3^{2-} \rightarrow CaCO_3$$

სოდის დახმარებით ისპობა კარბონატული სიხისტეც:

$$Ca(HCO_3)_2 + Na_2CO_3 \rightarrow CaCO_3\downarrow + 2NaHCO_3$$

$$Mg(HCO_3)_2 + Na_2CO_3 \rightarrow MgCO_3\downarrow + 2NaHCO_3$$

მაშასადამე, სოდა იწვევს საერთო სიხისტის მოცილებას.

კარბონატული სიხისტის აცილება ხდება ჩამქრალი კირის დამატებითაც:

$$Ca(HCO_3)_2 + Ca(OH)_2 \rightarrow 2CaCO_3 + 2H_2O$$

$$2Ca^{2+} + 2HCO^{3-} + 2OH^- \rightarrow 2CaCO_3 + 2H_2O$$

$$Mg(HCO_3)_2 + 2Ca(OH)_2 \rightarrow Mg(OH)_2\downarrow + 2CaCO_3\downarrow + 2H_2O$$

$$Mg^{2+} + 2HCO_3^{3-} + 2Ca^{2+} + 2OH^- \rightarrow Mg(OH)_2 + 2CaCO_3\downarrow + 2H_2O$$

ბოლო წლებში სიხისტის ასაცილებლად სულ უფრო და უფრო ფართოდ გამოიყენება იონიტები, ბუნებრივი ან სინთეზურად მიღებული მაღალმოლეკულური ნაერთები, რომლებიც შეიცავენ ხსნარში არსებულ იონებთან მიმოცვლის უნარის მქონე მოძრავ იონებს. თუ იონიტი მოძრავ კატიონს შეიცავს, ეწოდება კატიონიტი, თუ ანიონს – ანიონიტი (კატიონიტებად გამოიყენება ალუმოსილიკატები, მაგალითად, ცეოლიტი).

თუ ხისტ წყალს გავატარებთ კატიონიტში, რომელიც მოძრავ კატიონს – Na^+-ს შეიცავს (პირობითად კატიონიტი აღვნიშნოთ Na_2R-ით), მაშინ Na^+-ის იონები ეკვივალენტური რაოდენობით გაიცვლებიან Mg^{2+} და Ca^{2+} იონებზე:

$$Ca^{2+} + Na_2R \rightarrow 2Na^+ + CaR$$

$$Mg^{2+} + Na_2R \rightarrow 2Na^+ + MgR$$

მაშასადამე, Ca^{2+} და Mg^{2+} იონები ხსნარიდან გადადიან კატიონიტში, ხოლო კატიონიტის იონები – ხსნარში. შედეგად, წყალი რბილდება.

გამოყენებული კატიონიტის აღდგენა – რეგენერაცია შესაძლებელია, თუ მას დავაყოვნებთ ნატრიუმის ქლორიდის ხსნარში. ამ დროს მიმდინარეობს უკუპროცესი: ნატრიუმის იონები ენაცვლებიან კატიონიტში Ca^{2+} და Mg^{2+} იონებს.

$$CaR + 2Na^+ \rightarrow Ca^{2+} + Na_2R$$

$$MgR + 2Na^+ \rightarrow Mg^{2+} + Na_2R$$

აღდგენილი კატიონიტი კვლავ გამოიყენება წყლის ახალი ულუფის დასარბილებლად.

§12.3. III ჯგუფის მთავარი ქვეჯგუფის ელემენტთა ზოგადი დახასიათება

პერიოდული სისტემის III ჯგუფის მთავარ ქვეჯგუფში გაერთიანებულია p-ელემენტები: ბორი – B, ალუმინი – Al, გალიუმი – Ga, ინდიუმი – In და თალიუმი – Tl. მათში ლითონური თვისებები უფრო სუსტად ვლინდება, ვიდრე I და II ჯგუფის მთავარი ქვეჯგუფის შესაბამისი პერიოდის ელემენტებში.

ქვეჯგუფის ელემენტებიდან ბორი არალითონია და თვისებებით მნიშვნელოვნად განსხვავდება ამავე ქვეჯგუფის სხვა ელემენტებისაგან. დანარჩენ ელემენტებში ატომური ნომრის ზრდასთან ერთად ლითონური თვისებები ძლიერდება.

ყველა ამ ელემენტის გარე ენერგეტიკულ დონეზე სამი ელექტრონია (ns^2np^1 კონფიგურაციით). ქიმიური რეაქციების დროს ისინი გასცემენ ამ ელექტრონებს და ავლენენ +3-ის ტოლ ჟანგვის ხარისხს (გამონაკლისია ბორი, რომელიც ავლენს, აგრეთვე, -3-ს). მაგრამ ქვეჯგუფის ელემენტებს შეუძლია დაბალი ჟანგვის ხარისხის გამოვლენაც, რაც ატომური ნომრის ზრდასთან ერთად უფრო დამახასიათებელი ხდება. მაგალითად, თუ გალიუმისა და ინდიუმისათვის ძირითადია +3-ის ტოლი ჟანგვის ხარისხი, თალიუმისათვის უფრო მდგრადია ნაერთები ჟანგვის ხარისხით +1.

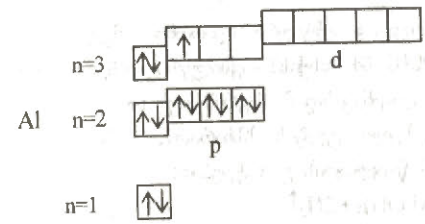
ქვეჯგუფის ელემენტები წარმოქმნის R_2O_3 ტიპის ოქსიდებს, რომელთაგან B_2O_3 მჟავა ოქსიდია. მას შეესაბამება სუსტი მჟავა H_3BO_3. ალუმინის, გალიუმისა და ინდიუმის ოქსიდები (Al_2O_3, Ga_2O_3, In_2O_3) და შესაბამისი ჰიდროქსიდები ($Al(OH)_3$, $Ga(OH)_3$, $In(OH)_3$) ამფოტერული ბუნებისაა. ისინი არ იხსნებიან წყალში, მაგრამ იხსნებიან როგორც მჟავათა, ისე ძლიერ ტუტეთა ხსნარებში. გამონაკლისია თალიუმის ოქსიდი და ჰიდროქსიდი (Tl_2O_3, $Tl(OH)_3$), რომლებიც იმდენად სისტად ავლენენ ამფოტერულ ბუნებას, რომ თითქმის არ იხსნებიან ტუტეთა ხსნარებში. თალიუმ (I)-ის ოქსიდი (Tl_2O) წყალთან წარმოქმნის ჰიდროქსიდს (TlOH), რო-

მელიც კარგად იხსნება წყალში და ძლიერ ფუძეს წარმოადგენს, მაგრამ განსხვავებით ტუტეებისაგან, გაცხელებისას (~100°C) ადვილად კარგავს წყალს და ისევ ოქსიდში გადადის.

ქვეჯგუფის ელემენტებიდან პრაქტიკული თვალსაზრისით მნიშვნელოვანია ბორი და ალუმინი. დანარჩენი ელემენტები იშვიათ ელემენტებს მიეკუთვნება.

§12.3.1. ალუმინი

ალუმინი ელემენტთა პერიოდული სისტემის III პერიოდის ელემენტია. მისი ატომური ნომერია 13, $A_r = 27$. ელექტრონული გარსის აღნაგობის სქემაა: $_{13}Al$ – 2.8.3. ელექტრონული ფორმულა – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$, ელექტრონულ-გრაფიკული ფორმულა:



ალუმინი პერიოდულ სისტემაში მოთავსებულია ლითონ მაგნიუმსა და არალითონ სილიციუმს შორის. ის ლითონია, მაგრამ არატიპური (ამფოტერული). ლითონური თვისებები მასში უფრო სუსტადაა გამოვლენილი, ვიდრე მაგნიუმში. ქიმიური რეაქციების დროს გასცემს გარე ენერგეტიკული დონის სამ ელექტრონს და ავლენს +3-ის ტოლ მუდმივ ჟანგვის ხარისხს. ბუნებრივი ალუმინი შედგება ერთი მდგრადი იზოტოპისაგან ($^{27}_{13}Al$).

გავრცელება ბუნებაში. ალუმინი ბუნებაში ყველაზე გავრცელებული ლითონია. დედამიწის ქერქში მისი შემცველობა 8,8%-ს შეადგენს. ქიმიური აქტივობის გამო თავისუფალი სახით არ გვხვდება. ალუმინის შემცველი ბუნებრივი ნაერთებიდან მნიშვნელოვანია ალუმოსილიკატები: მინდვრის შპატები (ორთოკლაზი – $K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$, ალბიტი – $Na_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$), კაოლინი – $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$, თეთრი ქარსი – $K_2O \cdot 3Al_2O_3 \cdot 6SiO_2 \cdot 2H_2O$, ნეფელინები: $K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 2SiO_2$ და $Na_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 2SiO_2$. სხვა მინერალებიდან განსაკუთრებით მნიშვნელოვანია ბოქსიტები – $Al_2O_3 \cdot nH_2O$, კრიოლიტი – Na_3AlF_6, კორუნდი – Al_2O_3.

მიღება. ალუმინს მრეწველობაში იღებენ გამდნარ კრიოლიტში გახსნილი ალუმინის ოქსიდის ელექტროლიზით, ამ უკანასკნელს კი ღებულობენ ბოქსიტებისა და ნეფელინებისაგან.

ალუმინის ოქსიდი ლღება 2050°C-ზე. ნალღობი ცუდად ატარებს ელექტრულ დენს. მისი ნარევი კრიოლიტთან (სადაც ალუმინის ოქსიდის მასური წილია 10%), CaF_2-ის დანამატით, ლღება 960°C-ზე და კარგი ელექტროგამტარობით ხასიათდება. ელექტროლიზის დროს ალუმინი გამოიყოფა კათოდზე:

$$2Al^{3+} + 6e \rightarrow 2Al$$

და თხევად მდგომარეობაში გროვდება ელექტროლიზერის ფსკერზე (კათოდს წარმოადგენს ელექტროლიზერის ფსკერზე დაფენილი ნახშირის ბლოკები გამდნარ ალუმინთან ერთად). ნახშირის ანოდზე განმუხტება ოქსიდ-იონები – O^{2-}:

$$3O^{2-} - 6e \rightarrow 1{,}5O_2$$

გამოყოფილი ჟანგბადი თანდათან ჟანგავს ნახშირის ანოდს CO და CO_2-მდე, რის გამოც მისი მუდმივად განახლებაა საჭირო.

ფიზიკური თვისებები. ალუმინი მოვერცხლისფრო-თეთრი ლითონია, მიეკუთვნება მსუბუქ ლითონებს (ρ = 2,7 გ/სმ^3). ლღობის ტემპერატურა საკმოდ დაბალი აქვს (660°C). სითბოსა და ელექტრობის კარგი გამტარია. მისი ელექტროგამტარობა სპილენძის ელექტროგამტარობის 2/3-ს შეადგენს. მაღალია ალუმინის პლასტიკურობა – იგლინება თხელ კილიტად და იწელება წვრილ მავთულად.

ქიმიური თვისებები. 1. ალუმინი ქიმიურად მეტად აქტიური ლითონია. ჩვეულებრივ პირობებში იფარება ძალიან მტკიცე, თხელი (0,0001 მმ სისქის) ოქსიდური აფსკით, რომელიც შეუღწევადია აირებისათვის და იცავს შემდგომი დაჟანგვისაგან. მაგრამ თუ ჩამოვაშორებთ ოქსიდურ ფენას (მექანიკური ზემოქმედებით ან ცხელი ტუტის ხსნარით), აფსკმოცილებული ალუმინი ენერგიულად ურთიერთქმედებს წყალთან წყალბადის გამოძევებით:

$$2Al + 6H_2O \rightarrow 2Al(OH)_3 + 3H_2\uparrow$$

2. ალუმინი ჟანგბადში იწვის მხოლოდ მაღალ ტემპერატურაზე დიდი რაოდენობის სითბოს გამოყოფით:

$$4Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3, \qquad \Delta H^0 = -1650 \text{ კჯ/მოლი}$$

3. ის ადვილად შედის რეაქციაში ჰალოგენებთან. ქლორთან და ბრომთან რეაგირებს ჩვეულებრივ პირობებში, იოდთან – გაცხელებისას, ხოლო ფტორის არეში თვითაალდება:

$$2Al + 3Cl_2 \rightarrow 2AlCl_3$$

$$2Al + 3I_2 \rightarrow 2AlI_3$$

მაღალ ტემპერატურაზე ალუმინი უერთდება სხვა არალითონებსაც:

$$2Al + 3S \xrightarrow{200^0C} Al_2S_3$$

$$Al + P \xrightarrow{500^0C} AlP$$

$$2Al + N_2 \xrightarrow{800^0C} 2AlN$$

$$4Al + 3C \xrightarrow{2000^0C} Al_4C_3$$

მიღებული ნაერთები ადვილად ჰიდროლიზდება:

$$Al_2S_3 + 6H_2O \rightarrow 2Al(OH)_3 + 3H_2S\uparrow$$

$$AlP + 3H_2O \rightarrow Al(OH)_3 + PH_3\uparrow$$

$$AlN + 3H_2O \rightarrow Al(OH)_3 + NH_3\uparrow$$

$$Al_4C_3 + 12H_2O \rightarrow 4Al(OH)_3 + 3CH_4\uparrow$$

4. ალუმინი გაცხელების პირობებში ურთიერთქმედებს მარილმჟავასა და განზავებულ გოგირდმჟავასთან შესაბამისი მარილის წარმოქმნით და წყალბადის გამოძევებით:

$$2Al + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2\uparrow$$

$$2Al + 3H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3H_2\uparrow$$

ჩვეულებრივ პირობებში არ ურთიერთქმედებს კონცენტრირებულ აზოტმჟავასთან დამცველი ოქსიდური აფსკის წარმოქმნის გამო. ამიტომ კონცენტრირებულ HNO_3-ს ინახავენ და გადააქვთ ალუმინისაგან დამზადებული ჭურჭლით. ცხელი კონცენტრირებული HNO_3 და H_2SO_4 კი ჟანგავს მას:

$$Al + 6HNO_3 \rightarrow Al(NO_3)_3 + 3NO_2 + 3H_2O$$

$$2Al + 6H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3SO_2 + 6H_2O$$

5. განსხვავებით სხვა ლითონებისაგან, ალუმინი ენერგიულად იხსნება ტუტეების ხსნარებში ტეტრაჰიდროქსოდიაკვაალუმინატების წარმოქმნით:

$$2Al + 2NaOH + 10H_2O \rightarrow 2Na[Al(OH)_4(H_2O)_2] + 3H_2\uparrow$$

6. ჟანგბადისადმი დიდი სწრაფვის გამო ალუმინი აქტიურად აღადგენს მრავალ ლითონს მათი ოქსიდებიდან (ალუმინთერმია). მაგალითად, თუ ეკვივალენტური რაოდენობით აღებული ალუმინის ფხვნილისა და რკინის ხენჯის ნარევს (ასეთ ნარევს თერმიტი ეწოდება) ავანთებთ, წარიმართება ძლიერ ეგზოთერმული რეაქცია. ამ დროს ისეთი მაღალი ტემპერატურა (3000°C) ვითარდება, რომ რეაქციის ორივე პროდუქტი – აღდგენილი რკინა და ალუმინის ოქსიდი ლღვება:

$$3Fe_3O_4 + 8Al \rightarrow 9Fe + 4Al_2O_3, \qquad \Delta H = -3300 \text{ კჯ}$$

გალღობილ რკინას წარმოქმნილი ოქსიდი თავზე მოექცევა წიდის სახით. ალუმინთერმიას იყენებენ ქრომის, ვანადიუმის, ტიტანის, მანგანუმის და სხვა ლითონების აღსადგენად მათი ოქსიდებიდან, ავრეთვე, რელსებისა და ფოლადისაგან ჩამოსხმული დეტალების შესადუღებლად.

გამოყენება. გამოყენების მხრივ ალუმინს მეორე ადგილი უკავია ლითონებს შორის რკინის შენადნობების შემდეგ. მისგან ამზადებენ ქიმიურ აპარატურას, სადენებს, კონდენსატორებს და სხვ. 0,005 მმ სისქის ალუმინის კალიტა გამოიყენება კვებისა და ფარმაცევტულ მრეწველობაში – პროდუქტებისა და პრეპარატების შესაფუთად. მშენებლობასა და არქიტექტურაში ფართოდ იყენებენ „ცერცხლისებურ“ საღებარს – ალუმინის ფხვნილისა და მინერალური ზეთის ნარევს. ის ნაგებობას არა მარტო ლამაზ შესახედაობას ანიჭებს, არამედ იცავს ქიმიური რღვევისაგან. ყოველდღიურ ცხოვრებაში ალუმინი დამკვიდრდა, უმთავრესად, სამზარეულო ჭურჭლის სახით. სიმსუბუქესა და სიმტკიცის გარდა, აქ არსებითია ალუმინის სხვა ძვირფასი თვისებებიც: მაღალი თბოგამტარობა, ცივი და ცხელი წყლის მიმართ მდგრადობა, საჭმელში არსებული სუსტი ორგანული მჟავების მოქმედებისას მიღებული ნაერთების არატოქსიკურობა.

ალუმინის ძირითადი მასა იხარჯება მსუბუქი შენადნობების – დურალუმინის (Al - 94%, Cu - 4%; Mn, Mg, Fe, Si – თითოეული 0,5%), სილუმინის (85 – 90% Al, 10% Si, 0,1% Na) და სხვ. წარმოებაში. მისი ზოგიერთი შენადნობი (მაგალითად, დურალუმინი) სიმტკიცით ფოლადს არ ჩამოუვარდება. მათ იყენებენ მანქანათ- და გემთმშენებლობაში, საავიაციო ტექნიკაში, მეტროპოლიტენის სადგურების, შენობების მოსაპირკეთებლად და სხვა.

ალუმინის შენადნობების ფართო გამოყენებას განაპირობებს მათი სიმსუბუქე, სიმტკიცე, ჰაერისა და წყლის მიმართ მდეგობა, კარგი თბო- და ელექტროგამტარობა და კარგი სამსხმელო თვისებები.

§12.3.2. ალუმინის ოქსიდი და ჰიდროქსიდი

ალუმინის ოქსიდი – Al_2O_3 (ძველი სახელწოდება – თიხამიწა) თეთრი ფერის, მაგარი, ძნელადლღობადი ნივთიერებაა. დედამიწის ქერქში გვხვდება მინერალ კორუნდის სახით. ეს უკანასკნელი ხშირად შეიცავს მინარევებს, რომლებიც მას შეფერილობას ანიჭებს. კორუნდის გამჭვირვალე, შეფერილი კრისტალები – ლალი (წითელი, მინარევი Cr^{3+}) და საფირონი (ლურჯი, მინარევები Ti^{4+}, Fe^{3+}, Fe^{2+}) ძვირფასი ქვებია. მათ იღებენ ხელოვნურადაც. კორუნდი სხვა ბუნებრივი ნივთიერებებიდან სიმაგრით მხოლოდ ალმასს ჩამოუვარდება. მისგან ამზადებენ სახეხ რგოლებს, სალესებს ლითონის ნაკეთობათა დასამუშავებლად.

კორუნდის განსაკუთრებული სიმაგრის მიზეზად ითვლება მისი სტრუქტურის წარმომქმნელი Al^{3+} და O^{2-} იონთა ძლიერი ურთიერთმიზიდვა მათი დიდი მუხტის გამო.

ალუმინის ოქსიდი არ იხსნება წყალში და არ რეაგირებს მასთან. ის ამფოტერული ბუნებისაა. მჟავებთან მოქმედებს, როგორც ფუძე ოქსიდი, წარმოქმნის ალუმინის კატიონის შემცველ მარილებს:

$$Al_2O_3 + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2O$$

ტუტესთან მოქმედებს, როგორც მჟავა ოქსიდი; წარმოქმნის მარილს, რომელიც ალუმინს შეიცავს ანიონის შემადგენლობაში:

$$Al_2O_3 + 2NaOH + 7H_2O \rightarrow 2Na[Al(OH)_4(H_2O)_2]$$

ალუმინის ოქსიდი ფუძე ოქსიდებთან, ტუტეებთან, ტუტე და ტუტემიწათა ლითონების კარბონატებთან შელღობით წარმოქმნის მეტაალუმინატებს:

$$Al_2O_3 + CaO \rightarrow Ca(AlO_2)_2$$

$$Al_2O_3 + 2NaOH \rightarrow 2NaAlO_2 + H_2O$$

$$Al_2O_3 + Na_2CO_3 \rightarrow 2NaAlO_2 + CO_2\uparrow$$

ლაბორატორიულ პირობებში Al_2O_3 მიიღება ალუმინის წვით ჟანგბადის არეში ან ჰიდროქსიდის დაშლით გახურებისას:

$$2Al(OH)_3 \rightarrow Al_2O_3 + 3H_2O$$

მრეწველობაში მას, ძირითადად, ბოქსიტებისა და ნეფელინების გადამუშავებით იღებენ. გამოიყენება ლითონური ალუმინის წარმოებაში.

ალუმინის ჰიდროქსიდი – $Al(OH)_3$ წყალში უხსნადი, თეთრი, მყარი ნივთიერებაა. მიიღება არაპირდაპირი გზით – ტუტეებთან ალუმინის ხსნადი მარილების ურთიერთქმედებით. მაგალითად, თუ ალუმინის ქლორიდის ხსნარს წვეთწვეთობით დავამატებთ ნატრიუმის ჰიდროქსიდის ხსნარს, გამოილექება ლაბისებური ალუმინის ჰიდროქსიდი.

$$AlCl_3 + 3NaOH \rightarrow Al(OH)_3\downarrow + 3NaCl$$

$Al(OH)_3$ ტიპური ამფოტერული ჰიდროქსიდია – ურთიერთქმედებს როგორც მჟავებთან:

$$Al(OH)_3 + 3HCl \rightarrow AlCl_3 + 3H_2O$$

ისე ტუტეებთან:

$$Al(OH)_3 + NaOH + 2H_2O \rightarrow Na[Al(OH)_4(H_2O)_2]$$

ალუმინის მარილის ხსნარზე ტუტის დამატებისას ამ უკანასკნელის ჭარბი რაოდენობა იწვევს გამოლექილი ალუმინის ჰიდროქსიდის გახსნას. ამიტომ $Al(OH)_3$-ის მისაღებად მიზანშეწონილია ალუმინის მარილის ხსნარზე ვიმოქმედოთ ამონიუმის ჰიდროქსიდით, რომლის ჭარბ რაოდენობაში არ იხსნება $Al(OH)_3$.

ალუმინის ურთიერთქმედება ტუტის ხსნართან შემდეგნაირად აიხსნება: ტუტის ხსნარში, უპირველეს ყოვლისა, იხსნება ამფოტერული ბუნების ოქსიდის თხელი აფსკი, რომლითაც დაფარულია ლითონური ალუმინი. აფსკმოცილებული ალუმინი რეაგირებს წყალთან წყალბადის გამოძევებით. ამ დროს წარმოქმნილი ალუმინის ჰიდროქსიდი ამფოტერული ბუნების გამო

ურთიერთქმედებს ნატრიუმის ჰიდროქსიდთან. ორი უკანასკნელი განტოლების შეკრებით მიიღება ალუმინის ტუტის ხსნართან რეაქციის განტოლება.

კითხვები და სავარჯიშოები

1. რატომ აქვს ნატრიუმს ლღობის უფრო მაღალი ტემპერატურა, ვიდრე კალიუმს?
2. რა ნივთიერებები წარმოიქმნება მაგნიუმის წვისას ჰაერზე. როგორ რეაგირებენ ისინი წყალთან?
3. გასაყიდი ნატრიუმის ჰიდროქსიდი ხშირად შეიცავს საკმაო რაოდენობის სოდას. როგორ აღმოვაჩინოთ ის? როგორ გავათავისუფლოთ NaOH სოდის მინარევისაგან? მოიყვანეთ შესაბამის რეაქციათა განტოლებები.
4. რატომ აქვს ამონიუმის ქლორიდს კალიუმის ქლორიდის ანალოგიური კრისტალური სტრუქტურა და წყალში ხსნადობა?
5. ახსენით, ბერილიუმის ქლორიდი ჰიდროლიზისას რატომ იცილებს ორივე ქლორს, მაშინ, როდესაც მაგნიუმის ქლორიდის ჰიდროლიზის დროს წარმოიქმნება ჰიდროქსოქლორიდი?
6. კირიან წყალში ხანგრძლივად გაატარეს ნახშირმჟავა აირი. წარმოქმნილი გამჭვირვალე სითხე ააორთქლეს ოთახის ტემპერატურაზე. რას წარმოადგენს ნალექი?
7. როგორ გავარჩიოთ ჩამქრალი კირი კირქვისაგან?
8. დაწერეთ შემდეგ გარდაქმნათა ქიმიური განტოლებები: ა) ნატრიუმის ქლორიდი → ნატრიუმი → ნატრიუმის ჰიდროქსიდი → ნატრიუმის ჰიდროსულფიდი, ბ) $Mg \rightarrow MgSO_4 \rightarrow Mg(NO_3)_2 \rightarrow MgO \rightarrow Mg(CH_3COO)_2$.
9. ხსნარს, რომელიც შეიცავდა ალუმინის ქლორიდსა და რკინა(II)-ის ქლორიდს, დაამატეს ჭარბად ნატრიუმის ჰიდროქსიდის ხსნარი. ნალექი გაფილტრეს. რა დაილექა და რა დარჩა ხსნარში?
10. ანალიზით გაირკვა, რომ 1ლ ალუმინის სულფატის ხსნარში არის 0,1 მოლი SO_4^{2-}-ის იონები. რამდენ გრამ Al^{3+} იონს შეიცავს 1ლ ეს ხსნარი?
11. უეტიკეტო სხვადასხვა ჭურჭელში მოთავსებულია: სოდა, ცარცი, თაბაშირი, ნატრიუმის სულფატი. წყლისა და აზოტმჟავას საშუალებით როგორ დავადგინოთ, სად რომელი ნივთიერებაა?
12. წყლის, ცარცისა და სუფრის მარილისაგან მიიღეთ არანაკლებ 10 სხვადასხვა არაორგანული სუფთა ნივთიერება. დაწერეთ შესაბამის რეაქციათა განტოლებები.
13. ალუმინის ელექტროლიზური გზით მიღების დროს (ალუმინის ოქსიდი გახსნილია გამლღვალ კრიოლითში), რატომ არ გამოიყოფა ანოდზე ალუმინი? კრიოლითის ნალღობის ელექტროლიზის დროს(ალუმინის ოქსიდის დამატების გარეშე) რატომ არ გამოიყოფა კათოდზე ალუმინი?
14. განმარტეთ, რა პროცესი მიმდინარეობს, როდესაც ალუმინის სულფატის წყალხსნარს ამატებენ ჯერ წვეთწვეთობით, შემდეგ კი ჭარბად შემდეგ რეაგენტებს: ა) ნატრიუმის კარბონატის ხსნარს, ბ) ნატრიუმის ჰიდროქსიდის ხსნარს.
15. რატომ ღებულობენ ალუმინს მხოლოდ ელექტროლიზის საშუალებით?
16. შეადგინეთ ნატრიუმის ჰიდროქსიდის კონცენტრირებულ ხსნარში ალუმინის „გახსნის“ დროს თანმიმდევრობით მიმდინარე რეაქციათა განტოლებები და გამოიყვანეთ რეაქციის ჯამური განტოლება.

თავი 13

თანაური ქვეჯგუფების ელემენტები

§13.1. d-ელემენტების ზოგადი დახასიათება

პერიოდულ სისტემაში d-ელემენტებს შუალედური მდგომარეობა უკავია s- და p-ელემენტებს შორის და მათ გარდამავალ ელემენტებს უწოდებენ. ისინი ლითონური ელემენტებია და წარმოქმნიან მარტივ ნივთიერებებს - ლითონებს. მათი ზოგადი ელექტრონული ფორმულაა $(n-1)d^{1-10}ns^2$, თუმცა d-ორბიტალების ნახევრად ან მთლიანად შევსებული კონფიგურაციების ნაწილობრივ შევსებულთან შედარებით უპირატესი მდგრადობის გამო ქრომის, მოლიბდენის, სპილენძის, ვერცხლისა და ოქროს, ასევე პლატინის ოჯახის (რუთენიუმი, როდიუმი, პლატინა) ელემენტებში გარედან ერთი s ელექტრონი, პალადიუმის ატომებში კი – ორი ელექტრონი გადადის უფრო მაღალი ენერგიის შესაბამის (n-1)d ქვედონეზე. შედეგად, გარდა პალადიუმისა (გარე ენერგეტიკული დონის s-ორბიტალი თავისუფალია), ყველა მოყვანილ ელემენტთა გარე შრეზე ერთი ელექტრონია.

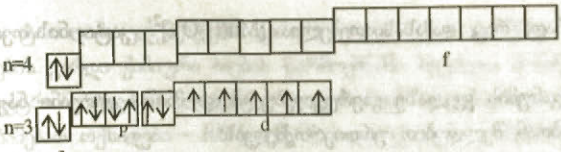
ტუტე და ტუტემიწათა ლითონებთან შედარებით, d-ელემენტებისაგან წარმოქმნილი ლითონების მაღალი ლღობის და დუღილის ტემპერატურები, მეტი სიმაგრე განპირობებულია მეტკიცე ლითონური ბმებით, რაც შეიძლება აიხსნას მათი უნარით – ბმის წარმოქმნისათვის გამოიყენოს როგორც გარე, ისე გარესწინა ენერგეტიკული დონის ელექტრონები.

ატომთა რადიუსები გარდამავალ რიგში მცირედ იცვლება. ატომების მცირე ზომების გამო, სხვა ლითონებთან შედარებით მათ მეტი სიმკვრივე ახასიათებთ. ისინი კარგი ელექტრო- და თბოგამტარებია (განსაკუთრებით მაშინ, როცა მათ ატომთა გარე ენერგეტიკულ დონეზე ერთი s-ელექტრონია), ახასიათებთ პარამაგნეტიზმი (რკინა, კობალტი, ნიკელი - ფერომაგნიტურებია), კატალიზური აქტივობა და მთელი რიგი სპეციფიკური ქიმიური თვისებები. d-ელემენტები ხასიათდება ცვლადი ჟანგვის ხარისხით, კომპლექსწარმოქმნისა და შეფერილი ნაერთების წარმოქმნის უნარით (გამონაკლისია Zn და Cd, რომელთაც მუდმივი, +2 ჟანგვის ხარისხი აქვთ და უფერო ნაერთებს იძლევიან).

§13.2. მანგანუმი

VII ჯგუფის თანაური ქვეჯგუფის ელემენტებიდან (მანგანუმი, ტექნეციუმი, რენიუმი) ქიმიური მრეწველობისათვის განსაკუთრებით მნიშვნელოვანი ელემენტია მანგანუმი.

მანგანუმი მოთავსებულია პერიოდული სისტემის IV პერიოდში. ქიმიური სიმბოლოა Mn (ლათ. Manganum გერმ-დან Manganerz – მანგანუმის მადანი). რიგობრივი ნომერია 25, A_r=54,938. ბუნებაში გავრცელებულია ერთი იზოტოპის სახით. ელექტრონული გარსის აღნაგობის სქემაა: $_{25}$Mn - 2.8.13.2, ელექტრონული ფორმულა: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$. გარე ორი ენერგეტიკული დონის ელექტრონულ-გრაფიკული ფორმულა ასეთია:



ელემენტის ჟანგვის ხარისხი იცვლება +2-დან +7-ის ჩათვლით.

გავრცელება ბუნებაში. მანგანუმი ბუნებაში საკმაოდ გავრცელებული ელემენტია; თავისუფალი სახით არ გვხვდება. შედის მრავალი მინერალის შემადგენლობაში. მათგან მნიშვნელოვანია პიროლუზიტი - MnO_2 (ძველი სახელწოდებაა Magnesia nigra – შავი მაგნეზია. ამ მინერალის სახით არის გავრცელებული მანგანუმი საქართველოში), ბრაუნიტი - Mn_2O_3, ჰაუსმანიტი - Mn_3O_4, მანგანუმის შპატი - $MnCO_3$.

მიღება. მანგანუმი მიიღება $MnSO_4$-ის ხსნარის ელექტროლიზით. სუფთა მანგანუმი მისი მარილების ელექტროლიზით პირველად მიიღო 1939 წელს აკადემიკოსმა რაფიელ აგლაძემ. მას იღებენ, ავრეთვე, ოქსიდებიდან კარბო-, სილიკო- ან ალუმინოთერმიით. უკანასკნელი მეთოდით მიიღება სუფთა მანგანუმი, ხოლო კარბო- და სილიკოთერმიით – ფერომანგანუმი, მანგანუმის შენადნობი, რომელშიც მანგანუმის მასური წილი 70 - 90%-ია.

ფიზიკური თვისებები. მანგანუმი მოვერცხლისფრო-თეთრი ლითონია, ჰგავს რკინას, მაგრამ მასზე მაგარი და მყიფეა. ლღობის ტემპერატურაა 1245^0C.

ქიმიური თვისებები. მანგანუმი ადვილად იჟანგება ჰაერის ჟანგბადით. მისი ზედაპირი იფარება ოქსიდის ფენით, რომელიც იცავს მას შემდგომი ჟანგვისაგან. ჟანგბადთან ურთიერთქმედებისას 450^0C-ზე წარმოიქმნება MnO_2, 800^0C-მდე – Mn_2O_3, ხოლო უფრო მაღალ ტემპერატურაზე – ხენჯი Mn_3O_4. ჰალოგენებთან ის წარმოქმნის დიჰალოგენიდებს:

$$Mn + Cl_2 \rightarrow MnCl_2$$

(ფთორთან მიიღება, ავრეთვე, MnF_3 და MnF_4).

გაცხელებისას მანგანუმი ურთიერთქმედებს გოგირდთან, აზოტთან, ფოსფორთან, ნახშირბადთან, სილიციუმთან და სხვა არალითონებთან. მაგალითად:

$$3Mn + N_2 \rightarrow Mn_3N_2$$

მანგანუმი ოთახის ტემპერატურაზე წყალთან ძალიან ნელა შედის რეაქციაში (გაცხელებით რეაქცია ჩქარდება). ურთიერთქმედებს მარილმჟავასთან და განზავებულ გოგირდ- და აზოტმჟავასთან:

$$Mn + 2H_2O \rightarrow Mn(OH)_2 + H_2$$

$$Mn + 2HCl \rightarrow MnCl_2 + H_2$$

$$3Mn + 8HNO_3 \rightarrow 3Mn(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$$

კონცენტრირებულ მჟავებში მანგანუმი პასივდება, მაგრამ გაცხელებით იხსნება:

$$Mn + 2H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + SO_2 + H_2O$$

მანგანუმი რამდენიმე ოქსიდს წარმოქმნის: მანგანუმ(II)-ის ოქსიდს - MnO (მწვანე ფერის), დიმანგანუმის ტრიოქსიდს - Mn_2O_3 (შავი), მანგანუმის დიოქსიდს – MnO_2 (მოყავისფრო-შავი), დიმანგანუმის ჰეპტაოქსიდს - Mn_2O_7 (იისფერი). მათგან მდგრადია MnO_2, Mn_2O_3 და შერეული ოქსიდი - Mn_3O_4. ყველა ოქსიდი მყარია, გარდა Mn_2O_7-ისა.

MnO, Mn_2O_3 და მათი შესაბამისი ჰიდროქსიდები: $Mn(OH)_2$ და $Mn(OH)_3$ ფუძე ბუნებისაა. მჟავებთან შესაბამის მარილებს წარმოქმნიან. მანგანუმ(II)-ის მარილები წყალში კარგად ხსნადია

და შეფერილია ვარდისფრად, რაც დამახასიათებელია $[Mn(H_2O)_6]^{2+}$ კატიონისათვის. ნაერთები სუსტი აღმდგენებია.

MnO_2 - ბუნებაში მანგანუმის ყველაზე გავრცელებული და მნიშვნელოვანი ნაერთია, ამფოტერული ოქსიდია, ტუტეებთან შელღობით ურთიერთქმედებს:

$$MnO_2 + 2KOH \rightarrow K_2MnO_3 + H_2O$$

ძლიერი მჟანგავია, კონცენტრირებულ მარილმჟავას ჟანგავს ქლორამდე:

$$MnO_2 + 4HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$$

Mn(VI)-ის ნაერთები არამდგრადია, თუმცა კალიუმის მანგანატი მდგრადია ტუტე არეში და წარმოიქმნება კალიუმის პერმანგანატის ტუტე არეში აღდგენით:

$$Na_2SO_3 + 2KMnO_4 + 2KOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2K_2MnO_4 + H_2O$$

მანგანუმს უმაღლესი ჟანგვის ხარისხი აქვს ნაერთებში: Mn_2O_7 და $KKMnO_4$. პირველი ზეთისებური სითხეა, მეორე - წყალში ხსნადი მუქი იისფერი კრისტალები. ორივე ძლიერი მჟანგავია. კალიუმის პერმანგანატი გახურებისას იშლება ჟანგბადის გამოყოფით:

$$2KMnO_4 \rightarrow K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2$$

ეს რეაქცია გამოიყენება ლაბორატორიაში ჟანგბადის მისაღებად.

წყალთან ურთიერთქმედებისას მანგანუმ(VII)-ის ოქსიდი წარმოქმნის მანგანუმმჟავას, რომელიც მხოლოდ ხსნარში არსებობს:

$$Mn_2O_7 + H_2O \rightarrow 2HMnO_4$$

გამოყენება. წარმებული მანგანუმის 90% გამოიყენება მეტალურგიაში – ფერომანგანუმის სახით ფოლადიდან ჟანგბადისა და გოგირდის მოსაცილებლად, ასევე შენადნობების ლეგირებისათვის; ის ანიჭებს ფოლადს, ალუმინს, მაგნიუმს სიმტკიცეს, კოროზიამედეგობას. გამოიყენება ფერადი მინის წარმოებაში.

მანგანუმი აუცილებელია ორგანიზმის ცხოველქმედებისათვის. მცენარეებში მისი დეფიციტი ქლოროფილის ნაკლებობას (ქლოროზს) იწვევს. ზოგიერთი ნიადაგი ღარიბია მანგანუმით და საჭიროებს მანგანუმის შემცველ სასუქებს.

მანგანუმის ნაკლებობა დაავადებების გამომწვევია ადამიანის ორგანიზმშიც. მანგანუმშემცველი ფერმენტების გარეშე არ წარიმართება სპეციფიკური მეტაბოლური პროცესები.

კალიუმის პერმანგანატის ხსნარი გამოიყენება სისხლის შემაჩერებელ საშუალებად, ჭრილობების მოსაბანად, მოწამვლისას კუჭის ამოსარეცხად.

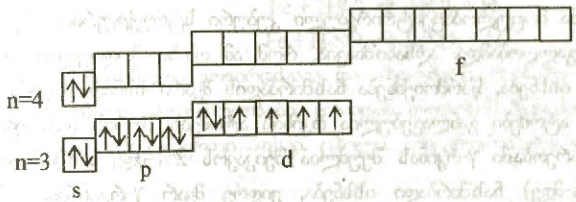
§13.3. VIII ჯგუფის თანაური ქვეჯგუფის ელემენტების ზოგადი დახასიათება. რკინა

პერიოდული სისტემის VIII ჯგუფის თანაური ქვეჯგუფი მოიცავს ძ-ელემენტთა სამ - რკინის, პალადიუმის და პლატინის - ტრიადას. რკინა, კობალტი, ნიკელი ქმნიან რკინის ტრიადას ანუ რკინის ოჯახს, ხოლო დანარჩენი ორი ტრიადის ექვსი ელემენტი – პლატინის ოჯახს. რკინისა და პლატინის ოჯახის ელემენტები თვისებით არსებითად განსხვავდება ერთმანეთისაგან. რკინის ოჯახის ელემენტები სტანდარტულ ელექტროდულ პოტენციალთა რიგში მოთავსებულია წყალბადამდე, პლატინის ოჯახის ელემენტები კი – წყალბადის შემდეგ. განსხვავებული აქტივობის გამო პირველნი ბუნებაში გავრცელებულია მხოლოდ ნაერთების სახით, მეორენი კი – მხოლოდ თავისუფალი სახით.

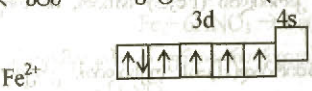
რკინის ტრიადის ელემენტებს გარე ენერგეტიკულ დონეზე აქვს ორი ელექტრონი. ამ ელექტრონების გარდა ქიმიური ბმების წარმოქმნაში შეუძლია მონაწილეობა მიიღოს გარესწინა დონის ელექტრონებმაც. ამ ელემენტებისათვის მდგრადია ნაერთები +2 ან +3 ჟანგვის ხარისხით. შეესაბამებათ ოქსიდები - RO და R_2O_3, ჰიდროქსიდები - $R(OH)_2$ და $R(OH)_3$.

რკინასთან შედარებით კობალტისა და ნიკელის რეაქციისუნარიანობა დაბალია. კონცენტრირებულ აზოტმჟავას სამივე ლითონი გადაჰყავს პასიურ მდგომარეობაში. ეს ლითონები ურთიერთქმედებს ჟანგბადთან, ჰალოგენებთან, გოგირდთან, ფოსფორთან, სილიციუმთან, ნახშირბადთან. ნახშირბადის მონოქსიდთან წარმოქმნის კარბონილებს. მაგალითად, $Fe(CO)_5$, $Ni(CO)_4$. რკინისათვის უფრო მდგრადია ნაერთები +3 ჟანგვის ხარისხით, კობალტისა და ნიკელისათვის კი — ნაერთები +2 ჟანგვის ხარისხით.

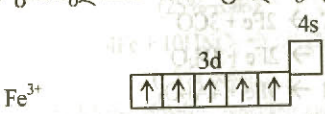
რკინის ოჯახის ელემენტებიდან განსაკუთრებით მნიშვნელოვანია რკინა. რკინის ატომური ნომერია 26, A_r=56, ატომის ელექტრონული აღნაგობის სქემა $_{26}Fe$ - 2.8.14.2. ელექტრონული ფორმულა – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$. გარე ორი ენერგეტიკული დონის გრაფიკულ-ელექტრონული ფორმულაა:



ქიმიური რეაქციების დროს რკინის ატომს შეუძლია გასცეს გარე ენერგეტიკული დონის 2 ელექტრონი, გადაიქცეს 2+ მუხტიან იონად:



მაგრამ მას, გარე დონის ელექტრონების გარდა, შეუძლია გასცეს ბოლოსწინა დონის ელექტრონიც და გამოავლინოს +3-ის ტოლი ჟანგვის ხარისხი:



ბუნებრივი რკინა ოთხი მდგრადი იზოტოპის: ^{54}Fe, ^{56}Fe (ძირითადი), ^{57}Fe, ^{58}Fe ნარევია.

გავრცელება ბუნებაში. გავრცელების მიხედვით რკინას, ლითონურ ელემენტებს შორის, მეორე ადგილი უკავია ალუმინის შემდეგ. შეადგენს დედამიწის ქერქის 5,1%-ს, მასით. ბუნებაში მოიპოვება მხოლოდ ნაერთების სახით. თვითნაბადი რკინა გვხვდება მეტეორიტებში ნიკელთან შენადნობის სახით. სამრეწველო მნიშვნელობის რკინის მადნებია:

მაგნეტიტი (მაგნიტური რკინაქვა) - Fe_3O_4

ჰემატიტი (წითელი რკინაქვა) - Fe_2O_3

ლიმონიტი (მურა რკინაქვა) - $2Fe_2O_3 \cdot 3H_2O$

სიდერიტი (რკინის შპატი) - $FeCO_3$

პირიტი (რკინის კოლჩედანი) - FeS_2

ზოგიერთი მინერალური წყალი რკინა(II)-ის იონებს შეიცავს სულფატისა და ჰიდროკარბონატის სახით. რკინა შედის მცენარეული და ცხოველური ორგანიზმების შემადგენლობაში.

მას შეიცავს ჰემოგლობინი, რომელსაც ორგანიზმში ჟანგბადი ფილტვებიდან ქსოვილებში გადააქვს.

ფიზიკური თვისებები. რკინა მოვერცხლისფრო-თეთრი, მბზინავი ლითონია. მეკუთვნება მძიმე ლითონებს (ρ=7,84 გ/სმ^3), მისი ლღობის ტემპერატურაა 1539^{0}C, ძლიერ პლასტიკურია, ადვილად იჭედება, იგლინება, იწელება მავთულად. სხვა ლითონებს შორის რკინა გამოირჩევა მაგნიტური თვისებებით. ის მაგნიტით მიიზიდება და თვითონაც მაგნიტდება გარე მაგნიტურ ველში.

რკინა არსებობს ოთხი – α, β, γ, δ კრისტალური მოდიფიკაციის სახით. 770^{0}C-მდე მდგრადია α-რკინა, რომელიც ფერომაგნიტურია და აქვს მოცულობაცენტრირებული კუბური სტრუქტურა. ამ ტემპერატურაზე ის β-მოდიფიკაციაში გადადის. β-რკინა კარგავს ფერომაგნიტურ თვისებებს და პარამაგნიტური ხდება. მისი კრისტალური სტრუქტურა კი α-რკინის მსგავსი რჩება. 912^{0}C-ზე β-რკინა გადადის γ-რკინაში. ამ დროს იცვლება კრისტალური სტრუქტურა – მოცულობაცენტრირებული გადადის წახნაგცენტრირებულ კუბურ სტრუქტურაში, ამასთან ლითონი ისევ პარამაგნიტური რჩება. 1394^{0}C-ზე ხდება ახალი პოლიმორფული გადასვლა, წარმოიქმნება δ-რკინა მოცულობაცენტრირებული კუბური სტრუქტურით. ასეთი მოდიფიკაციის რკინა არსებობს გალღობამდე. აღსანიშნავია, რომ ამ ოთხი მოდიფიკაციიდან ნახშირბადი მხოლოდ γ-რკინაში იხსნება, წარმოიქმნება ნახშირბადის მყარი ხსნარი რკინაში, რომლის კრისტალში ნახშირბადის ატომები განლაგებულია რკინის ატომებს შორის (მიიღება ჩანერგვის მყარი ხსნარი). ამ მდგომარეობაში γ-რკინას შეუძლია შეიკავოს 2%-მდე ნახშირბადი. გალღობილ რკინაში მეტი (4%-მდე) ნახშირბადი იხსნება, ვიდრე მყარ γ-რკინაში. ნახშირბადთან რკინის შენადნობის გამყარებისას მიიღება α-რკინა, რომელშიც ნახშირბადი არ იხსნება და გამოიყოფა გრაფიტის, ან რკინასთან ნაერთის – კარბიდის (Fe_3C) სახით, ან რჩება მყარ ხსნარში (მიიღება ზენაჯერი მყარი ხსნარი α-რკინაში).

მიღება. 1. რკინა მიიღება ოქსიდებიდან ნახშირბად(II)-ის ოქსიდით, კოქსით, წყალბადით ან ალუმინით აღდგენისას:

$$Fe_3O_4 + 4CO \rightarrow 3Fe + 4CO_2$$
$$Fe_2O_3 + 3C \rightarrow 2Fe + 3CO$$
$$Fe_2O_3 + 3H_2 \rightarrow 2Fe + 3H_2O$$
$$3Fe_3O_4 + 8Al \rightarrow 9Fe + 4Al_2O_3$$

2. სუფთა რკინა მიიღება პენტაკარბონილის თერმული დაშლით:

$$Fe(CO)_5 \rightarrow Fe + 5CO$$

მრეწველობაში რკინას იღებენ არა თავისუფალი, არამედ შენადნობების (თუჯის, ფოლადის) სახით.

ქიმიური თვისებები. რკინა საშუალო ქიმიური აქტივობის ლითონია, მისთვის ძირითადად დამახასიათებელია +2 და +3 ჟანგვის ხარისხები.

1. გახურებული რკინა იწვის ჟანგბადში ხენჯის წარმოქმნით:

$$3Fe + 2O_2 \rightarrow Fe_3O_4$$

2. ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე არც მშრალი ჟანგბადი, არც წყალი, თუ მასში ჟანგბადი არ არის გახსნილი, რკინაზე არ მოქმედებს. ტენიან ჰაერში, ან გახსნილი ჟანგბადის შემცველ წყალში ის ადვილად იჟანგება, იფარება მოყვითალო-რუხი ფერის ნაფიფქით, რომელიც უმთავრესად რკინა(III)-ის ჰიდროქსიდისაგან შედგება:

$$4Fe + 3O_2 + nH_2O \rightarrow 2Fe_2O_3 \cdot nH_2O$$

ეს უკანასკნელი აირებისა და ორთქლისათვის შეუდწევადი არ არის და არ იცავს რკინას მათი შემდგომი მოქმედებისაგან, ე. ი. კოროზია ღრმად მიდის.

3. ძლიერ მჟანგავებთან, მაგალითად, ქლორთან, ურთიერთქმედებისას რკინა წარმოქმნის ნაერთებს +3 ჟანგვის ხარისხით:

$$2Fe + 3Cl_2 \rightarrow 2FeCl_3$$

სუსტ მჟანგავებთან, მაგალითად, გოგირდთან წარმოიქმნება რკინა(II)-ს ნაერთები:

$$Fe + S \xrightarrow{t^0C} FeS$$

4. მაღალ ტემპერატურაზე რკინა რეაგირებს წყლის ორთქლთან:

$$3Fe + 4H_2O \rightleftharpoons Fe_3O_4 + 4H_2$$

ამ რეაქციას იყენებდნენ წყალბადის მისაღებად.

5. ლითონთა სტანდარტულ ელექტროდულ პოტენციალთა რიგში რკინა წყალბადამდეა მოთავსებული. ის იხსნება განზავებულ მარილმჟავასა და გოგირდმჟავაში წყალბადის გამოძევებით და შესაბამისი მარილის წარმოქმნით, რომელშიც ავლენს +2 ჟანგვის ხარისხს:

$$Fe + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2$$

$$Fe + H_2SO_4 \rightarrow FeSO_4 + H_2$$

ცივი კონცენტრირებული გოგირდმჟავა და აზოტმჟავა რკინაზე არ მოქმედებს. ამ მჟავებს რკინა გადაჰყავს პასიურ მდგომარეობაში, ვინაიდან ლითონის ზედაპირზე წარმოიქმნება ამ მჟავებში უხსნადი ნაერთების მკვრივი აფსკი. ცხელი კონცენტრირებული გოგირდმჟავა კი ჟანგავს რკინას:

$$2Fe + 6H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 3SO_2\uparrow + 6H_2O$$

მას ჟანგავს ცხელი კონცენტრირებული აზოტმჟავაც:

$$Fe + 6HNO_3 \rightarrow Fe(NO_3)_3 + 3NO_2 + 3H_2O$$

განზავებულ აზოტმჟავასთან ურთიერთქმედებისას განზავების მიხედვით მიიღება სხვადასხვა პროდუქტი - N_2O, N_2 ან NH_4NO_3.

მაგალითად:

$$8Fe + 30HNO_3 \rightarrow 8Fe(NO_3)_3 + 3N_2O + 15H_2O$$

(25%-იანი)

$$4Fe + 10HNO_3 \rightarrow 4Fe(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + 3H_2O$$

(~5%-იანი)

6. რკინა ალაგდენს სტანდარტულ ელექტროდულ პოტენციალთა რიგში მის მარჯვნივ მოთავსებულ ლითონებს მათი მარილთა ხსნარებიდან. თუ რკინასთან რეაქციაში შედის ტყვიის ან სპილენძის მარილი, მაშინ წარმოიქმნება რკინა(II)-ის ნაერთები:

$$CuSO_4 + Fe \rightarrow FeSO_4 + Cu$$

კიდევ უფრო ნაკლებაქტიური ლითონების, მაგალითად, ვერცხლის ალდგენისას ვერცხლის მარილებიდან მიიღება ნაერთი, რომელშიც რკინა ავლენს +3 ჟანგვის ხარისხს:

$$3AgNO_3 + Fe \rightarrow Fe(NO_3)_3 + 3Ag$$

ხსნარებში რკინა(II)-ის მარილებს მომწვანო შეფერილობა აქვს, ხოლო რკინა(III)-ის მარილებს - ყვითელი.

რკინა ორგანიზმისათვის შეუცვლელი ელემენტია. საკმარისია აღინიშნოს, რომ ის შედის ჰემოგლობინის შემადგენლობაში. მისი მნიშვნელოვანი ნაერთებია: $FeCl_2$ – ანტიანემიური პრეპარატი, $FeCl_3 \cdot 6H_2O$ – სისხლის შემაჩერებელი საშუალება.

§13.3.1. რკინის ოქსიდები და ჰიდროქსიდები

რკინა წარმოქმნის სამ ოქსიდს - FeO, Fe_2O_3, Fe_3O_4 და ორ ჰიდროქსიდს - $Fe(OH)_2$ და $Fe(OH)_3$.

FeO - რკინა(II)-ის ოქსიდი წყალში უხსნადი შავი ფერის ფხვნილია. მიიღება რკინის სხვა ოქსიდების არასრული აღდგენით:

$$Fe_3O_4 + CO \rightarrow 3FeO + CO_2$$

$$Fe_2O_3 + CO \rightarrow 2FeO + CO_2$$

ადვილად იჟანგება: $4FeO + O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3$

ფუძე ოქსიდია და ახასიათებს ასეთი ოქსიდების ყველა თვისება. მაგალითად, იხსნება მჟავებში:

$$FeO + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2O$$

$$3FeO + 10HNO_3 \rightarrow 3Fe(NO_3)_3 + NO + 5H_2O$$

$Fe(OH)_2$ - რკინა(II)-ის ჰიდროქსიდი. შესაბამისი მარილის ხსნარზე ტუტის დამატებისას გამოიყოფა თეთრი ფიფქისებური ნალექის სახით:

$$FeCl_2 + 2NaOH \rightarrow Fe(OH)_2\downarrow + 2NaCl$$

ჰაერზე ნალექი მაშინვე მწვანდება, შემდეგ კი მურა ფერს იღებს რკინა(III)-ის ჰიდროქსიდად დაჟანგვის გამო:

$$4Fe(OH)_2 + O_2 + 2H_2O \rightarrow 4Fe(OH)_3$$

რკინა(II)-ის ჰიდროქსიდი ფუძე ბუნების ნაერთია, იხსნება მჟავებში რკინა(II)-ის მარილების წარმოქმნით:

$$Fe(OH)_2 + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + 2H_2O$$

რკინა(II)-ის მარილები სხვადასხვა მჟანგავით ადვილად იჟანგება რკინა(III)-ის მარილებად, რის გამოც მათ ხშირად იყენებენ აღმდგენებად:

$$3FeCl_2 + HNO_3 + 3HCl \rightarrow 3FeCl_3 + NO + 2H_2O$$

$$10FeSO_4 + 2KMnO_4 + 8H_2SO_4 \rightarrow 5Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 8H_2O$$

Fe_2O_3 - რკინა(III)-ის ოქსიდი მურა-წითელი ფერის, წყალში უხსნადი ფხვნილია. ის რკინის ყველაზე მდგრადი ჟანგბადნაერთია. მაღალ ტემპერატურაზე გარდაიქმნება რკინის შერეულ ოქსიდად:

$$6Fe_2O_3 \rightarrow 4Fe_3O_4 + O_2$$

ბუნებაში მოიპოვება წითელი რკინაქვის სახით. აქვს სუსტად გამოხატული ამფოტერული თვისებები. მჟავებში იხსნება რკინა(III)-ის მარილების წარმოქმნით:

$$Fe_2O_3 + 6HCl \rightarrow 2FeCl_3 + 3H_2O$$

ტუტეებთან და ტუტე ლითონთა კარბონატებთან შელღობით წარმოქმნის ფერიტებს:

$$Fe_2O_3 + 2NaOH \rightarrow 2NaFeO_2 + H_2O$$

$$Fe_2O_3 + Na_2CO_3 \rightarrow 2NaFeO_2 + CO_2$$

$Fe(OH)_3$ - რკინა(III)-ის ჰიდროქსიდი მურა ფერის ნალექის სახით გამოიყოფა რკინა(III)-ის მარილის ხსნარზე ტუტის მოქმედებისას:

$$Fe_2(SO_4)_3 + 6NaOH \rightarrow 2Fe(OH)_3\downarrow + 3Na_2SO_4$$

$Fe(OH)_3$ უფრო სუსტი ფუძეა, ვიდრე $Fe(OH)_2$, რაც იმით აიხსნება, რომ Fe^{2+}-თან შედარებით Fe^{3+} იონის მუხტი უფრო დიდია, ხოლო რადიუსი კი მცირე, რის გამოც Fe^{3+} უფრო ძლიერად იკავებს ჰიდროქსიდ-იონებს. ფუძე ბუნების შესუსტება იმაშიც გამოიხატება, რომ

რკინა(III)-ის მარილები წყალხსნარში უფრო ძლიერ ჰიდროლიზდება, ვიდრე რკინა(II)-ის მარილები.

რკინა(III)-ის ჰიდროქსიდი სუსტად გამოხატულ ამფოტერულ ბუნებას იჩენს. იხსნება როგორც მჟავებში:

$$Fe(OH)_3 + 3HCl \rightarrow FeCl_3 + 3H_2O$$

ასევე, ტუტეთა ცხელ კონცენტრირებულ ხსნარებში, ჰექსაჰიდროქსოფერატ(III)-ის წარმოქმნით:

$$Fe(OH)_3 + 3KOH \rightarrow K_3[Fe(OH)_6]$$

მიღებული ნაერთი მდგრადია მხოლოდ ძლიერ ტუტე არეში, ტუტის კონცენტრაციის შემცირებისას ის იშლება:

$$K_3[Fe(OH)_6] \rightarrow Fe(OH)_3 + 3KOH$$

$Fe(OH)_3$ ტუტეებთან შელღობით წარმოქმნის ფერიტებს:

$$Fe(OH)_3 + KOH \rightarrow KFeO_2 + 2H_2O$$

გაცხელებისას იშლება:

$$2Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 + 3H_2O$$

Fe_3O_4 - რკინა(II,III)-ის ოქსიდი შავი ფერის ფხვნილია. ბუნებაში გვხვდება მაგნიტური რკინაქვის სახით. შერეული ოქსიდია – $FeO{\cdot}Fe_2O_3$. შეგვიძლია წარმოვიდგინოთ, როგორც რკინა(II)-ის ფერიტი - $Fe(FeO_2)_2$. ის შეიძლება მივიღოთ რკინის წვით ჟანგბადში ან გავარვარებულ რკინაზე წყლის ორთქლის მოქმედებით.

ჰაერზე გახურებისას იჟანგება რკინა(III)-ის ოქსიდამდე:

$$4Fe_3O_4 + O_2 \rightarrow 6Fe_2O_3$$

მჟავებში იხსნება Fe^{2+} და Fe^{3+} მარილების წარმოქმნით:

$$Fe_3O_4 + 8HCl \rightarrow FeCl_2 + 2FeCl_3 + 4H_2O$$

§13.3.2. თვისებითი რეაქციები რკინა(II)-ის და (III)-ის იონებზე

Fe^{3+} იონების აღმოჩენა შეიძლება ამონიუმის თიოციანატის უფერო ხსნარით. ამ უკანასკნელის დამატებისას რკინა(III)-ის მარილის ხსნარზე მიიღება სისხლისფერი რკინა(III)-ის თიოციანატი:

$$FeCl_3 + 3NH_4SCN \rightarrow Fe(SCN)_3 + 3NH_4Cl$$

რკინა(III)-ის იონებისათვის დამახასიათებელია, აგრეთვე, თვისებითი რეაქცია სისხლის ყვითელ მარილთან - $K_4[Fe(CN)_6]$ - კალიუმის ჰექსაციანოფერატ(II)-თან. ეს მარილი ხსნარში დისოცირდება იონებად:

$$K_4[Fe(CN)_6] \rightarrow 4K^+ + [Fe(CN)_6]^{4-}$$

$[Fe(CN)_6]^{4-}$ იონების Fe^{3+} იონებთან ურთიერთქმედებისას, ამ უკანასკნელის სიჭარბის დროს, მიიღება მუქი ლურჯი ნალექი – ბერლინის ლაჟვარდი:

$$4FeCl_3 + 3K_4[Fe(CN)_6] \rightarrow Fe_4[Fe(CN)_6]_3\downarrow + 12KCl$$

$$4Fe^{3+} + 3[Fe(CN)_6]^{4-} \rightarrow Fe_4[Fe(CN)_6]_3$$

რკინა(II)-ის იონების აღმოჩენ რეაქტივად ითვლება სისხლის წითელი მარილი - $K_3[Fe(CN)_6]$ - კალიუმის ჰექსაციანოფერატ(III). ის ხსნარში დისოცირდება იონებად:

$$K_3[Fe(CN)_6] \rightarrow 3K^+ + [Fe(CN)_6]^{3-}$$

$[Fe(CN)_6]^{3-}$ იონები Fe^{2+} იონებთან ურთიერთქმედებისას წარმოქმნის მუქი ლურჯი ფერის ნალექს - ტურნბულის ლურჯს:

$$3FeSO_4 + 2K_3[Fe(CN)_6] \rightarrow Fe_3[Fe(CN)_6]_2\downarrow + 3K_2SO_4$$

$$3Fe^{2+} + 2[Fe(CN)_6]^{3-} \rightarrow Fe_3[Fe(CN)_6]_2$$

საწყისი მარილისა და დამატებული რეაქტივის მოლური თანაფარდობისას 1:1 წარმოიქმნება პრაქტიკულად ერთნაირი შედგენილობის პროდუქტები:

$$FeCl_3 + K_4[Fe(CN)_6] \rightarrow KFe[Fe(CN)_6] + 3KCl$$

$$FeCl_2 + K_3[Fe(CN)_6] \rightarrow KFe[Fe(CN)_6] + 2KCl$$

სადაც

$$Fe^{2+} + [Fe(CN)_6]^{3-} \rightleftarrows Fe^{3+} + [Fe(CN)_6]^{4-}$$

ამგვარად, სისხლის წითელი და ყვითელი მარილები, შესაბამისად, Fe^{2+} და Fe^{3+} იონების ალმომჩენი რეაქტივებია.

§13.3.3. რკინის შენადნობების გამოყენება

პრაქტიკაში იყენებენ არა სუფთა რკინას, არამედ მის შენადნობს ნახშირბადთან - თუჯს და ფოლადს. თუჯი მყიფეა, ფოლადი კი ჭედადი – შეიძლება გაგლინოს, გაიწელოს, დაიტყოფროს. მათი განსხვავებული მექანიკური თვისებები განპირობებულია ნახშირბადის განსხვავებული შემცველობით. თუჯში ნახშირბადის მასური წილი 1,7%-ზე მეტია (1,7 - 4%-მდე), ფოლადში კი 1,7%-ზე ნაკლები (0,3 - 1,7-მდე). გარდა ნახშირბადისა, თუჯი და ფოლადი მინარევების სახით შეიცავს სხვა ელემენტებსაც – Mn, Si, P, S.

თუჯი. განასხვავებენ თეთრ და ნაცრისფერ თუჯს. თეთრი თუჯი ნახშირბადს შეიცავს რკინის კარბიდის - ცემენტიტის (Fe_3C) სახით. ის ხასიათდება დიდი სიმტკიცით, მაგრამ მყიფეა, ამიტომ მისი პრაქტიკული გამოყენება შეზღუდულია და ძირითადად ფოლადად გადასამუშავებენ.

ნაცრისფერი თუჯი ნახშირბადს შეიცავს გრაფიტის ფირფიტების სახით, დარტყმისას ფირფიტების გასწვრივ იმსხვრევა ნატეხებად. ის ხასიათდება კარგი სამსხმელო თვისებებით (გამლღვალი თუჯი გაცივებისას ფართოვდება) და გამოიყენება სხვადასხვა დეტალის – მანქანების სადგარების, მჭედარა თვლების, მილების, მხატვრულ ნაკეთობათა ჩამოსასხმელად.

დიდი სიმტკიცის თუჯს ღებულობენ თხევად თუჯზე ზოგიერთი ლითონის, მაგალითად, მაგნიუმის დამატებით, რომლის გავლენით გამყარებისას გრაფიტი გამოიყოფა არა ფირფიტების, არამედ სფეროსებური ჩანართების სახით. ეს უკანასკნელი თუჯის თვისებებს აუმჯობესებს (სიმტკიცეს ზრდის, სიმყიფეს ამცირებს). ასეთი თუჯისაგან ამზადებენ დიდი სიმტკიცის დეტალებს – გემების ძრავების მუხლა ლილვებს, ვენტილებს, ტუმბოებს და სხვა.

ფოლადი. ფოლადის თვისებები დამოკიდებულია მასში ნახშირბადის შემცველობაზე: რაც მეტი ნახშირბადია ფოლადში, მით უფრო მაგარია ის. განასხვავებენ რბილ, საშუალო სიმაგრის და მაგარ ფოლადებს. რბილ და საშუალო სიმაგრის ფოლადებს იყენებენ მსუბუქი ავტომანქანების ძრავების, მაცივრების, სარეცხი მანქანების, კონსერვის ქილების და სხვ. დასამზადებლად, ხოლო მაგარ ფოლადებს ხელსაწყო-იარაღების დასამზადებლად.

ფოლადის თვისებების შეცვლა შეიძლება თერმული დამუშავების გზით. გამლღვალი ფოლადის ნელი გაცივებისას γ-რკინა, რომელშიც ნახშირბადი იხსნება, გარდაიქმნება α-რკინად.

მაგრამ რადგან α-რკინაში არ იხსნება ნახშირბადი, მყარი ხსნარი იშლება ნახშირბადისაგან თავისუფალ რკინად და რკინის კარბიდად. ამ პროცესს ფოლადის მოშვება ეწოდება. სწრაფი გაცივებისას კი γ-რკინა გარდაიქმნება α-რკინად, მაგრამ ნახშირბადი ვერ ასწრებს კრისტალებიდან გამოყოფას და მიიღება ნახშირბადის ზენაჯერი მყარი ხსნარი α-რკინაში. ამ პროცესს ფოლადის წრთობა ეწოდება.

რკინის კრისტალებში შერჩენილი ნახშირბადის ატომები ნაწრთობ ფოლადს ანიჭებს დიდ სიმაგრეს, დრეკადობას, მაგრამ, ამასთან სიმყიფესაც. ამ უკანასკნელის შესამცირებლად ფოლადის ნაკეთობას მოუშვებენ. ამისათვის მას კვლავ გახურებენ შედარებით დაბალ ტემპერატურამდე და ნელა გააცივებენ. ამ დროს ხსნარი ნაწილობრივ იშლება ნახშირბადისაგან თავისუფალ რკინად და რკინის კარბიდად. მაშასადამე, მოშვებისას ნახშირბადი კარბიდის სახით ნაწილობრივ გამოდის ფოლადიდან. შედეგად სიმაგრე ცოტათი, სიმყიფე კი ძლიერ მცირდება.

ფოლადების თერმული დამუშავებით, წრთობა-მოშვების გზით, შესაძლებელია შედგენილობის შეუცვლელად მისი თვისებების მნიშვნელოვანი შეცვლა.

ფოლადის თვისებების შეცვლა შეიძლება, აგრეთვე, შედგენილობის შეცვლით – მასში სხვადასხვა ელემენტის – დანამატების შეყვანით. ელემენტებს, რომლებიც განსაზღვრული კონცენტრაციით შეჰყავთ ფოლადში სპეციფიკური თვისებების მისანიჭებლად, მალეგირებელ ელემენტებს უწოდებენ, ხოლო ამ ელემენტების შემცველ ფოლადებს – ლეგირებულ ფოლადს (ლათ. ligare - შეკვრა, შეერთება). მალეგირებელ ელემენტებს მიეკუთვნება - Cr, Ni, Si, Mn, V, Mo, W და სხვა.

მაგალითად, ტემპერატურამედეგი, მაღალი სიმტკიცის ფოლადების მისაღებად მას ვოლფრამით და ქრომით ალეგირებენ. ასეთ ფოლადებს იყენებენ საჭრისებისა და ბურღების დასამზადებლად. კოროზიამედეგი ანუ უჟანგავი ფოლადის მისაღებად კი დანამატებად შეჰყავთ ქრომი და ნიკელი. ასეთ ფოლადებს იყენებენ ქიმიურ, მანქანათმშენებლობის, კვების და მრეწველობის სხვა დარგებში, ყოფა-ცხოვრებაში – საოჯახო საგნების სახით.

§ 13.3.4 თუჯისა და ფოლადის წარმოება

ფოლადის წარმოება ხორციელდება ორ საფეხურად. რკინის მადნებიდან ბრძმედებში ჯერ თუჯს გამოადნობენ, ხოლო შემდეგ ფოლადსადნობ ღუმელებში თუჯს ფოლადად გადაამუშავებენ.

თუჯის წარმოება. მადნებიდან თუჯის მიღებას საფუძვლად უდევს რკინის ოქსიდების ნახშირბად (II)-ის ოქსიდით ან კოქსით აღდგენა. აღმდგენი – ნახშირბად(II) ოქსიდი წარმოიქმნება ქვანახშირის კოქსისაგან ბრძმედის ღუმელში 600-800^{0}C-მდე გახურებული ჰაერის ჩაბერვისას. ამ დროს კოქსი იწვის და წარმოიქმნება ნახშირბად (IV) ოქსიდი;

$$C + O_2 \longrightarrow CO_2, \quad -\Delta H$$

რომელიც ურთიერთქმედებს გავარვარებულ კოქსთან ნახშირბად (II)-ის ოქსიდის წარმოქმნით:

$$C + CO_2 \longrightarrow 2CO, \quad +\Delta H$$

აღმდგენის როლში გამოდის უშუალოდ კოქსიც. ვინაიდან მნიშვნელოვნად ნაკლებია რკინის ოქსიდების შეხების ზედაპირი მყარ აღმდგენთან, ვიდრე აირთან, რკინის აღდგენაში ძირითად როლს ასრულებს ნახშირბად(II)-ის ოქსიდი.

თუ რკინის მადანი რკინა(III)-ის ოქსიდის სახითაა, რკინის აღდგენისას 450-500^{0}C-ზე წარმოიქმნება რკინა(II,III)-ის ოქსიდი, შემდეგ 600^{0}C-ზე რკინა(II)-ის ოქსიდი და ბოლოს, დაახლოებით 700^{0}C-ზე, რკინა:

$$3Fe_2O_3 + CO \longrightarrow 2Fe_3O_4 + CO_2$$

$$Fe_3O_4 + CO \rightleftharpoons 3FeO + CO_2$$

$$FeO + CO \rightleftharpoons Fe + CO_2$$

მადნებიდან რკინის აღდგენა მთავრდება 1100^{0}C-ზე. ამ ტემპერატურაზე ნაწილობრივ აღდგება აგრეთვე Si, Mn, P. მათი ნაერთებიდან, რომელთაც მადანი და ქვანახშირის კოქსი შეიცავს მინარევების სახით:

$$SiO_2 + 2C \rightleftharpoons Si + 2CO$$

$$MnO + C \rightleftharpoons Mn + CO$$

$$Ca_3(PO_4)_2 + 5C \longrightarrow 2P + 3CaO + 5CO$$

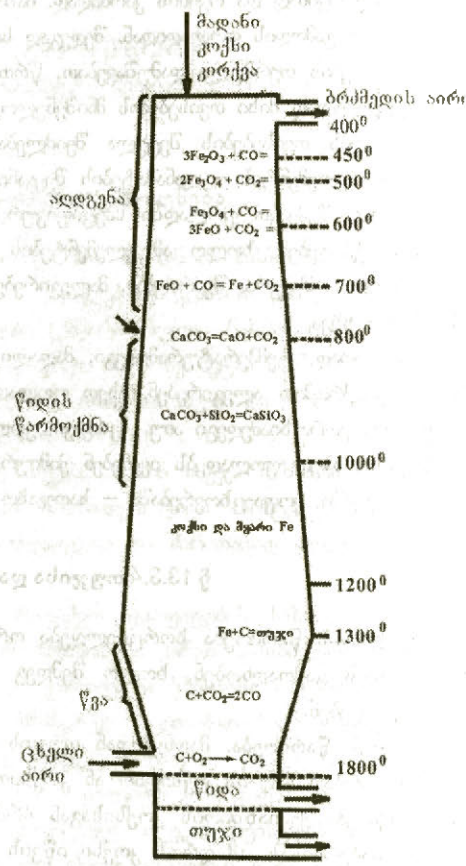
გოგირდი, რომელსაც მინარევები შეიცავს ნაერთების – $CaSO_4$, FeS_2-ის და სხვ. სახით, ნაწილობრივ გარდაიქმნება რკინა(II)-ის სულფიდად, რომელიც კარგად იხსნება გამლღვალ რკინაში.

აღდგენილი რკინა გავარვარებულ კოქსთან და ნახშირბად(II)-ის ოქსიდთან შეხებისას ნაწილობრივ კარბიდში გადადის:

$$3Fe + C \longrightarrow Fe_3C$$

$$3Fe + 2CO \longrightarrow Fe_3C + CO_2$$

გამლღვალ რკინაში იხსნება ნახშირბადი და რკინის კარბიდი, აგრეთვე აღდგენილი Si, Mn, P, S (FeS-ის სახით). შედეგად წარმოიქმნება თხევადი თუჯი – რკინის ადვილლღობადი შენადნობი ნახშირბადთან, სილიციუმ-, მანგანუმ-, ფოსფორ-, გოგირდთან (4% ნახშირბადის შემცველი შენადნობის ლღობის ტემპერატურა დაახლოებით 1135^{0}C–ია).



თუჯს ღებულობენ ბრძმედებში (იხ. სურათი). ის რთული დანადგარია, დაახლოებით 60 მ სიმაღლის. შიგნიდან მოპირკეთებულია ცეცხლგამძლე აგურით, გარედან შეკერილია ფოლადის გარსაცმით. ბრძმედი მექანიკურად ივსება მადნით, კოქსით, ფლუსით (მდნობით). კოქსი გამოიყენება სითბოს წყაროდ, აგრეთვე აღმდგენის – ნახშირბად(II)–ის ოქსიდის მისაღებად, ფლუსი კი – ფუჭი ქანების – კაჟმიწისა და სხვა ძნელლღობადი ოქსიდების მოსაცილებლად. ფლუსად იღებენ კირს ან კირქვას, რომელიც ბრძმედის ღუმელში მაღალ ტემპერატურაზე იშლება კალციუმის ოქსიდის წარმოქმნით:

$$CaCO_3 \xrightarrow{t^0C} CaO + CO_2$$

კალციუმის ოქსიდი ფუჭ ქანებთან წარმოქმნის წიდას, რომელიც უმთავრესად შეიცავს ადვილლღობად სილიკატებს, ალუმინატებს და ალუმოსილიკატებს: $CaO \cdot SiO_2$, $CaO \cdot Al_2O_3$, $2CaO \cdot SiO_2$, $2CaO \cdot Al_2O_3 \cdot SiO_2$ (წიდის ლღობის ტემპერატურა დაახლოებით 1000^0C-ია). წიდა გამლღვალ თუჯზე უფრო მსუბუქია და მას ზემოთ მოექცევა. წიდას და თუჯს სხვადასხვა დონეზე განლაგებული სპეციალური ღარებით გამოუშვებენ ბრძმედიდან. გაცივების შემდეგ წიდას ცემენტად გადაამუშავებენ.

ბრძმედში მიმდინარე რეაქციების სიჩქარის გადიდებას იწვევს აღმდგენის – ნახშირბად (II)-ის ოქსიდის კონცენტრაციის გადიდება, რასაც აღწევენ ბრძმედის ღუმელში ჟანგბადით გამდიდრებული ჰაერის მიწოდებით. აღმდგენის კონცენტრაციას ადიდებენ, აგრეთვე, ღუმელში მეთანის შემცველი ბუნებრივი აირის შეყვანით. მეთანი იწვის:

$$CH_4 + 2O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O, \quad -\Delta H$$

წარმოქმნილი ნახშირბად (IV)-ის ოქსიდი და წყლის ორთქლი რეაგირებს გავარვარებულ კოქსთან:

$$CO_2 + C \rightleftharpoons 2CO, \quad +\Delta H$$

$$H_2O + C \rightleftharpoons H_2 + CO, \quad +\Delta H$$

და ბრძმედის აირი მდიდრდება აღმდგენებით – CO და H_2-ით.

ფოლადის წარმოება. ფოლადის გამოსადნობ ნედლეულად ითვლება ბრძმედის საამქროდან შემოსული თხევადი თუჯი, ასევე მყარი თუჯი და რკინის ჯართი.

თუჯის ფოლადად გადამუშავება გულისხმობს მისგან ჭარბი ნახშირბადისა და სხვა მინარევების მოცილებას, რაც მიიღწევა ჟანგვითი რეაქციების დახმარებით. ჟანგბადის წყაროდ ძირითადად ითვლება ჰაერი (იღებენ ჟანგბადით გამდიდრებულ ჰაერს). გამლღვალ თუჯში ჰაერის გატარებისას ჟანგბადი უერთდება ნახშირბადსა და სხვა მინარევებს ოქსიდების წარმოქმნით:

$$C + O_2 \longrightarrow CO_2$$

$$2Mn + O_2 \longrightarrow 2MnO$$

$$Si + O_2 \longrightarrow SiO_2$$

$$4P + 5O_2 \longrightarrow 2P_2O_5$$

იჟანგება რკინის ნაწილიც:

$$2Fe + O_2 \longrightarrow 2FeO$$

წარმოქმნილი რკინა(II)-ის ოქსიდიც ჟანგავს მინარევებს. მაგალითად:

$$Mn + FeO \longrightarrow Fe + MnO$$

ჟანგვითი რეაქციებისას წარმოქმნილი ნახშირბადის ოქსიდი სცილდება აირის სახით, ხოლო დანარჩენი ოქსიდები ფლუსთან (ფლუსად იყენებენ კირს) წარმოქმნის წიდას, რომელიც გამლღვალ ფოლადის ზედაპირზე მოექცევა.

განსაკუთრებით არასასურველია ფოლადში ფოსფორისა და გოგირდის მომატებული შემცველობა. ფოსფორი ფოლადს მყიფეს ხდის, ხოლო გოგირდი იწვევს ბზარების გაჩენას გახურებული ფოლადის მექანიკური დამუშავებისას.

მრეწველობაში გამოიყენება თუჯის ფოლადად გადამუშავების რამდენიმე ხერხი. ერთ-ერთია ჟანგბად-კონვერტორული მეთოდი. ჟანგბადიანი კონვერტორი ფოლადის ფურცლებისაგან აგებული მსხლისებრი ფორმის აპარატია, რომელიც შიგნიდან ამოგებულია ცეცხლგამძლე აგურით. ის პერიოდული მოქმედების აპარატია. მასში ყელიდან ჩატვირთავენ ლითონის ჯართს, ჩაასხამენ თხევად თუჯს და სპეციალური საქშენით აწ-

ვდიან ჟანგბადს დაახლოებით 1 მპა წნევის ქვეშ. კონვერტორში მიმდინარე ჟანგვითი რეაქციების ეგზოთერმული ხასიათის გამო დიდი რაოდენობით გამოიყოფა სითბო და კონვერტორში ტემპერატურა აღწევს 1600^0C-ს. ამ პირობებში S, Mn, C და დანარჩენი მინარევები სწრაფად იჟანგება და გადადის წიდაში, რისთვისაც მთელი პროცესის განმავლობაში კონვერტორში ულუფობით ყრიან კირს. 30-40 წუთში ფოლადი მზადაა, კონვერტორს დახრიან, ზემო ფანჯრიდან გადმოასხამენ გამლღვალ ფოლადს, ხოლო ყელიდან გადმოუშვებენ წიდას. ასეთი კონვერტორების წარმადობა დიდია, მიღებული ფოლადის ხარისხი მაღალი, ამიტომ ბოლო ხანებში ფოლადის წარმოება იზრდება უპირატესად ამ მეთოდის გამოყენების გზით.

თუჯიდან სხვადასხვა ხარისხის ფოლადის მისაღებად გამოიყენება მარტენის მეთოდი. მარტენის ღუმელში წარმოებს არა მარტო გამლღვალი თუჯის ფოლადად გადამუშავება, არამედ ლითონდამამუშავებელი მრეწველობის ნარჩენებისა და მყარი თუჯის გადამუშავებაც. მარტენის ღუმელი ცეცხლგამძლე თაღით გადახურული აბაზანაა. მასში საჭირო ტემპერატურა (`~1800^0C) მყარდება საწვავი აირის ჰაერის ჟანგბადში წვის ხარჯზე. მარტენის ღუმელში პროცესი უფრო დიდხანს გრძელდება (რამდენიმე საათი), ვიდრე ჟანგბადიდან კონვერტორში, მარტენის ღუმლის აგება მნიშვნელოვნად მეტ ხარჯებთანაა დაკავშირებული, ვიდრე ჟანგბადიანი კონვერტორისა, მაგრამ მასში შეიძლება გადავამუშაოდ ნებისმიერი შედგენილობის ნედლეული, გამოვიყენოთ სათბობის სხვადასხვა სახე და მივიღოთ მაღალი ხარისხის ფოლადი, რადგან ფოლადის მიღების პროცესში შეიძლება ანალიზის ჩატარება და ამა თუ იმ დანამატების შეყვანით სასურველი შედგენილობის ფოლადის მიღება.

ფოლადის წარმოებაში სითბოს წყაროდ ელექტრული ენერგიის გამოყენება საშუალებას იძლევა პროცესი ჩავატაროთ უფრო მაღალ ტემპერატურაზე (~3000^0C-მდე) და უფრო ზუსტად ვარეგულიროთ. ელექტროღუმელში შეიძლება ყოველგვარი ხარისხის ფოლადის გამოდნობა, მაგრამ განსაკუთრებით მიზანშეწონილია მისი გამოყენება ლეგირებული ფოლადების მისაღებად, რადგან მალეგირებელი ელემენტების დანაკარგი ელექტროღუმელში ნაკლებია, ვიდრე სხვა ღუმელში და მასში შეიძლება გამოვადნოთ ფოლადი, რომელიც შეიცავს ძნელადღობად ლითონებს – ვოლფრამს, მოლიბდენს და სხვა.

§13.4. კოორდინაციული ნაერთები

კოორდინაციული ანუ კომპლექსური ნაერთები ქიმიური ნაერთების მრავალრიცხოვან და მნიშვნელოვან კლასს შეადგენს.

პირველი კოორდინაციული ნაერთის (ლათ. co - ერთად, ordinatio - მოწესრიგება) აღმოჩენა 1798 წლით თარიღდება, მაგრამ მხოლოდ 100 წლის შემდეგ, 1893 წ. მიეცა დასაბამი კოორდინაციული ქიმიის განვითარებას, როცა შვეიცარიელმა ქიმიკოსმა ა. ვერნერმა ასეთი ნაერთების წარმოქმნა მის მიერ ჩამოყალიბებული კოორდინაციული ნაერთების თეორიით ახსნა.

ა. ვერნერის თეორიის მიხედვით, **კოორდინაციული ნაერთი შეიცავს იონურ ან ნეიტრალურ კომპლექსს, რომელიც შედგება ცენტრალური ატომის ან იონისა და მასთან დაკავშირებული** (მის გარშემო კოორდინირებული) **მოლეკულების ან იონებისაგან.**

ცენტრალურ ატომს ან იონს, რომელიც უპირატესად დადებითად არის დამუხტული, კომპლექსწარმომქმნელი ეწოდება, ხოლო მასთან უშუალოდ დაკავშირებულ (კოორდინირებულ)

მოლეკულებს ან საპირისპირო მუხტის იონებს - ლიგანდები (ლათ. ligare - შეკავშირება, შეერთება). კომპლექსწარმომქმნელი ლიგანდებთან ერთად ქმნის **შიგა კოორდინაციულ სფეროს** (ამ უკანასკნელს კვადრატულ ფრჩხილებში ათავსებენ). იონები, რომლებიც კომპლექსწარმომქმნელისაგან დაცილებითაა განთავსებული და ანეიტრალებს შიგა სფეროს მუხტს, **გარე სფეროს მიეკუთვნება.**

მაგალითად, $CoCl_3 \cdot 6NH_3$ შედგენილობის ნივთიერების (ასეთი იყო პირველი აღმოჩენილი კოორდინაციული ნაერთი) კოორდინაციული ფორმულაა: $[Co(NH_3)_6]Cl_3$. აქ Co^{3+} კომპლექსწარმომქმნელია, ამიაკის მოლეკულები - ლიგანდები, ხოლო ქლორის იონები გარე სფეროს ქმნის.

სინთეზის სხვადასხვა მეთოდის გამოყენებით მიიღეს შემდეგი შეფერილობისა და შედგენილობის კომპლექსური ნაერთები: ზემოაღნიშნული, ნარინჯისფერი - $CoCl_3 \cdot 6NH_3$, ალისფერი $CoCl_3 \cdot 5NH_3$, მწვანე - $CoCl_3 \cdot 4NH_3$ და მომწვანო-ცისფერი $CoCl_3 \cdot 3NH_3$. ამ ნაერთების ხსნარების ელექტროგამტარობისა და Ag^+ იონის ხსნარზე მოქმედების (Ag^+ არ იკავშირებს კომპლექსწარმომქმნელთან კოორდინირებულ Cl^- იონებს) შესწავლით დადგინეს, რომ მათი კოორდინაციული ფორმულებია, შესაბამისად: $[Co(NH_3)_6]Cl_3$, $[Co(NH_3)_5Cl]Cl_2$, $[Co(NH_3)_4Cl_2]Cl$ და $[Co(NH_3)_3Cl_3]$.

წყალხსნარში ნებისმიერი იონი კოორდინირებულია წყლის მოლეკულებით და წარმოქმნის კოორდინაციული ტიპის კომპლექსს, ე. ი. ჰიდრატაცია კომპლექსწარმოქმნის კერძო შემთხვევაა. ასევე, ნებისმიერი იონი პოლარულ გამხსნელში გარშემორტყმულია გამხსნელის მოლეკულებით და კოორდინაციულ კომპლექსს იძლევა. მაგრამ კატიონები იკავშირებს არა მხოლოდ პოლარულ მოლეკულებს, არამედ ანიონთა ჯგუფს. მაგალითად, რკინა (Fe^{2+} ან Fe^{3+}) CN^- იონებთან წარმოქმნის (შესაბამისად) კომპლექსურ იონებს: $[Fe(CN)_6]^{4-}$ ან $[Fe(CN)_6]^{3-}$. მიღებული იონები იმდენად მდგრადია, რომ ხსნარში რკინის ან ციანიდ–იონები (CN^-) პრაქტიკულად არ არსებობს.

კოორდინაციული ნაერთები შეიცავს კომპლექსურ კატიონებს, ანიონებს ან ნეიტრალურ მოლეკულებს. მაგალითად, კატიონური კომპლექსია კოორდინაციულ ნაერთებში: $[Co(NH_3)_6]Cl_3$, $[Cr(OH_2)_6]Cl_3$, $[Cu(OH_2)_4]SO_4 \cdot H_2O$ და სხვ. ანიონური - $K_3[Fe(CN)_6]$, $K_2[PtCl_6]$ და სხვ, ნეიტრალური - $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$, $[Co(NH_3)_3Cl_3]$ და სხვა.

კოორდინაციული ნაერთის სახელწოდება სისტემატური ნომენკლატურით კატიონის (ნათესაობით ბრუნვაში) და ანიონის (სახელობით ბრუნვაში) სახელწოდებებისაგან შედგება. კომპლექსური იონის სახელწოდებაში ჯერ ჩამოითვლება ლიგანდები, შემდეგ – კომპლექსწარმომქმნელი. ლიგანდების დასახელებისას ანიონი წინ უსწრებს ნეიტრალურ მოლეკულას. ანიონის სახელწოდებას ემატება დაბოლოება "ო", ხოლო ნეიტრალური მოლეკულა თავისი სახელწოდებით მოიხსენიება, გარდა რამდენიმე ლიგანდისა, რომელთაც საკუთარი სახელწოდება აქვთ. მაგალითად: H_2O - აქვა, NH_3 - ამინ, CO - კარბონილ. ლიგანდთა რიცხვის აღსანიშნავად გამოიყენება პრეფიქსი დი-, ტრი-, ტეტრა- და ა. შ. კომპლექსწარმომქმნელის ჟანგვის ხარისხი აღინიშნება რომაული ციფრით (ფრჩხილებში). ანიონური კომპლექსის სახელწოდებაში კომპლექსწარმომქმნელს ემატება სუფიქსი "ატ". მაგალითად: $[Co(NH_3)_6]Cl_3$ - ჰექსაამინკობალტ(III)-ის ქლორიდი: $[Cu(H_2O)_4]SO_4 \cdot H_2O$ – ტეტრააქვასპილენძ(II)-ის სულფატჰიდრატი; $K_3[Fe(CN)_6]$ - კალიუმის ჰექსაციანოფერატი(III).

ნეიტრალური კომპლექსის სახელწოდება ერთი სიტყვით აღინიშნება, მაგალითად:

$[Pt(NH_3)_2Cl_2]$ - დიქლოროდიამინპლატინა(II);

$[Co(NH_3)_3Cl_3]$ - ტრიქლოროტრიამინკობალტი(III).

კოორდინაციული ნაერთის წარმოქმნას განაპირობებს ლითონსა და ლიგანდს შორის ელექტროსტატიკური მიზიდვის ძალა, ასევე ლიგანდის არაკვივალენტური ორბიტალისა და ცენტრალური ატომის თავისუფალი ორბიტალის გადაფარვით (დონორულ-აქცეპტორული მექანიზმით) პოლარულ-კოვალენტური ბმის დამყარება.

ლიგანდის ატომს, რომელიც კომპლექსურ ნაერთში უშუალოდ არის დაკავშირებული ცენტრალურ ატომთან, დონორულ ატომს უწოდებენ. დონორულ ატომთა საერთო რიცხვი განსაზღვრავს კომპლექსწარმომქმნელის კოორდინაციულ რიცხვს. ეს უკანასკნელი ჩვეულებრივ აღემატება ცენტრალური იონის ჟანგვის ხარისხს. მაგალითად:

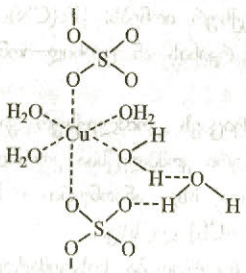
$[Cr(OH_2)_6]Cl_3$-ში ქრომის კოორდინაციული რიცხვია 6;

$[Pt(NH_3)_2Cl_2]$-ში პლატინისა - 4;

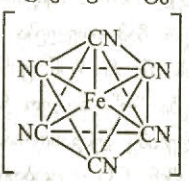
$[Ag(NH_3)_2]OH$-ში ვერცხლისა – 2.

კოორდინაციულ ნაერთებს სივრცეში გარკვეული გეომეტრიული ფორმა აქვს. ისინი წარმოქმნან პოლიედრებს, რომელთა წვეროებშიც ლიგანდების დონორული ატომებია განლაგებული. როგორც კოორდინაციულ რიცხვს, ასევე გეომეტრიულ ფორმას ლითონის (კომპლექსწარმომქმნელის) ელექტრონული სტრუქტურა განაპირობებს. 2-ის ტოლი კოორდინაციული რიცხვის დროს კომპლექსს წრფივი აღნაგობა აქვს. 4-ის ტოლი კოორდინაციული რიცხვის შემთხვევაში - ბრტყელი კვადრატის ან ტეტრაედრის ფორმა.

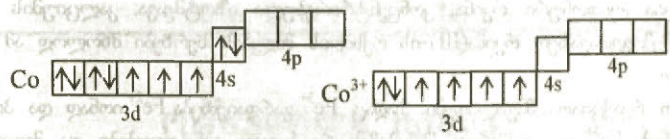
სპილენძის კოორდინაციული რიცხვი ხშირ შემთხვევაში არის 4 ან 6, რაც შაბიამანშიც ხორციელდება. წყლის ერთი მოლეკულა SO_4^{2-} და $[Cu(OH_2)_4]^{2+}$ იონებს ერთმანეთთან წყალბადური ბმით აკავშირებს:



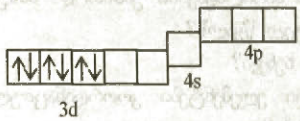
რკინის იონის კოორდინაციული რიცხვი უპირატესად 6-ის ტოლია. მაგალითად:



გარდამავალი ელემენტები (d-ელემენტები), რომლებშიც d-ქვედონის შევსება ხდება ელექტრონებით, ტიპური კომპლექსწარმომქმნელებია, ე. ი. მდგრადი კომპლექსების დიდ რიცხვს იძლევა. ამ ელემენტების ატომებში სამი სავალენტო ქვედონეა ცხრა ორბიტალით (ერთი ns, სამი np და ხუთი (n - 1)d). ამიტომ მოსალოდნელი იყო ცხრა კოვალენტური ბმის წარმოქმნა, მაგრამ d-ელემენტის იონის ზომა ყოველთვის არ არის საკმარისი მის გარშემო 9 ლიგანდის განსათავსებლად. გარდა ამისა, ვალენტური ორბიტალების ნაწილი საკუთარი ელექტრონული წყვილებით არის შევსებული და არ მონაწილეობს კოვალენტური ბმის წარმოქმნაში. მაგალითად, კობალტის ატომისა და იონის ვალენტურ ორბიტალებზე ელექტრონების განაწილება ასეთია:



Co^{3+} იონს აქვს ოთხი თავისუფალი ვალენტური და 4 ნახევრად შევსებული ორბიტალი. მცირე ენერგიის მიწოდებისას იონი გადადის აღგზნებულ მდგომარეობაში, რომელშიც ყველა ელექტრონი გაწყვილებულია:



მიღებული ექვსი თავისუფალი ვალენტური ორბიტალი მონაწილეობს სხვა იონებთან ან მოლეკულებთან დონორულ-აქცეპტორული მექანიზმით კოვალენტური ბმის დამყარებაში. მაგალითად, წარმოიქმნება ამიაკური კომპლექსი $[Co(NH_3)_6]^{3+}$. კატიონში არ არის გაუწყვილებელი ელექტრონები და ის დიამაგნიტურია. დიამაგნიტურია, ასევე, ანიონი $[Co(CN)_6]^{3-}$. მისი ანალოგიური რკინის იონი კი, $[Fe(CN)_6]^{3-}$ (სისხლის წითელი მარილის ანიონი), რომელშიც ერთი ელექტრონით ნაკლებია და ე. ი. გაუწყვილებელი ელექტრონია, პარამაგნიტური თვისებებით ხასიათდება.

კომპლექსური იონების შემცველი კოორდინაციული ნაერთები ძლიერი ელექტროლიტებია და ხსნარში მთლიანად დისოცირდება:

$$K_4[Fe(CN)_6] \rightarrow 4K^+ + [Fe(CN)_6]^{4-}$$

კომპლექსური მჟავები და ფუძეები უფრო ძლიერი ელექტროლიტებია, ვიდრე შესაბამისი მარტივი ნაერთები:

HCN	$H_4[Fe(CN)_6]$
სუსტი მჟავა	ძლიერი მჟავა
$Cu(OH)_2$	$[Cu(NH_3)_4](OH)_2$
სუსტი ფუძე	ძლიერი ფუძე

AgOH არამდგრადია და იშლება ოქსიდად და წყლად, მაშინ როცა, ამიაკურ ხსნარში $[Ag(NH_3)_2]OH$ ფუძე მდგრადია.

კოორდინაციულ ნაერთებში შიგა სფეროს წარმომქმნელი ლიგანდები უპირატესად კოვალენტური ბმებით არის დაკავშირებული ცენტრალურ იონთან და ამიტომ მეტად უმნიშვნელოდ დისოცირდება.

კითხვები და სავარჯიშოები

1. ელექტრონული სტრუქტურის რა თავისებურებებით ხასიათდება d-ელემენტები?
2. მოიყვანეთ რეაქციათა განტოლებები, რომლებიც მანგანუმ(IV)-ის ოქსიდის ამფოტერულ თვისებებს ამტკიცებს.

3. მოცემულია ლითონური რკინა, კონცენტრირებული აზოტმჟავა, კალციუმის კარბონატი და წყალი. შემოგთავაზეთ რკინა(III)-ის ოქსიდის მიღების ხერხები მხოლოდ ამ ნაერთების გამოყენებით.
4. მოიყვანეთ რეაქციათა მაგალითები, სადაც Fe^{3+} გარდაიქმნება Fe^{2+} იონად და პირიქით, – Fe^{2+} გარდაიქმნება Fe^{3+}-ად. დაწერეთ შესაბამის რეაქციათა განტოლებები და მიუთითეთ ამ გარდაქმნათა ანლიზური შემოწმების შესაძლებლობაზე.
5. რა ქიმიური გარდაქმნები შეიძლება წარიმართოს რკინა(II)-ის კარბონატის ტენიან ჰაერზე შენახვისას?
6. შეიძლება თუ არა თუჯის გახსნა მარილმჟავაში უნაშთოდ? პასუხი განმარტეთ.
7. რომელი თვისებით ემსგავსება თუჯი წყალს?
8. რატომ არის მაგნიტური რკინის ხერჯი?
9. რატომ წარმოქმნის გარდამავალი ელემენტები კოორდინაციული ნაერთების მეტ რიცხვს, ვიდრე არაგარდამავალი ელემენტები?
10. დაწერეთ კომპლექსურ იონთა ფორმულები, რომლებიც შედის ქვემოთ ჩამოთვლილ ნაერთების შედგენილობაში: $CoCl_3{\cdot}5NH_3$, $CuSO_4{\cdot}5H_2O$, K_2CuCl_4. გაითვალისწინეთ, რომ კობალტის კოორდინაციული რიცხვი 6-ის, ხოლო სპილენძისა – 4-ის ტოლია.

ორგანული ქიმია

თავი 14

ორგანული ნაერთების ზოგადი დახასიათება

§14.1.ორგანული ქიმიის საგანი, განვითარების გზები და მნიშვნელობა

ნივთიერებათა კლასიფიკაციის პირველი ცდა იყო მათი დაყოფა მინერალურ, მცენარეულ და ცხოველურ ნივთიერებებად. ეს კლასიფიკაცია დაახლოებით ათი საუკუნის განმავლობაში უცვლელი რჩებოდა.

XVIII საუკუნის მეორე ნახევრიდან დაიწყო მცენარეული და ცხოველური წარმოშობის ნივთიერებების ინტენსიური შესწავლა. ექსპერიმენტის საფუძველზე დადგინდა, რომ ყველა ამ ნივთიერების შედგენილობა ერთნაირია, ისინი შეიცავენ ნახშირბადს, წყალბადსა და ჟანგბადს. ზოგიერთ მათგანში გვხვდება, აგრეთვე, აზოტი და ფოსფორი.

XIX საუკუნის დასაწყისში შეიქმნა მცენარეულ და ცხოველურ ნივთიერებათა ცალკე შესწავლის აუცილებლობა. 1807 წელს ი. ბერცელიუსმა წამოაყენა წინადადება, რომ ცოცხალი ორგანიზმებიდან მიღებული ნივთიერებებისათვის ეწოდებინათ ორგანული ნივთიერებები, ხოლო მათი შემსწავლელი მეცნიერებისათვის – ორგანული ქიმია. ამასთანავე ივი თვლიდა, რომ ორგანულ ბუნებაში მოქმედებს სხვა ძალები, ვიდრე არაორგანულში. გამეფდა ე.წ. „ვიტალისტური თეორია“, რომლის თანახმად ორგანული ნივთიერებები წარმოიქმნებოდა მხოლოდ ცოცხალ ორგანიზმებში განსაკუთრებული „სასიცოცხლო ძალის“ (ლათ. vis vitalis) მონაწილეობით.

მიუხედავად იმისა, რომ ვიტალისტური თეორია აბრკოლებდა ორგანული ქიმიის განვითარებას, თანდათან გროვდებოდა დიდძალი ექსპერიმენტული მასალა ორგანულ ნაერთთა შედგენილობისა და თვისებების შესახებ. XIX საუკუნის ოციან წლებში გერმანელმა ქიმიკოსმა, ბერცელიუსის მოსწავლემ ფ. ვიოლერმა არაორგანული ნივთიერებებიდან დაასინთეზა ჯერ მაუნმეაჯა (გვხვდება მცენარეებში), ხოლო შემდეგ შარდოვანა (წარმოიქმნება ადამიანისა და ცხოველის ორგანიზმში). ვიოლერის ამ აღმოჩენებს მოჰყვა ორგანული სინთეზების მთელი სერია. 1845 წელს გერმანელმა ქიმიკოსმა ა. კოლბემ სინთეზური გზით მიიღო ძმარმჟავა; 1854 წელს ფრანგმა ქიმიკოსმა პ. ბერტლომ დაასინთეზა ცხიმები, ხოლო 1861 წელს რუსმა ქიმიკოსმა ა. ბუტლეროვმა – ნახშირწყლები.

სინთეზების ამ ჯაჭვმა მთლიანად გააკამტვერა წარმოდგენები ე.წ. „სასიცოცხლო ძალის“ შესახებ და შექმნა საფუძველი ახალი მეცნიერული თეორიის შესაქმნელად.

1851 წელს გერმანელმა ქიმიკოსმა ფ. კეკულემ ორგანული ქიმია განსაზღვრა როგორც **ნახშირბადის ნაერთთა ქიმია**. ასეთი განმარტება სრულყოფილი არაა, რადგან ნახშირბადის შემცველი მრავალი ნაერთი (ნახშირმჟავა, ნახშირბადის ოქსიდები, კარბონატები და სხვ.) მიეკუთვნება არაორგანულ ნაერთთა კლასს, რადგან ავლენს არაორგანული ნაერთებისათვის დამახასიათებელ თვისებებს.

გასული საუკუნის ოთხმოციანი წლების ბოლოს გერმანელმა ქიმიკოსმა კ. შორლემერმა ორგანულ ქიმიას **ნახშირწყალბადებისა და მათი ნაწარმების ქიმია** უწოდა. მიუხედავად იმისა, რომ ნახშირწყალბადების თანდათანობითი გარდაქმნით შეიძლება მივიღოთ თითქმის ყველა ორგანული ნივთიერება, არც ეს განმარტებაა სრულყოფილი.

დღეისათვის გამოიყენება როგორც ერთი, ისე მეორე განმარტება.

ორგანულ ნაერთთა რიცხვი ამჟამად 14 მილიონს აღწევს, მაშინ როცა, არაორგანული ნაერთების რაოდენობა ნახევარ მილიონს არ აღემატება. ეს იმითაა გამოწვეული, რომ სხვა ელემენტებისაგან განსხვავებით ნახშირბადის ატომები მტკიცე ბმებს ამყარებს არა მარტო სხვა ელემენტის ატომებთან, არამედ ერთმანეთთანაც გრძელი ჯაჭვებისა და ციკლების წარმოქმნით. გარდა ამისა, ნახშირბადატომებს აქვს უნარი, დაუკავშირდეს როგორც ერთმანეთს, ისე სხვა ელემენტის ატომებს ჯერადი (ორმაგი და სამმაგი) ბმებით.

არაორგანული ნაერთებისაგან განსხვავებით, ორგანულ ნაერთებში ატომებს შორის, ძირითადად, კოვალენტური ბმებია. ამიტომ ისინი არაელექტროლიტებს წარმოადგენენ და ძნელად ურთიერთქმედებენ ერთმანეთთან, აქვთ დაბალი ლღობის და დულილის ტემპერატურები, 600°C ტემპერატურამდე გახურებისას მთლიანად იშლებიან და ნახშირდებიან. არაორგანული ნაერთების უმრავლესობისაგან განსხვავებით, მათთვის დამახასიათებელია იზომერიის მოვლენა (იხ. §14.2).

ორგანული ქიმია არის საფუძველი მრეწველობის მრავალი დარგისა, როგორიცაა: სათბობის, საღებრების, ასაფეთქებელი ნივთიერებების, სინთეზური კაუჩუკის, ქიმიური ბოჭკოების, პლასტმასების, ორგანული სასუქების, პესტიციდების (მცენარის, ცხოველისა და ადამიანისათვის მავნე სხვადასხვა სახის ორგანიზმების გასანადგურებლად საჭირო ქიმიური ნივთიერებები), ვიტამინებისა და სამკურნალო პრეპარატების წარმოება.

განსაკუთრებული მნიშვნელობა აქვს ორგანულ ქიმიას ბიოლოგიისა და მედიცინისათვის. ნებისმიერი ცოცხალი არსება, ძირითადად, ორგანული ნაერთებისაგან შედგება და ნივთიერებათა ცვლა, რომელიც საფუძვლად უდევს სასიცოცხლო პროცესებს, უმთავრესად ორგანულ ნაერთთა გარდაქმნებს წარმოადგენს. თანამედროვე ორგანული ქიმია შეისწავლის ორგანიზმების უჯრედებში მიმდინარე სასიცოცხლო პროცესებს მოლეკულურ დონეზე და ცდილობს ახსნას სასიცოცხლო პროცესების ურთულესი მექანიზმები და კანონზომიერებანი.

ტერმინმა „ორგანული ქიმია“ დღეისათვის უფრო ფართო მნიშვნელობა შეიძინა, ვიდრე თავდაპირველად იყო. ამჟამად ორგანული ქიმია მოიცავს არა მხოლოდ ცოცხალ ორგანიზმებში შემავალ ნივთიერებებს, არამედ სინთეზის გზით მიღებულ ნივთიერებებსაც, რომელთაც არავითარი კავშირი არა აქვთ ცოცხალ ბუნებასთან.

§14.2. ორგანულ ნაერთთა აღნაგობის თეორია

აღნაგობის თეორია – ეს არის მოძღვრება ორგანულ ნაერთთა მოლეკულებში ატომთა შესაძლო განლაგებისა და ურთიერთგავლენის შესახებ.

ახალი თეორიის შექმნისათვის დიდი მნიშვნელობა ჰქონდა როგორც ექსპერიმენტულ, ისე თეორიულ კვლევებს. ფ. კეკულემ დაადგინა ორგანულ ნაერთებში ნახშირბადის ოთხვალენტიანობა. მანვე შოტლანდიელ ქიმიკოს ა. კუპერთან ერთად გამოთქვა მოსაზრება ნახშირბადა-

ტომების ერთმანეთთან გრძელ ჯაჭვებად შეერთების შესახებ. მაგრამ ყოველივე ეს ცალკეულ იდეებად და ფაქტებად რჩებოდა. არსებული აღმოჩენების ბაზაზე ორგანულ ნაერთთა ქიმიური აღნაგობის შესახებ ერთიანი თეორია შექმნა ა. ბუტლეროვმა. ამ თეორიის ძირითადი დებულებები შემდეგში მდგომარეობს:

1. მოლეკულებში ატომები განლაგებულია არა უწესრიგოდ, არამედ ერთმანეთთან შეერთებულია გარკვეული თანმიმდევრობით, მათი ვალენტობის შესაბამისად. ატომთა შეერთების რიგს ქიმიური აღნაგობა ეწოდება.

2. ნივთიერებათა თვისებები დამოკიდებულია არა მხოლოდ იმაზე, თუ რომელი ელემენტის ატომები და რა რაოდენობით შედის მათი მოლეკულების შედგენილობაში, არამედ მოლეკულაში ატომთა შეერთების მიმდევრობაზე, ე.ი. მოლეკულის ქიმიურ აღნაგობაზე.

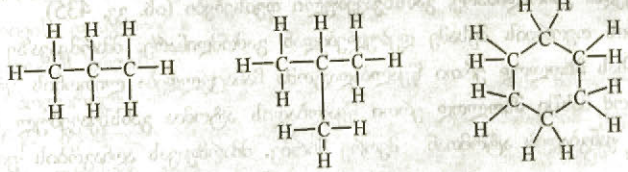
3. ნაერთის თვისებებიდან გამომდინარე, შესაძლებელია მისი მოლეკულის აღნაგობის დადგენა და, პირიქით, მოლეკულის აღნაგობიდან გამომდინარე — თვისებების წინასწარმეტყველება.

4. მოლეკულის წარმომქმნელი ატომები ან ატომთა ჯგუფები ახდენენ ერთმანეთზე გავლენას, რაზეც დამოკიდებულია მოლეკულების რეაქციაში შესვლის უნარი. ერთმანეთთან უშუალოდ დაკავშირებულ ატომთა ურთიერთგავლენა უფრო ძლიერია, ვიდრე ერთმანეთთან არაბმული ატომებისა.

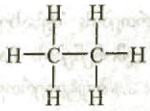
განვიხილოთ ცალ-ცალკე ეს დებულებები.

1. XIX საუკუნის 60-იანი წლებისათვის მეცნიერებს შეუძლებლად მიაჩნდათ მოლეკულაში ატომებს შორის ქიმიური ბმების თანმიმდევრობის დადგენა, ზოგიერთი მათგანი კი საერთოდ უარყოფდა ატომებისა და მოლეკულების რეალურ არსებობას. ბუტლეროვმა აჩვენა, რომ მოლეკულის აღნაგობის დადგენა შესაძლებელია ექსპერიმენტული გზით, ნაერთთა ქიმიური გარდაქმნების შესწავლის საფუძველზე და, პირიქით, თუ ცნობილია მოლეკულის აღნაგობა, შეიძლება ამ ნაერთის ქიმიური თვისებების წინასწარ განჭვრეტა.

როგორც ცნობილია, აღგზნებულ მდგომარეობაში ნახშირბადის ატომს აქვს ოთხი გაუწყვილებელი ელექტრონი, რომელთა მეშვეობითაც ის ოთხ კოვალენტურ ბმას წარმოქმნის. ამასთან, ნახშირბადის ატომებს აქვს ერთმანეთთან შეერთებისა და განსხვავებული აღნაგობის (ღია, განშტოებული და ციკლური) ნაერთების წარმოქმნის უნარი.



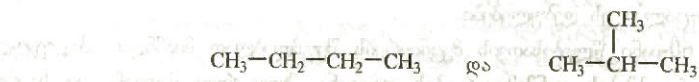
ბუტლეროვი ამტკიცებდა, რომ ყოველ ორგანულ ნაერთს გააჩნია განსაზღვრული ქიმიური აღნაგობა, რომელიც გამოისახება მხოლოდ ერთი ფორმულით. დღეისათვის ორგანულ ქიმიაში იყენებენ მოლეკულურ და აღნაგობის ფორმულებს. მოლეკულური ფორმულა გამოსახავს მოლეკულის თვისებით და რაოდენობით შედგენილობას. მაგალითად, მეთანის ფორმულაა CH_4, ეთანის – C_2H_6 და ა.შ., აღნაგობის ფორმულები კი გამოსახავს მოლეკულაში ატომთა შეერთების რიგს. ხშირად ჩაწერის სიმარტივისათვის აღნაგობის ფორმულებში ხაზებით აღნიშნავენ ბმებს მხოლოდ ნახშირბადის ატომებს შორის. ასეთ ფორმულებს აღნაგობის შეკვეცილ ფორმულებს უწოდებენ. მაგალითად, ეთანის მოლეკულის აღნაგობის ფორმულა ასე გამოისახება:



$CH_3—CH_3$

2. ორგანულ ნაერთთა თვისებები დამოკიდებულია არა მარტო მათი მოლეკულების შედგენილობაზე, არამედ მოლეკულებში ატომთა შეერთების თანმიმდევრობაზეც. ნახშირბადის ატომთა უნარი, შეუერთდნენ ერთმანეთსა და სხვა ელემენტის ატომებს განსხვავებული თანმიმდევრობით, განაპირობებს მოვლენას, რომელმაც იზომერიის სახელწოდება მიიღო. ეს მოვლენა ცნობილი იყო ალნაგობის თეორიის შექმნამდე. ჯერ კიდევ გასული საუკუნის დასაწყისში აღმოჩენილ იქნა ისეთი ნივთიერებები, რომელთაც ერთნაირი შედგენილობა, მაგრამ განსხვავებული თვისებები გააჩნდათ (C_2H_6O შედგენილობის ეთილის სპირტი და დიმეთილეთერი, $C_6H_{12}O_6$ შედგენილობის გლუკოზა და ფრუქტოზა). ამ მოვლენას ბერცელიუსმა იზომერია უწოდა. იზომერიის მოვლენას მეცნიერული ახსნა მისცა ალნაგობის თეორიამ.

ნახშირწყალბადების ალნაგობის განხილვისას ა. ბუტლეროვმა დაასკვნა, რომ, ბუტანიდან დაწყებული, ერთნაირი მოლეკულური შედგენილობის შემთხვევაში ატომთა შეერთების თანმიმდევრობა შეიძლება განსხვავებული იყოს. მან ბუტანში დაუშვა ნახშირბადატომების ორგვარი განლაგება:

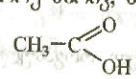


$CH_3—CH_2—CH_2—CH_3$ და $CH_3—CH(CH_3)—CH_3$

თუ ალნაგობის თეორია მართებულია, მაშინ უნდა არსებობდეს ალნაგობითა და თვისებებით განსხვავებული ორი ბუტანი. იმ დროისათვის ცნობილი იყო მხოლოდ არაგანშტოებული ალნაგობის ბუტანი. განშტოებული ალნაგობის ბუტანი თვით ბუტლეროვმა დაასინთეზა და იზობუტანი (ბერძნ. isos – ტოლი, ერთნაირი) უწოდა. მას დუღილის უფრო დაბალი ტემპერატურა (-11,7°C) აღმოაჩნდა, ვიდრე ბუტანს (-0,5°C). ამით ბუტლეროვმა ექსპერიმენტულად დაადასტურა თავისივე თეორიის ჭეშმარიტება.

ამრიგად, **იზომერები ნივთიერებებია, რომელთაც გააჩნიათ ერთი და იმავე თვისებითი და რაოდენობითი შედგენილობა, ერთნაირი მოლეკულური მასა, მაგრამ მოლეკულათა განსხვავებული ალნაგობა და, აქედან გამომდინარე, განსხვავებული თვისებები** (იხ. გვ. 435).

3. ალნაგობის თეორიის მესამე დებულებიდან გამომდინარე, ძმარმჟავაზე ($C_2H_4O_2$) ნატრიუმის მოქმედებისას მხოლოდ ერთი წყალბადატომი ჩანაცვლდება ლითონის ატომით, რაც იმაზე მიგვითითებს, რომ მასში მხოლოდ ერთი წყალბადის ატომია განსხვავებულ მდგომარეობაში – დაკავშირებული ჟანგბადის ატომთან. მეორე მხრივ, ძმარმჟავას ალნაგობის ფორმულიდან



$CH_3—C(=O)—OH$

შეგვიძლია გავაკეთოთ დასკვნა მის მოლეკულაში მხოლოდ ერთი მოძრავი წყალბადატომის არსებობის შესახებ.

4. ალნაგობის თეორიის მეოთხე დებულება ამტკიცებს, რომ მოლეკულის შედგენილობაში შემავალ ატომთა (ან ატომთა ჯგუფების) რეაქციისუნარიანობა იცვლება იმის მიხედვით, თუ რომელ ატომთან არიან ისინი მოლეკულაში დაკავშირებულნი. ეს ცვალებადობა, უპირველეს ყოვლისა, განპირობებულია ერთმანეთთან უშუალოდ დაკავშირებულ ატომთა ურთიერთგავლენით.

ორგანულ ნაერთთა ცალკეული კლასების განხილვისას შემდგომ არაერთხელ შევხვდებით ატომთა ურთიერთგავლენის მაგალითებს.

აღნაგობის თეორიამ მნიშვნელოვანი როლი შეასრულა ორგანული ქიმიის განვითარებაში. მან ახსნა არა მარტო იმ დროისათვის ცნობილ ორგანულ ნაერთთა მოლეკულების აღნაგობა და მათი თვისებები, არამედ შესაძლებელი გახადა მრავალი ახალი ნივთიერების წინასწარმეტყველება და მათი სინთეზის გზების ძიება.

ორგანული ქიმიის შემდგომი განვითარების პროცესში ბუტლეროვის ქიმიური აღნაგობის თეორია შეივსო სტერეოქიმიური თეორიით, რომელიც შეისწავლის ორგანულ ნაერთთა მოლეკულებში ატომთა სივრცით განლაგებას, ეი. მოლეკულათა სივრცით აღნაგობას, და ელექტრონული თეორიით, რომელიც არკვევს მოლეკულაში ატომთა შორის ქიმიური ბმების ხასიათს, ხსნის ატომთა ურთიერთგავლენის არსს და ამა თუ იმ ქიმიური თვისების გამოვლენის მიზეზს.

ამ სამივე თეორიის ერთიანობა შეადგენს ორგანულ ნაერთთა აღნაგობის თანამედროვე თეორიის არსს.

§14.3. ქიმიური ბმების ბუნება ორგანულ ნაერთთა მოლეკულებში

არაორგანული ნაერთებისგან განსხვავებით, ორგანულ ნაერთთა მოლეკულებში ატომებს შორის, ძირითადად, გვხვდება კოვალენტური ბმები (იხ. §3.2). ამასთან, ნახშირბადატომები σ-ბმებს მხოლოდ ჰიბრიდული ორბიტალებით წარმოქმნის.

ორგანულ ნაერთთა მოლეკულები წარმოადგენს გარკვეული თანმიმდევრობით ერთმანეთთან კოვალენტური ბმებით დაკავშირებულ ატომთა ერთობლიობას. ეს ატომები ერთმანეთისაგან შეიძლება ელექტროუარყოფითობებით განსხვავდებოდეს. სწორედ ატომთა ელექტროუარყოფითობებით განისაზღვრება ქიმიური ბმების პოლარობა და სიმტკიცე. ეს უკანასკნელი კი, თავის მხრივ, მოლეკულის რეაქციისუნარიანობას განაპირობებს.

ნახშირბადის ატომებს, რომელთა ვალენტური ორბიტალები სხვადასხვა ჰიბრიდიზაციის მდგომარეობაშია, განსხვავებული ელექტროუარყოფითობა გააჩნია, რაც განპირობებულია s-ორბიტალის ხვედრითი წილით ჰიბრიდულ ორბიტალში. ამ უკანასკნელის გაზრდასთან ერთად მცირდება ჰიბრიდული ორბიტალების გაწელილობა (რადიუსი), რაც იწვევს ბმის ელექტრონული სიმკვრივის დაახლოებას შესაბამისი ატომის ბირთვთან და, აქედან გამომდინარე, ელექტროუარყოფითობის ზრდას.

ერთმანეთთან პოლარული ბმით დაკავშირებულ ატომებს გააჩნია ნაწილობრივი მუხტები, რომელიც აღინიშნება ბერძნული ასოთი „დელტა“ (δ). ატომი, რომლის ელექტროუარყოფითობა უფრო მეტია, თავისკენ გადასწევს ბმის ელექტრონულ სიმკვრივეს და ნაწილობრივ უარყოფით მუხტს (δ–) ღებულობს. მასთან დაკავშირებულ მეორე ატომს კი ელექტრონული სიმკვრივის დეფიციტი უჩნდება და ბირთვის მუხტის ხარჯზე ნაწილობრივ დადებითად (δ+) იმუხტება. მუხტების წარმოქმნა იწვევს დიპოლის გაჩენას. ამ შემთხვევაში ამბობენ, რომ ბმა პოლარიზებულია.

კოვალენტური ბმის პოლარიზაციაზე გავლენას ახდენს მრავალი ფაქტორი, რომელთაგან აღსანიშნავია ატომის ან ატომთა ჯგუფის ანუ ჩანაცვლებლის ელექტრონული ეფექტები. თუ ჩანაცვლებლის ცენტრალური (უშუალოდ ნახშირბადატომთან დაკავშირებული) ატომის ელექტროუარყოფითობა განსხვავდება ნახშირბადის ელექტროუარყოფითობისაგან, მაშინ ჩანაცვლებელი იწვევს კოვალენტური ბმების პოლარიზაციას. ამასთან, პოლარიზდება არა მარტო ცენ-

ტრალურ ატომსა და მასთან უშუალოდ დაკავშირებულ ნახშირბადატომს შორის არსებული კოვალენტური ბმა, არამედ – მეზობელი σ - ბმებიც. ელექტრონული გავლენის ამ ტიპს ინდუქციური (I) ეფექტი ეწოდება.

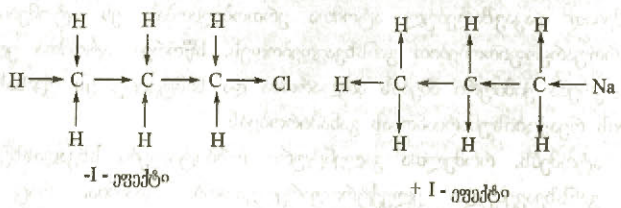
ინდუქციური ეფექტი არის ჩამნაცვლებლის ელექტრონული გავლენის გადაცემა σ - ბმების გასწვრივ.

ჩამნაცვლებელმა შეიძლება შეამციროს ან გაზარდოს ელექტრონული სიმკვრივე ნახშირბადულ ჯაჭვში. თუ ის ამჟღავნებს ელექტრონაქცეპტორულ თვისებებს, მაშინ ჯაჭვში ელექტრონული სიმკვრივე მცირდება და ინდუქციური ეფექტი უარყოფითია (–I). როდესაც ჩამნაცვლებელი ამჟღავნებს ელექტრონდონორულ თვისებებს, მაშინ ინდუქციური ეფექტი დადებითია (+I).

მაღალი ელექტროუარყოფითობების მქონე ელემენტების (F, O, Cl, N და ა.შ.) ატომებთან ერთად უარყოფით ინდუქციურ ეფექტს ავლენს, აგრეთვე, მრავალელემენტიანი ჩამნაცვლებლები ($-CF_3$, $-CCl_3$, -CHO, -COOH, -CN და ა.შ.), რომლებშიც მაღალი ელექტროუარყოფითობის ატომები არ წარმოადგენს ცენტრალურ ატომს.

დაბალი ელექტროუარყოფითობის მქონე ელემენტთა ატომების შემცველი ჩამნაცვლებლები ავლენს დადებით ინდუქციურ ეფექტს. მათ მიეკუთვნება ალკილის რადიკალები ($-CH_3$, $-C_2H_5$ და ა.შ.), მეტალთა ატომები.

გრაფიკულად I-ეფექტი გამოისახება ისრით, რომელიც ემთხვევა ვალენტური ხაზის მდებარეობას. ისრის მიმართულება კი დამოკიდებულია ჩამნაცვლებლის თვისებებზე. σ - ბმების სუსტი პოლარიზაციის გამო ინდუქციური ეფექტი ქრება 3–4 C - C ბმის შემდეგ.



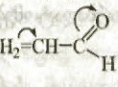
თუ ჩამნაცვლებელი შეიცავს π-ბმას ან თავისუფალ ელექტრონულ წყვილს და მისი ჩანაცვლება ხორციელდება ერთი ან რამდენიმე შეუღლებული π-ბმის შემცველ სისტემაში (შეუღლებულია სისტემა, რომელშიც ორმაგი ბმები ერთმანეთისაგან ერთი მარტივი ბმითაა გამოყოფილი. იხ. ალკადიენები), მაშინ ადგილი აქვს მეზომერულ ეფექტს. როგორც ერთ, ისე მეორე შემთხვევაში ხორციელდება ჩამნაცვლებლის π- ან p-ორბიტალის გადაფარვა ჯერადი ბმების პარალელურ π-ორბიტალებთან და წარმოქმნილი ერთიანი, დელოკალიზებული π-ელექტრონული ღრუბელი ჩამნაცვლებლის გავლენით არათანაბრად ნაწილდება.

მეზომერული (M) ეფექტი არის ჩამნაცვლებლის ელექტრონული გავლენის გადაცემა π-ბმებიანი სისტემის გასწვრივ.

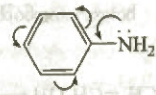
ინდუქციური ეფექტის ანალოგიურად, მეზომერული ეფექტი შეიძლება იყოს დადებითი ან უარყოფითი. –M - ეფექტს ამჟღავნებს შემდეგი ჩამნაცვლებლები: –CHO, –COOH, $–NO_2$ და ა.შ. თუ ჩამნაცვლებლის ცენტრალური ატომი შეიცავს თავისუფალ ელექტრონულ წყვილს (–Cl, –OH, $–NH_2$ და ა.შ.), მაშინ ის ამ წყვილის ხარჯზე ამჟღავნებს ელექტრონდონორულ თვისებებს და, აქედან გამომდინარე, +M – ეფექტს.

საერთო ელექტრონული ღრუბლის გადანაწილება (გადანაცვლება) M-ეფექტის შემთხვევაში გრაფიკულად გამოისახება მოხრილი ისრით. ამ უკანასკნელის დასაწყისი გვიჩვენებს,

თუ რომელი ელექტრონების გადანაწილება ხორციელდება, ხოლო ბოლო – ბმას ან ატომს, რომლისკენაც გადაინაცვლებს ეს ელექტრონები.



-M - ეფექტი

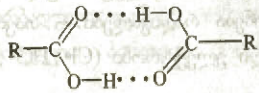


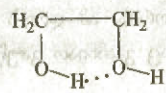
+M - ეფექტი

ინდუქციური ეფექტისაგან განსხვავებით, მეზომერული ეფექტის გადაცემა შეუღლებული ორმაგი ბმების შემცველ სისტემაში ხორციელდება გაცილებით დიდ მანძილზე. ამასთან, ჩამნაცვლებელთა გავლენის შეფასების დროს საჭიროა ინდუქციური და მეზომერული ეფექტების ჯაბარი ზემოქმედების გათვალისწინება. თუ ჩამნაცვლებლის I- და M- ეფექტების ნიშნები განსხვავებულია, მაშინ მეზომერული ეფექტის გავლენა თითქმის ყოველთვის უფრო ძლიერია და სწორედ ის განაპირობებს, საბოლოო ჯამში, ჩამნაცვლებლის ელექტრონდონორულ თუ ელექტრონაქცეპტორულ თვისებებს.

კოვალენტური ბმების გარდა, მყარ მდგომარეობაში მყოფ მარილის მაგვარ ორგანულ ნაერთებში გვხვდება იონური ბმები. ასეთი ბმებია ალკოჰოლატებში, კარბონმჟავათა და ამინთა მარილებში ($CH_3O^-Na^+$, $CH_3COO^-Na^+$, $CH_3NH_3^+Cl^-$).

მრავალ ჟანგბად- და აზოტშემცველ ნაერთებში გვხვდება, აგრეთვე, შიგამოლეკულური და მოლეკულათშორისი წყალბადური ბმები:





§14.4. ორგანულ რეაქციათა ტიპები

ორგანულ ქიმიაში რეაქციათა კლასიფიკაციას ახდენენ სხვადასხვა კრიტერიუმის მიხედვით. საბოლოო შედეგის გათვალისწინებით ასხვავებენ: ჩანაცვლების, მიერთების, ელიმინირების ანუ მოხლეჩის და იზომერიზაციის რეაქციებს.

ჩანაცვლების რეაქციების (სიმბოლო S, ინგლ. Substitution – ჩანაცვლება) დროს საწყისი ნივთიერების (სუბსტრატის) მოლეკულიდან ხდება ატომის ან ატომთა ჯგუფის ჩამოშორება, რომლის ადგილს იკავებს ახალი ატომი ან ატომთა ჯგუფი:

$$CH_4 + Cl_2 \longrightarrow CH_3Cl + HCl$$

არაორგანული ჩანაცვლების რეაქციებისაგან განსხვავებით, აქ რეაქციის ორივე პროდუქტი რთულ ნივთიერებას წარმოადგენს.

მიერთების რეაქციების (სიმბოლო A, ინგლ. Addition – მიერთება) დროს ორგანული ნაერთის მოლეკულა π-ბმის გაწყვეტის ხარჯზე იერთებს მასზე მოქმედი ნივთიერების (რეაგენტის) მოლეკულას:

$$R{-}CH{=}CH_2 + Br_2 \longrightarrow R{-}CHBr\text{-}CH_2Br$$

მიერთების რეაქციებს ეკუთვნის, აგრეთვე, პოლიმერიზაციის რეაქციები. რეაქციათა განსაკუთრებულ ტიპს მიეკუთვნება პოლიკონდენსაციის რეაქციები (იხ. § 18.1).

ელიმინირების რეაქციების (სიმბოლო E, ინგლ. Elimination – მოხლეჩა) დროს მოხლეჩილი მოლეკულა წარმოიქმნება მეზობელი ნახშირბადატომებიდან ჩამოცილებული ორი ნაწილაკის შეერთების ხარჯზე, ხოლო აღნიშნულ ნახშირბადატომებს შორის ჯერადი ბმა წარმოიქმნება:

$$CH_3{-}CH_2OH \longrightarrow CH_2{=}CH_2 + H_2O$$

ელიმინირება მიერთების შებრუნებული პროცესია.

იზომერიზაციის რეაქციის დროს ხდება ცალკეული ატომის ან ატომთა ჯგუფის გადასვლა მოლეკულის ერთი უბნიდან მეორეზე:

$$CH_3{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3 \longrightarrow CH_3{-}\overset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}{-}CH_3$$

რეაქციის ყველა ზემოაღნიშნული ტიპი ხორციელდება კონკრეტული მექანიზმით. ამ უკანასკნელში იგულისხმება ელემენტარული სტადიების თანმიმდევრობა, რომელთა გავლით წარიმართება მოცემული რეაქცია.

რეაქციის მექანიზმის განსაზღვრისას მნიშვნელოვან კრიტერიუმს წარმოადგენს ქიმიური ბმის გაწყვეტის ტიპი. სუბსტრატისა და რეაგენტის მოლეკულებში ქიმიური ბმების გაწყვეტის ხასიათის მიხედვით არჩევენ რადიკალურ და იონურ რეაქციებს.

ბმის რადიკალური ანუ ჰომოლიზური გაწყვეტისას ელექტრონული წყვილი თანაბრად ნაწილდება ატომებს შორის. ამ დროს წარმოიქმნება რადიკალები – თავისუფალი ატომები ან ნაწილაკები, რომელთაც გააჩნიათ გაუწყვილებელი ელექტრონი ($Cl^{\bullet}$, $HO^{\bullet}$, $^{\bullet}CH_3$):

$$R{:}X \longrightarrow R^{\cdot} + {}^{\cdot}X$$

ისინი დროის ძალიან მცირე მონაკვეთში (10^{-3} წმ) არსებობენ თავისუფალი სახით და ჩაანაცვლებენ ატომებს ან ატომთა ჯგუფებს სხვა მოლეკულაში ახალი რადიკალების წარმოქმნით:

$$R^{\cdot} + R'{:}X' \longrightarrow R{:}X' + R'^{\cdot}$$

კოვალენტური ბმის ჰომოლიზური გაწყვეტა, ჩვეულებრივ, ხორციელდება დასხივებისას, მაღალ ტემპერატურაზე, ან რეაქციის ჩატარებისას აირად ფაზაში.

რეაქციებს, რომელთა მიმდინარეობისას ხდება სუბსტრატის მოლეკულაში ბმის ჰომოლიზური ანუ რადიკალური გაწყვეტა, რადიკალურ რეაქციებს უწოდებენ.

თუ კოვალენტური ბმის გაწყვეტისას საერთო ელექტრონული წყვილი ერთ რომელიმე ატომთან რჩება, მაშინ წარმოიქმნება იონები. ბმის გაწყვეტის ასეთი მექანიზმი **იონური** ანუ **ჰეტეროლიზურია:**

$$R|{:}X \longrightarrow R^{+} + {:}X^{-}$$

როდესაც კოვალენტური ბმის გაწყვეტისას საერთო ელექტრონული წყვილი რჩება ნახშირბადის ატომთან, მაშინ წარმოქმნილ უარყოფითი მუხტის მქონე ნაწილაკს **კარბანიონს** უწოდებენ. თუ ბმის გაწყვეტისას ნახშირბადის ატომი კარგავს ელექტრონს, წარმოიქმნება **კარბკატიონი** – დადებითად დამუხტული ნახშირბადატომი.

ნაწილაკს, რომელიც უარყოფითადაა დამუხტული (OH^-, Cl^-, CN^-) ან მოლეკულას, რომელსაც გააჩნია გარე ენერგეტიკულ დონეზე თავისუფალი ელექტრონული წყვილის შემცველი

ატომი (H_2O, NH_3), **ნუკლეოფილს** (ბირთვის ანუ დადებითი მუხტის მოყვარულს) უწოდებენ. ნუკლეოფილები ელექტრონდონორებია.

ნაწილაკს, რომელიც დადებითადაა დამუხტული (H^+, Br^+, NO_2^+) ან მოლეკულას, რომელიც შეიცავს გარე ენერგეტიკულ დონეზე თავისუფალი ორბიტალის შემცველ ატომს ($AlCl_3$, BF_3), **ელექტროფილს** (ელექტრონების მოყვარულს) უწოდებენ. ელექტროფილები ელექტრონაქცეპტორებია.

რეაქციებს, რომელთა მიმდინარეობისას ხდება სუბსტრატის მოლეკულაში ბმის ჰეტეროლიზური ანუ იონური გაწყვეტა, იონურ რეაქციებს უწოდებენ. შემტევი რეაგენტის ბუნების მიხედვით კი არჩევენ ელექტროფილურ და ნუკლეოფილურ რეაქციებს.

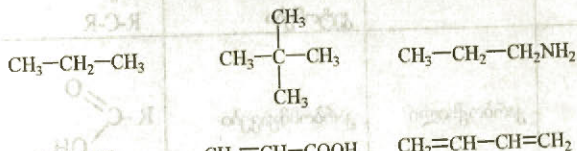
ამრიგად, სუბსტრატის მოლეკულაში ბმის გაწყვეტისა და შემტევი რეაგენტის ბუნების მიხედვით არჩევენ რადიკალურ, ელექტროფილურ და ნუკლეოფილურ ჩანაცვლებისა (S_R, S_E, S_N) და მიერთების (A_R, A_E, A_N) რეაქციებს.

კონკრეტულ რეაქციათა მექანიზმებს განვიხილავთ შემდეგ თავებში ორგანულ ნაერთთა ცალკეული კლასების შესწავლისას.

§14.5. ორგანულ ნაერთთა კლასიფიკაცია

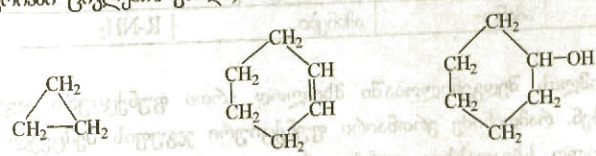
დღეისათვის ცნობილია რამდენიმე მილიონი ორგანული ნაერთი, რომელთა კლასიფიკაციას ახდენენ ნახშირბადული ჯაჭვის აღნაგობის, ან მოლეკულაში არსებული ფუნქციური ჯგუფების ბუნების მიხედვით. პირველი კრიტერიუმის საფუძველზე არჩევენ სამ ძირითად ჯგუფს:

1. **აციკლური ანუ ალიფატური ნაერთები** – ნაკლერი და უკლერი ნახშირწყალბადები და მათი ნაწარმები:

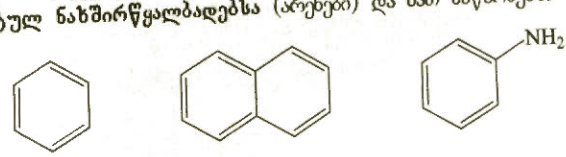


2. **კარბოციკლური ნაერთები,** რომლებშიც, თავის მხრივ, ასხვავებენ:

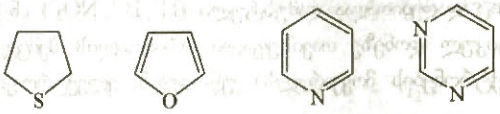
ა) **ალიციკლურ ნაერთებს** – ნახშირბადატომებისა და ორმაგი ბმების განსხვავებული რიცხვის შემცველ სხვადასხვა ციკლურ ნახშირწყალბადებსა და მათ ნაწარმებს (სამ ორმაგბმიანი ექსწეერიანი ციკლების გარდა):



ბ) **არომატულ ნახშირწყალბადებსა** (არენები) და მათ ნაწარმებს:

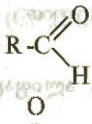
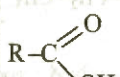
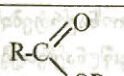


3. ჰეტეროციკლური ნაერთები (ციკლური ნაერთები, რომელთა ციკლები ნახშირბადის გარდა სხვა – ჰეტეროატომებს შეიცავს) და მათი ნაწარმები.



ორგანულ ნაერთთა დაჯგუფება ხელსაყრელია იმგვარად, რომ მსგავსი თვისებების მქონე ნივთიერებები ერთად განიხილებოდეს. **ატომთა ჯგუფს, რომელიც განაპირობებს ორგანულ ნაერთთა დამახასიათებელ ქიმიურ თვისებებს, ე.ი. მათ ფუნქციებს, ფუნქციური ჯგუფი ეწოდება.** ფუნქციური ჯგუფების ბუნების მიხედვით არჩევენ ორგანულ ნაერთთა კლასებს. ზოგიერთი მათგანის ზოგადი ფორმულები და სახელწოდებები მოცემულია ქვემოთ.

ორგანულ ნაერთთა კლასები

ფუნქციური ჯგუფი	ჯგუფის სახელწოდება	ნაერთთა კლასი	ზოგადი ფორმულა
-F, -Cl, -Br, -I, (-Hal)	ჰალოგენები	ჰალოგენნაწარმები	R-Hal
-OH	ჰიდროქსილი	სპირტები ფენოლები	R-OH Ar-OH
	კარბონილი	ალდეჰიდები კეტონები	 
	კარბოქსილი	კარბონმჟავები	
	ალკოქსიკარბონილი	რთული ეთერები	
$-NO_2$	ნიტრო-	ნიტრონაერთები	$R-NO_2$
$-NH_2$	ამინო-	ამინები	$R-NH_2$

ნაერთს, რომლის შედგენილობაში მხოლოდ ერთი ფუნქციური ჯგუფია, მონოფუნქციურს უწოდებენ. რამდენიმე ერთნაირი ფუნქციური ჯგუფის შემცველი ნაერთი პოლიფუნქციურია, ხოლო სხვადასხვა ფუნქციური ჯგუფების შემცველი ნაერთი – ჰეტეროფუნქციური.

კითხვები და სავარჯიშოები

1. რომელი ქიმიური რეაქციებით შეიძლება ორგანული და არაორგანული ნივთიერებების ერთმანეთისაგან განსხვავება?
2. შეადარეთ ერთმანეთს ორგანულ და არაორგანულ რეაქციათა ტიპები.
3. დაწერეთ ნაერთთა სრული აღნაგობის ფორმულები, თუ მათ შეკვეცილ აღნაგობის ფორმულებს შემდეგი სახე აქვს:

   ა) $CH_3-CH(CH_3)_2$; ბ) $(CH_2)_4$; გ) $(CH_3)_4C$
4. ჰიბრიდიზაციის რომელ ტიპს შეესაბამება ნახშირბადატომის ორგვლივ ჩამწკრივებელთა ზოგადი, ბრტყელი და სივრცითი აღნაგობა?
5. როგორ იცვლება ნახშირბადის ელექტროუარყოფითობა ჰიბრიდიზაციის მდგომარეობის გათვალისწინებით რიგში sp^3, sp^2, sp? მიუთთ სათანადო ახსნა.
6. დაწერეთ შემდეგ ნაერთთა ელექტრონული აღნაგობის ფორმულები: H_2, CH_4, CH_3OH, C_2H_5Cl, NH_3. კოვალენტური ბმის გაწყვეტის რომელი ტიპია დამახასიათებელი ელექტრონული წყვილებით აღნიშნული ბმებისათვის მოყვანილ ნაერთებში: $H_3C:CH_3$, $H_3C:Cl$, $H_3C:OH$, $H_3C:Li$?

თავი 15

ნახშირწყალბადები და მათი ბუნებრივი წყაროები

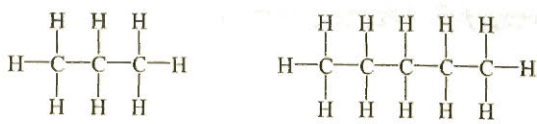
ნახშირწყალბადები უმარტივესი ორგანული ნაერთებია, რომელთა მოლეკულები შედგება მხოლოდ ნახშირბადისა და წყალბადის ატომებისაგან. მათი ზოგადი ფორმულაა C_nH_m. ნახშირწყალბადები შეიძლება დავყოთ ორ ჯგუფად – აციკლურ (ღიაჯაჭვიანი) და ციკლურ ნახშირწყალბადებად. პირველ ჯგუფს მიეკუთვნება: ალკანები, ალკენები, ალკადიენები და ალკინები, ხოლო მეორეს – ციკლოალკანები და არომატული ნახშირწყალბადები (არენები).

§15.1. ალკანები

ღიაჯაჭვიან ნახშირწყალბადებს, რომელთა მოლეკულებში ნახშირბადის ატომებს შორის მხოლოდ მარტივი (ერთმაგი) σ-ბმებია, ხოლო მათი დარჩენილი ვალენტობები გაჯერებულია წყალბადის ატომებით, ნაჯერ ნახშირწყალბადებს ანუ ალკანებს (საერთაშორისო სახელწოდება) **უწოდებენ**. დაბალი რეაქციისუნარიანობის გამო ხშირად იხმარება, აგრეთვე, სახელწოდება პარაფინები (ლათ. parum affinis – მცირე სწრაფვა).

ქიმიური თვისებებით მსგავს, ხოლო მოლეკულათა შედგენილობის მიხედვით ერთმანეთისაგან ერთი ან რამდენიმე CH_2 ჯგუფით განსხვავებულ ნივთიერებებს ჰომოლოგები (ბერძნ. homologos – მსგავსი) **ეწოდება, CH_2 ჯგუფს კი – ჰომოლოგიური სხვაობა.** ჰომოლოგები წარმოქმნიან ჰომოლოგიურ რიგს. ალკანების ჰომოლოგიური რიგის ზოგადი ფორმულაა C_nH_{2n+2}, სადაც n ნახშირბადატომთა რიცხვია მოლეკულაში (იხ. ცხრილი 15.1). ამ რიგის პირველი ოთხი წევრის სახელწოდება ტრივიალურია (ანუ შემთხვევითი), დანარჩენი ჰომოლოგების სახელწოდებები კი წარმოქმნილია ბერძნულ და ლათინურ რიცხვით სახელებზე (ისინი გვიჩვენებენ ნახშირბადატომთა რაოდენობას ნახშირწყალბადის მოლეკულაში) დაბოლოება „ან"-ს დამატებით. რადგანაც ალკანების ჰომოლოგიური რიგის პირველი წევრი მეთანია, ამ რიგს ხშირად მეთანის ჰომოლოგიურ რიგსაც უწოდებენ.

ალკანების მოლეკულებში ატომთა ურთიერთგანლაგება გამოისახება აღნაგობის ფორმულებით. მაგალითად, პროპანისა და პენტანის აღნაგობის ფორმულებს ასეთი სახე აქვს:



ალკანების ჰომოლოგიური რიგი

ფორმულა	სახელწოდება[1]	$t_{ლღ}$, °C	$t_{ლდ}$, °C
CH_4	მეთანი (მეთილი)	-182,5	-161,6
C_2H_6	ეთანი (ეთილი)	-183,3	-88,6
C_3H_8	პროპანი (პროპილი)	-187,1	-42,2
C_4H_{10}	ბუტანი (ბუტილი)	-138,3	-0,5
C_5H_{12}	პენტანი (პენტილი)	–129,7	+36,0
C_6H_{14}	ჰექსანი (ჰექსილი)	-94,3	+68,7
C_7H_{16}	ჰეპტანი (ჰეპტილი)	-90,5	+98,4
C_8H_{18}	ოქტანი (ოქტილი)	-56,8	+125,7
C_9H_{20}	ნონანი (ნონილი)	-53,7	+150,7
$C_{10}H_{22}$	დეკანი (დეცილი)	-29,7	+174,0
$C_{11}H_{24}$	უნდეკანი (უნდეცილი)	-25,6	+195,9
$C_{12}H_{26}$	დოდეკანი (დოდეცილი)	-9,6	+216,3
$C_{13}H_{28}$	ტრიდეკანი (ტრიდეცილი)	-6,2	+234,0
$C_{14}H_{30}$	ტეტრადეკანი (ტეტრადეცილი)	+5,5	+252,5
$C_{15}H_{32}$	პენტადეკანი (პენტადეცილი)	+10	+270,0
$C_{16}H_{34}$	ჰექსადეკანი (ჰექსადეცილი)	+18,2	+287,0
$C_{20}H_{42}$	ეიკოზანი (ეიკოზილი)	+36,4	+345,0
$C_{30}H_{62}$	ტრიაკონტანი (ტრიაკონტილი)	+81,4	+450,0
$C_{100}H_{202}$	ჰექტანი (ჰექტილი)	+115	-

უფრო ხშირად იხმარება აღნაგობის შეკვეცილი ფორმულები. მაგალითად, ზემოთ მოყვანილ ნაერთთა აღნაგობის შეკვეცილი ფორმულები ასე გამოისახება:

$$CH_3{-}CH_2{-}CH_3 \qquad CH_3{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3$$

იზომერია და ნომენკლატურა. ალკანების ჰომოლოგიურ რიგში ადგილი აქვს იზომერიის ერთ-ერთ სახეს – ნახშირბადული ჯაჭვის იზომერიას. მეთანს, ეთანსა და პროპანს იზომერები არ გააჩნია, პროპანის შემდეგ კი ყველა ალკანს აქვს იზომერები. ამასთან, ნახშირბადის ატომთა რიცხვის ზრდასთან ერთად მათი რიცხვი სწრაფად მატულობს. მაგალითად, პენტანს გააჩნია 3 იზომერი, ჰექსანს – 5, ჰეპტანს – 9, დეკანს – 75, ხოლო ეიკოზანს – 366319. ჰექსანი შეიძლება არსებობდეს შემდეგი იზომერების სახით:

ა) $CH_3{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3$

ბ) $CH_3{-}\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3$

გ) $CH_3{-}CH_2{-}\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}{-}CH_2{-}CH_3$

დ) $CH_3{-}\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{C}}{-}CH_2{-}CH_3$

ე) $CH_3{-}\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}{-}\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}{-}CH_3$

გამომდინარე იქიდან, თუ რამდენ ნახშირბადის ატომს უკავშირდება მოლეკულაში მოცემული ნახშირბადის ატომი, ის შეიძლება იყოს პირველადი, მეორეული, მესამეული და მეოთხეული. მაგალითად, ჰექსანის დ-იზომერში პირველი და მეოთხე ნახშირბადატომები პირველადია, მესამე ნახშირბადის ატომი – მეორეული, ხოლო მეორე – მეოთხეული.

[1] ფრჩხილებში მითითებულია შესაბამისი რადიკალის სახელწოდება.

ალკანის მოლეკულაში წყალბადის ერთი ატომის ჩამოცილების შედეგად რჩება ატომთა ჯგუფი C_nH_{2n+1}–, რომელსაც ალკილის ჯგუფს ან ალკილის რადიკალს უწოდებენ. ამ უკანასკნელს გააჩნია ერთი გაუწყვილებელი ელექტრონი, აქვს მაღალი რეაქციისუნარიანობა, რის გამოც თავისუფალი სახით მხოლოდ წამის მეათასედის განმავლობაში არსებობს. ნახშირწყალბადური რადიკალების სახელწოდება წარმოსდგება შესაბამისი ალკანების სახელწოდებებისაგან დაბოლოება „ან“-ს „ილ“-ით შეცვლით. ზოგადად, ალკანის რადიკალს ალკილი ეწოდება. ქვემოთ მოყვანილია ზოგიერთი ალკილის აღნაგობა და სახელწოდება:

CH_3-მეთილი

CH_3-CH_2-ეთილი

CH_3-CH_2-CH_2- პროპილი

$(CH_3)_2CH$- იზოპროპილი

CH_3-CH_2-CH_2-CH_2- ბუტილი

CH_3-$CH(CH_3)$-CH_2- იზობუტილი

CH_3-CH_2-$CH(CH_3)$- მეორეული ბუტილი

CH_3-$C(CH_3)_2$- მესამეული ბუტილი

საერთაშორისო ნომენკლატურით განშტოებული აღნაგობის მქონე ალკანების დასახელებისას საჭიროა შემდეგი წესების დაცვა:

1) ირჩევენ ყველაზე გრძელ, არაგანშტოებულ ნახშირბადატომთა ჯაჭვს, რომელიც წარმოადგენს მთავარ ჯაჭვს. თუ ალკანში აღმოჩნდება რამდენიმე ერთნაირი სიგრძის ჯაჭვი, მაშინ მათგან ისაა მთავარი, რომელიც შეიცავს ყველაზე მეტ ჩამნაცვლებელს.
2) მთავარი ჯაჭვის შერჩევის შემდეგ ახდენენ ჯაჭვში შემავალი ნახშირბადატომების დანომვრას იმ ბოლოდან, რომელთანაც უფრო ახლოსაა განშტოება. თუ ეს წესი არ გვაძლევს ცალსახა პასუხს, მაშინ დანომვრას აწარმოებენ ისე, რომ ჩამნაცვლებელთა ლოკანტების (იმ ნახშირბადატომთა ნომრები, რომლებთანაც ჩანაცვლებულია რადიკალები) ჯამი იყოს მინიმალური.
3) თუ ალკანის მოლეკულაში რამდენიმე სხვადასხვა ჩამნაცვლებელია, მაშინ მათ ასახელებენ ანბანური თანმიმდევრობით და უთითებენ თითოეული მათგანის ლოკანტს. ერთნაირი ჩამნაცვლებლის არსებობის შემთხვევაში შესაბამისი სახელწოდების წინ მათი რიცხვის მიხედვით იწერება პრეფიქსი დი (ორი), ტრი (სამი), ტეტრა (ოთხი) და ა.შ. თუ ორი ერთნაირი რადიკალი ჩანაცვლებულია ერთსა და იმავე ნახშირბადის ატომთან, მაშინ სახელწოდებაში ლოკანტი ორჯერ მეორდება.
4) ბოლოს, მთავარ ჯაჭვში არსებული ნახშირბადატომების რიცხვის მიხედვით ასახელებენ ნახშირწყალბადს, რომელიც საფუძვლად უდევს ალკანის სახელწოდებას.

არაგანშტოებულ ნახშირბადატომთა ჯაჭვის მქონე ნახშირწყალბადის სახელწოდებას წინ ემატება ნ (ნორმალური).

აღნიშნული წესებიდან გამომდინარე, ჰექსანის ზემოთ მოყვანილი იზომერების სახელწოდებები იქნება: ნ-ჰექსანი (ა), 2-მეთილპენტანი (ბ), 3-მეთილპენტანი (გ), 2,2-დიმეთილბუტანი (დ) და 2,3-დიმეთილბუტანი (ე).

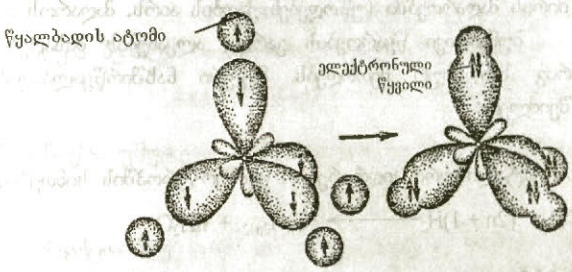
ელექტრონული და სივრცითი აღნაგობა. ორგანულ ნაერთთა მოლეკულებში ნახშირბადის ოთხვალენტიანობა განპირობებულია გარე შრის $2s^2$-ელექტრონული წყვილის გათიშვის შედეგად წარმოქმნილი ოთხი სავალენტო გაუწყვილებელი ელექტრონის არსებობით, რაც ნახშირ-

ბადატომს ოთხი კოვალენტური ბმის წარმოქმნის საშუალებას აძლევს. თუ თითოეულ კოვალენტურ ბმას ელექტრონული წყვილის მეშვეობით გამოვსახავთ, მაშინ მეთანისა და პროპანის ელექტრონული ფორმულები ასე გამოისახება:



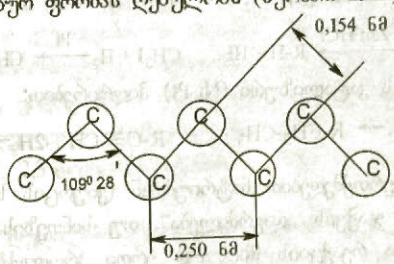
ალკანებში ნახშირბადის ატომები ბმებს წარმოქმნის sp^3-ჰიბრიდული ორბიტალებით (იხ. §3.2.2), რომლებიც ორიენტირებულია ტეტრაედრის წვეროების მიმართულებით. ჰიბრიდულ ელექტრონულ ორბიტალთა ღერძებს შორის კუთხე არის 109°28'. ამგვარად ორიენტირებული ორბიტალები მნიშვნელოვნად გადაფარება წყალბადის ატომთა s-ორბიტალებით, რაც იწვევს ენერგიის დიდი რაოდენობით გამოყოფას და მტკიცე, ერთნაირი თვისებების მქონე ოთხი ქიმიური ბმის წარმოქმნას.

ამრიგად, მეთანის მოლეკულას ტეტრაედრული აღნაგობა აქვს, რაც განპირობებულია ნახშირბადის ჰიბრიდული ორბიტალების ტეტრაედრის წვეროებისაკენ მიმართული ორიენტაციით (სურათი 15.1.)



სურათი 15.1. მეთანის მოლეკულის წარმოქმნა

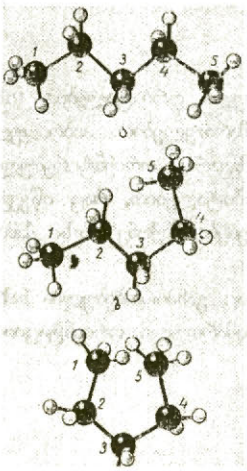
ალკანების ჰომოლოგიური რიგის თითოეული წევრის მოლეკულაში ვალენტური ორბიტალების sp^3-ჰიბრიდიზაციის გამო ყველა ნახშირბადატომის ელექტრონული კონფიგურაცია – $1s^2 2(sp^3)^4$-მეთანის ნახშირბადატომის ელექტრონული კონფიგურაციის მსგავსია. ჰომოლოგთა მოლეკულებში ნახშირბადის პირველი და მეორე ატომი ერთმანეთს უკავშირდება ატომბირთვების შემაერთებელი წრფის გასწვრივ sp^3-ჰიბრიდული ორბიტალების გადაფარვის შედეგად. თითოეული ნახშირბადატომის დარჩენილი სამი ჰიბრიდული ორბიტალი ორიენტირებულია ტეტრაედრული მიმართულებით და, ცხადია, მეორე ნახშირბადატომთან მესამის დაკავშირება ერთი ამ ორბიტალით განხორციელდება. ანალოგიური კუთხეებია ალკანთა მეოთხე, მეხუთე, მეექვსე და ა.შ. ნახშირბადატომებს შორის, რის გამოც ნებისმიერი ალკანის ნახშირბადატომთა გრძელი ჯაჭვი ზიგზაგისებურ ფორმას ღებულობს (სურათი 15.2.)



სურათი 15.2. ნახშირბადატომთა ჯაჭვის ზიგზაგისებური ფორმა

რადგან ნახშირბადატომებს შედარებით თავისუფლად შეუძლია ბრუნვა მარტივი σ-ბმების გარშემო, ამიტომ ნახშირბადატომთა ჯაჭვს შეიძლება სხვადასხვა სივრცითი აღნაგობა გააჩნდეს. მაგალითად, პენტანის მოლეკულამ შეიძლება შემდეგი გეომეტრიული ფორმები მიიღოს (სურათი 15.3). ენერგეტიკულად უფრო ხელსაყრელია ფორმა, რომელშიც ატომთა ურთიერთშეხება მინიმალურია. ყველა ეს ფორმა ადვილად გადადის ერთმანეთში. ამასთან, ატომთა ბმების თანმიმდევრობა მოლეკულაში უცვლელი რჩება, რის გამოც პენტანის აღნაგობას, ჩვეულებრივ, გამოსახავენ ფორმულით:

$$CH_3\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}CH_3.$$



სურათი 15.3. ნ-პენტანის მოლეკულის მოდელები

მიღება. ალკანების ძირითადი წყაროა ნავთობი და ბუნებრივი აირი. ნავთობის ფრაქციული გამოხდით ღებულობენ სხვადასხვა ალკანის ნარევს (იხ. §15.5). მეთანი წარმოიქმნება მცენარეულ ორგანიზმებში შემავალი ცელულოზიდან სპეციფიკური მიკროორგანიზმების გავლენით (ე.წ. „მეთანური დუღილი“):

$$(C_6H_{10}O_5)_n + nH_2O \longrightarrow 3nCH_4 + 3nCO_2$$

ამის გამო ის გვხვდება დაჭაობებულ ადგილებსა და ქვანახშირის მაღაროებში (უწოდებენ ჭაობის აირს, მაღაროს აირს).

ბუნებრივი წყაროების გარდა, ალკანების მისაღებად იყენებენ რიგ სინთეზურ მეთოდებს. ნაკლერი ნახშირწყალბადების მიღება შეიძლება:

1. ნახშირბად (II)-ის ოქსიდის კატალიზური ჰიდრირებით (ფიშერ-ტროპშის სინთეზი):

$$nCO + (2n+1)H_2 \longrightarrow C_nH_{2n+2} + nH_2O$$

პროცესს ატარებენ 160-200°C ტემპერატურაზე ატმოსფერული წნევის პირობებში. კატალიზატორებისა და პირობების შერჩევით სხვადასხვა რეაქციის პროდუქტი მიიღება. ამ რეაქციას დიდი პრაქტიკული მნიშვნელობა აქვს, რადგანაც მისი მეშვეობით შესაძლებელია სინთეზური ბენზინის მიღება. თუ კატალიზატორად გამოვიყენებთ ნიკელს, შესაძლებელია მეთანის სინთეზი როგორც ნახშირბად(II)-ის ოქსიდიდან, ისე ნახშირბად(IV)-ის ოქსიდიდან:

$$CO_2 + 4H_2 \xrightarrow[Ni]{400^0C} CH_4 + 2H_2O \qquad CO + 3H_2 \xrightarrow[Ni]{300^0C} CH_4 + H_2O$$

2. ჰალოგენალკანების აღდგენით იოდწყალბადის ან წყალბადის მეშვეობით:

$$RI + HI \xrightarrow{t^0C} R\text{-}H + I_2 \qquad RI + H_2 \xrightarrow{Pt} R\text{-}H + HI$$

$$RI + H_2 \xrightarrow{Zn;\ HCl} R\text{-}H + HI \qquad CH_3I + H_2 \xrightarrow{Pt} CH_4 + HI$$

3. უჯერი ნახშირწყალბადების კატალიზური (Ni, Pt) ჰიდრირებით:

$$R\text{-}CH{=}CH_2 + H_2 \longrightarrow R\text{-}CH_2\text{-}CH_3 \qquad R\text{-}C{\equiv}CH + 2H_2 \longrightarrow R\text{-}CH_2\text{-}CH_3$$

4. ჰალოგენალკანების ურთიერთშედებით ნატრიუმთან (ვიურცის სინთეზი). ამ რეაქციით შესაძლებელია ნახშირბადული ჯაჭვის „დაგრძელება“. თუ სინთეზისათვის აღებულია ერთი ჰალოგენალკანი, მაშინ მიიღება რეაქციის მხოლოდ ერთი პროდუქტი, ხოლო ორი განსხვავებული ჰალოგენალკანის შემთხვევაში წარმოიქმნება სამი სხვადასხვა ნახშირწყალბადის ნარევი:

$$2R{-}Br + 2Na \longrightarrow R{-}R + 2NaBr$$

$$R{-}Br + R'Br \xrightarrow[-2NaBr]{+2Na} \begin{cases} R{-}R' \\ R{-}R \\ R'{-}R' \end{cases}$$

5. ნაკლერი ერთფუძიანი კარბონმჟავების მარილების წყალხსნართა ელექტროლიზით (კოლბეს ელექტროსინთეზი). ამ დროს კარბონმჟავას ანიონი ანოდზე იჟანგება და წარმოქმნის თავისუფალ რადიკალს, რომელიც იშლება ნახშირბად(IV)-ის ოქსიდად და ალკილის რადიკალად. ეს უკანასკნელი კი განიცდის დიმერიზაციას და მიიღება ალკანი:

$$RCOONa \longrightarrow RCOO^- + Na^+ \qquad 2RCOO^- - 2e \longrightarrow 2RCOO\cdot$$

$$2RCOO\cdot \longrightarrow 2R\cdot + 2CO_2 \qquad 2R\cdot \longrightarrow R{-}R$$

6. კარბონმჟავათა ნატრიუმის მარილისა და ნატრიუმის ჰიდროქსიდის ნარევის გახურებით (დეკარბოქსილირების – დიუმას რეაქცია). ამ რეაქციით შესაძლებელია ნახშირბადული ჯაჭვის „დამოკლება“. ამ ხერხს იყენებენ, ძირითადად, ლაბორატორიაში მეთანის მისაღებად:

$$RCOONa + NaOH \rightarrow R{-}H + Na_2CO_3$$

$$CH_3COONa + NaOH \rightarrow CH_4 + Na_2CO_3$$

7. მეთანის მიღება შეიძლება ალუმინის კარბიდის ჰიდროლიზით:

$$Al_4C_3 + 12H_2O \longrightarrow 4Al(OH)_3 + 3CH_4$$

8. მეთანის სინთეზი უშუალოდ ნახშირბადიდან და წყალბადიდანაც შეიძლება:

$$C + 2H_2 \rightleftharpoons CH_4, \qquad -\Delta H$$

რადგან რეაქცია შექცევადი და ეგზოთერმულია, მაღალი ტემპერატურის გამოყენება წონასწორობას გადაბრის მეთანის თერმული დისოციაციის მხარეს, ამიტომ შერჩეულია ოპტიმალური პირობები – ნახშირს (ჭვარტლის სახით) წყალბადთან ერთად ახურებენ 500°C ტემპერატურაზე კატალიზატორის (Ni) თანაობისას.

ლაბორატორიულ პირობებში უფრო ხშირად ვურცის სინთეზსა და დეკარბოქსილირების რეაქციას იყენებენ.

ფიზიკური თვისებები. ალკანების ჰომოლოგიური რიგის პირველი ოთხი წევრი აირია. შემდეგი თერთმეტი, პენტადეკანის ჩათვლით, სითხეა, ხოლო ჰექსადეკანიდან დაწყებული – ცვილა ალკანი მყარია. აირად და მყარ ალკანებს სუნი არ გააჩნია, ხოლო თხევადი ნაკლერი ნახშირწყალბადებისათვის დამახასიათებელია ბენზინის სუნი. სუფთა სახით ისინი უფერულნი და წყალში უხსნადები არიან, მაგრამ კარგად იხსნებიან არაპოლარულ და მცირედ პოლარულ გამხსნელებში.

აღსანიშნავია, რომ ალკანების ფარდობითი მოლეკულური მასის ზრდასთან ერთად კანონზომიერად მატულობს მათი დუღილისა და ლღობის ტემპერატურები (იხ. ცხრილი 15.1.). ამასთან, არაგანშტოებული (ნორმალური) აღნაგობის ნახშირწყალბადების დუღილის ტემპერატურები უფრო მაღალია, ვიდრე მათი იზომერული განშტოებული ნახშირწყალბადებისა. მაგალითად, ნ-ჰექსანის დუღილის ტემპერატურაა 69°C, 2-მეთილპენტანის – 60°C, 3-მეთილპენტანის – 64°C, 2,3-დიმეთილბუტანის – 58,1°C, ხოლო 2,2-დიმეთილბუტანის – 49,7°C.

ნებისმიერი ნაერთის დუღილის ტემპერატურა განისაზღვრება მოლეკულებს შორის არსებული მიზიდვის ძალებით. არაპოლარულ ნაერთებში (მათ შორის ნახშირწყალბადებშიც) მოქმედებს ძლიერ სუსტი მოლეკულათაშორისი მიზიდვის ძალები, რომლებიც კიდევ უფრო

სუსტდება განშტოების ზრდასთან ერთად, რადგან მოლეკულების დაახლოება და ამ ძალების გამოვლენა ძნელდება. აქედან გამომდინარე, ნაერთის დუღილის ტემპერატურა ეცემა.

ქიმიური თვისებები. სახელწოდება პარაფინები მიგვითითებს ამ ნაერთების ინერტულობაზე ქიმიურ რეაქციებში. ისინი ჩვეულებრივ პირობებში არ რეაგირებენ ტუტეებთან, მჟავებთან და მჟანგავებთან. ალკანების მაღალი ქიმიური მდგრადობა იმითაა განპირობებული, რომ მათ მოლეკულებში ყველა ქიმიური ბმა წარმოქმნილია ნახშირბადის ატომთა sp^3-ჰიბრიდული ორბიტალების მონაწილეობით. ეს ბმები კი ძალიან მტკიცეა. ალკანებში ატომებს შორის არაპოლარული (C-C) ან მცირედ პოლარული (C-H) კოვალენტური ბმებია. მათი ქიმიური გარდაქმნები მიმდინარეობს აღნიშნული ბმების გაწყვეტის ხარჯზე (კრეკინგი), ან წყალბადის ატომის სხვა ატომით ან ატომთა ჯგუფით შეცვლის ხარჯზე (ჩანაცვლების რეაქციები). რადგან ნავერი ნახშირწყალბადების მოლეკულებში ყველა ვალენტობა გაჯერებულია, ისინი მიერთების რეაქციებში არ მონაწილეობენ.

1. წვა. ყველა ალკანი იწვის ნახშირბად (IV)-ის ოქსიდისა და წყლის წარმოქმნით, ამასთან, მეთანი იწვის უფერო ალით, ხოლო ჰომოლოგიური რიგის შემდეგი წევრების წვისას ალის განათებულობა თანდათან იზრდება. ეს იმითაა გამოწვეული, რომ მეთანის წვა სრულად მიმდინარეობს. რაც უფრო იზრდება ალკანში ნახშირბადის მასური წილი, მით უფრო ძნელდება მისი სრული წვა. ნახშირბადი ვერ ასწრებს დაწვას და მისი უმცირესი ნაწილაკები ალში ვარვარდება. მყარ ნავერ ნახშირწყალბადებში ნახშირბადის მასური წილი იმდენად დიდია, რომ მისი ნაწილი ჭვარტლის სახით გამოიყოფა:

$$C_nH_{2n+2} + \frac{3n+1}{2} O_2 \longrightarrow nCO_2 + (n+1)H_2O$$

$$CH_4 + 2O_2 \longrightarrow CO_2 + 2H_2O, \qquad \Delta H = -880 \text{ კჯ/მოლი}$$

მეთანისა და ჟანგბადის (ჰაერის) ნარევის ანთებას შეიძლება ძლიერი აფეთქება მოჰყვეს, თუ ნარევში კომპონენტების მოცულობითი შეფარდებაა 1 : 2 (10), ამიტომ ძლიერ საშიშია მეთანისა და ჰაერის ნარევი ქვანახშირის მაღაროებსა და ბინებში.

2. ჩანაცვლება.

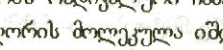
ა) ჰალოგენირება. ალკანებისათვის განსაკუთრებით დამახასიათებელია ჩანაცვლების, კერძოდ კი ჰალოგენირების, რეაქციები. ისინი აქტიურად რეაგირებენ ფთორთან. ოთახის ტემპერატურაზე, სიბნელეშიც კი, რეაქცია აფეთქებით მიმდინარეობს, რის გამოც პროცესს ატარებენ დაბალ ტემპერატურაზე, ინერტული აირის თანაობისას. ქლორირების რეაქცია ენერგიულად წარიმართება სინათლეზე, ან მაღალ (250–400°C) ტემპერატურაზე სიბნელეში. რეაქცია ბრომთან უფრო ძნელად ხორციელდება, ხოლო იოდთან ალკანები არ რეაგირებს.

განვიხილოთ მეთანის ქლორირების რეაქცია:

$$CH_4 + Cl_2 \rightarrow CH_3Cl + HCl \qquad CH_2Cl_2 + Cl_2 \rightarrow CHCl_3 + HCl$$

$$CH_3Cl + Cl_2 \rightarrow CH_2Cl_2 + HCl \qquad CHCl_3 + Cl_2 \rightarrow CCl_4 + HCl$$

რეაქცია მიმდინარეობს რადიკალური ჩანაცვლების – S_R მექანიზმით. შუხის სხივების მოქმედებით ან გახურებისას ქლორის მოლეკულა იშლება ატომებად (ჯაჭვის ინიცირება):



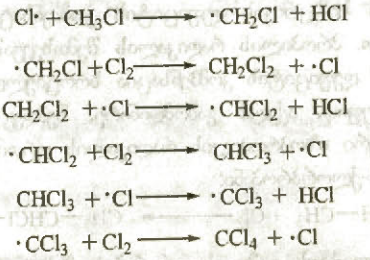
წარმოქმნილი ქლორის ატომი – რადიკალი, რომელსაც გაუწყვილებელი ელექტრონი აქვს და ძლიერ რეაქციისუნარიანია, მოხლეჩს მეთანის მოლეკულას წყალბადის ატომს, რის შედეგადაც წარმოიქმნება ქლორწყალბადი და მეთილის რადიკალი:



მიღებული მეთილის რადიკალი დროის ძალიან მცირე შუალედში არსებობს თავისუფალი სახით. ის რეაგირებს ქლორის მოლეკულასთან, წარმოქმნის ქლორმეთანსა და ქლორის ახალ რადიკალს (ჯაჭვის ზრდა):



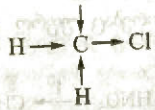
ქლორის რადიკალი, თავის მხრივ, ურთიერთქმედებს ქლორმეთანთან. მიიღება ქლორწყალბადი და ახალი რადიკალი, რომელიც აგრძელებს პროცესს. ამრიგად, მეთანის მოლეკულაში თანდათანობით ხორციელდება წყალბადატომთა ჩანაცვლება ქლორის ატომებით და ქლორმეთანის, დიქლორმეთანის, ტრიქლორმეთანისა (ქლოროფორმი) და ტეტრაქლორმეთანის (ოთხქლორიანი ნახშირბადი) სინთეზი:



გარკვეულ სტადიაზე შესაძლებელია მოხდეს ჯაჭვის გაწყვეტა. ამ დროს ორი რადიკალი ერთმანეთს მიუერთდება, ხორციელდება მათი რეკომბინაცია და ჯაჭვის ზრდის პროცესი წყდება:



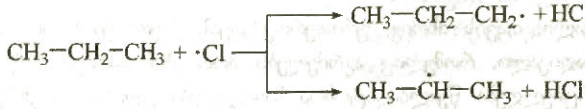
აღსანიშნავია, რომ მეთანის მოლეკულაში ერთ-ერთი წყალბადატომის ქლორის ატომით ჩანაცვლება იწვევს დანარჩენი წყალბადატომების რეაქციისუნარიანობის გაზრდას და შემდგომი ქლორირების პროცესის გადვილებას, რაც განპირობებულია ქლორის ატომის გავლენით C-H ბმების სიმტკიცეზე. ქლორის ატომის ელექტროუარყოფითობა (-I - ეფექტი) მეტია, ვიდრე ნახშირბადის ატომისა, რის გამოც C-Cl ბმის ელექტრონული სიმკვრივე მისკენ გადაიწევს და ნახშირბადატომზე იქმნება ელექტრონული სიმკვრივის დეფიციტი, რომლის კომპენსაცია ხდება C-H ბმების ელექტრონული სიმკვრივეების გადანაცვლებით



ნახშირბადის ატომისაკენ, რაც, თავის მხრივ, იწვევს ამ ბმების შესუსტებას. აქედან გამომდინარე, მონოქლორმეთანის მოლეკულაში მომდევნო წყალბადატომის ჩანაცვლება ქლორის ატომით გაცილებით უფრო ადვილად ხორციელდება, ვიდრე მეთანში, ე.ი. ქლორის ატომის გავლენით მეთილის ჯგუფში წყალბადატომების რეაქციისუნარიანობა იზრდება.

თავის მხრივ, მეთილის ჯგუფიც ახდენს გავლენას ქლორის ატომზე. C-H ბმების პოლარიზაციის შედეგად ნახშირბადის ატომზე ელექტრონული სიმკვრივის დეფიციტი კლებულობს, რაც იწვევს C-Cl ბმის პოლარიზაციის ხარისხის შემცირებას. ამის გამო მონოქლორმეთანზე ვერცხლის ნიტრატის ხსნარის დამატებისას ვერცხლის ქლორიდის გამოლექვა არ ხდება.

მეთანის ქლორირების ანალოგიურად მიმდინარეობს სხვა ალკანების ქლორირებაც. ამასთან, ჩანაცვლება მით უფრო ადვილად ხორციელდება, რაც უფრო ნაკლებად არის ჰიდროგენიზებული (ნაკლებ წყალბადატომებთან არის ბმული) ნახშირბადის ატომი. მაგალითად, პროპანის ქლორირებისას ჯაჭვის ზრდის პროცესში შესაძლებელია ორი რადიკალის წარმოქმნა:



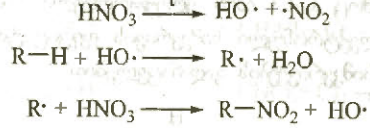
რეაქცია ძირითადად წარიმართება უფრო მდგრადი რადიკალის წარმოქმნით. ამ ორი რადიკალიდან უფრო მდგრადია იზოპროპილის რადიკალი, რადგან ამ შემთხვევაში შუა ნახშირბადატომზე ელექტრონული სიმკვრივის დეფიციტის კომპენსაცია ხდება ორი ელექტრონდონორული მეთილის ჯგუფით. პროპილის რადიკალის შემთხვევაში, განაპირა ნახშირბადატომზე ელექტრონული სიმკვრივის დეფიციტის კომპენსაცია ხორციელდება მხოლოდ ერთი (ეთილის) ელექტრონდონორული ჯგუფით. აქედან გამომდინარე, შემდეგ სტადიაზე ძირითადად ხორციელდება უფრო სტაბილური იზოპროპილის რადიკალის ურთიერთქმედება ქლორის მოლეკულასთან და წარმოიქმნება 2-ქლორპროპანი:



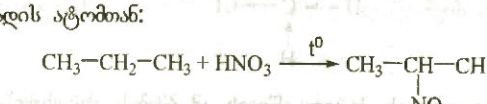
ქლორის ატომის –I- ეფექტის გამო ქლორირების შემდგომი პროცესი გრძელდება იმავე ნახშირბადატომთან, მიიღება 2,2-დიქლორპროპანი და მხოლოდ ამის შემდეგ ხორციელდება ჰალოგენის ჩანაცვლება სხვა ნახშირბადატომებთან.

ალკანების ჰალოგენირების რეაქცია, რომელიც თანმიმდევრულ გარდაქმნათა ჯაჭვს წარმოადგენს, ჯაჭვური რეაქციის სახელს ატარებს. ის თავისუფალრადიკალური მექანიზმით მიმდინარეობს.

ბ) ნიტრირება (კონოვალოვის რეაქცია). ჩვეულებრივ პირობებში აზოტმჟავა არ რეაგირებს ალკანებთან, მაგრამ სარეაქციო ნარევის 140°C-მდე გახურებისას განზავებული აზოტმჟავა ასრულებს მანიტრირებელი აგენტის როლს და წყალბადატომის ნიტროჯგუფით ჩანაცვლების შედეგად შესაბამისი ნიტროალკანი წარმოიქმნება. ეს რეაქციაც რადიკალური ჩანაცვლების მექანიზმით ხორციელდება:

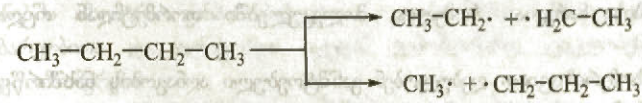


ჰალოგენირების ანალოგიურად, ნიტრირებაც უფრო ადვილად მიმდინარეობს ნაკლებჰიდროგენიზებულ ნახშირბადის ატომთან:

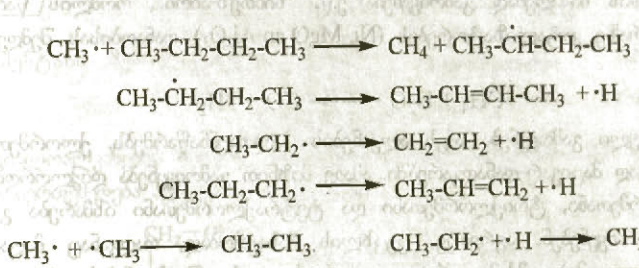


3. კრეკინგი. 500°C-ზე უფრო მაღალ ტემპერატურაზე ალკანების გახურებისას უჰაერო სივრცეში ხდება მათი დაშლა უფრო დაბალმოლეკულურ ნახშირწყალბადებად (კრეკინგი). ალკანების კრეკინგი მიმდინარეობს რადიკალური მექანიზმით. განვიხილოთ ეს პროცესი ბუტანის

თერმული კრეკინგის მაგალითზე. საწყის ეტაპზე ხორციელდება რომელიმე C-C ბმის ჰომოლიზური გაწყვეტა:

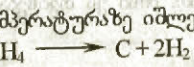


ამის შემდეგ წარმოქმნილი რადიკალების მონაწილეობით პროცესი შეიძლება სხვადასხვა მიმართულებით წარიმართოს. მაგალითად:

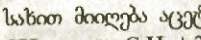


საბოლოოდ, ბუტანის თერმული კრეკინგის შედეგად შეიძლება მივიღოთ: H_2, CH_4, C_2H_4, C_2H_6, C_3H_6, C_3H_8, C_4H_8 და C_5H_{12}.

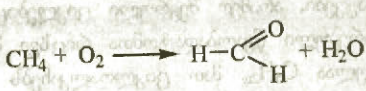
მეთანი 800°C-ზე უფრო მაღალ ტემპერატურაზე იშლება:



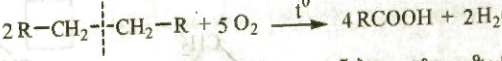
ამასთან, შუალედური პროდუქტის სახით მიიღება აცეტილენი:



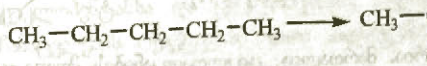
4. ჟანგვა, კრეკინგ-ჟანგვა. 450°C ტემპერატურასა და 1-2 მპა წნევაზე კატალიზატორის ($AlPO_4$ ან აზოტის ოქსიდები) თანაობისას ჰაერის ჟანგბადით მეთანის ჟანგვის შედეგად მიიღება ფორმალდეჰიდი:



კატალიზატორების თანაობისას ჟანგბადით ან ჰაერით აირად ან თხევად ფაზაში ალკანების ერთდროული კრეკინგითა და ჟანგვით წარმოიქმნება, ძირითადად, კარბონმჟავები:



5. იზომერიზაცია. ნორმალური აღნაგობის ალკანები კატალიზატორების ($AlCl_3$, $AlBr_3$) თანაობისას გახურებით განიცდის იზომერიზაციას განშტოებული ნახშირწყალბადების წარმოქმნით:



გამოყენება. ნახშირწყალბადების წვის შედეგად გამოყოფილი დიდი რაოდენობის სითბო გამოიყენება მათ გამოყენების საწვავად. მეთანთან ერთად, რომელიც ბუნებრივი აირის ძირითადი შემადგენელი კომპონენტია (იხ. §15.5.1), ამ მიზნით ამჟამად ფართოდ იყენებენ, აგრეთვე, პროპან-ბუტანის ნარევს (გათხევადებული აირი). თხევადი ნახშირწყალბადების ნარევი იხმარება საწვავად ავტომანქანებსა და თვითმფრინავებში. პარაფინისაგან (მყარი ალკანების ნარევი) ამზადებენ სანთლებს. მისი მეშვეობით ელენთავენ ქაღალდს, რომელიც წყალგაუმტარი ხდება და გამოიყენება შესაფუთად.

სამედიცინო პრეპარატი ვაზელინის ზეთი ალკანების ნარევია, რომელთა მოლეკულებში ნახშირბადატომთა რიცხვი 15-ს არ აღემატება, ხოლო ვაზელინი – მყარი და თხევადი ნავთერი ნახშირწყალბადების ნარევია, რომელთა მოლეკულებში თორმეტიდან ოცდახუთამდე ნახშირბადატომია.

ალკანების იზომერიზაციით ღებულობენ განშტოებული აღნაგობის ნახშირწყალბადებს, რომელთაც იყენებენ მაღალხარისხოვან ბენზინად და კაუჩუკის წარმოებაში. პარაფინებს ჟანგავენ მჟავებამდე და მათ საფუძველზე ღებულობენ საპნებსა და სხვა გამრეცხ საშუალებებს.

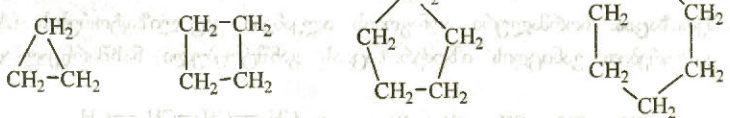
მრავალი ნაერთის მისაღებად გამოიყენება ე.წ. "სინთეზ-აირი", რომლის წარმოქმნა 800-900°C ტემპერატურაზე კატალიზატორების (Ni, MgO an Al_2O_3) თანაობისას შემდეგი რეაქციით ხორციელდება:

$$CH_4 + H_2O \longrightarrow CO + 3H_2$$

დიდი პრაქტიკული გამოყენება აქვს ალკანების ჰალოგენნაწარმებს. ქლორმეთანს იყენებენ გამაცივებელ აგენტად მაცივარ-დანადგარებში. ამავე მიზნით გამოიყენება დიქლორდიფთორმეთანი (ფრეონი). დიქლორმეთანი, ტრიქლორმეთანი და ტეტრაქლორმეთანი ხსნარება გამხსნელებად. ტეტრაქლორმეთანს იყენებენ, აგრეთვე, ცეცხლის ჩასაქრობად, რადგანაც მაღალ ტემპერატურაზე წარმოქმნილი მისი მძიმე, არაწვადი ორთქლი ახდენს საგნების იზოლირებას ჟანგბადისაგან. ტრიიოდმეთანი (იოდოფორმი), როგორც ანტისეპტიკური საშუალება, გამოიყენება სტომატოლოგიურ პრაქტიკაში და მალამოების დასამზადებლად. ქლორეთანი ($t_{დუღ}$=+12°C) შედარებით სუსტი გაცივებისას სითხედ იქცევა, რომელიც ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე დუღს დიდი რაოდენობით სითბოს შთანთქმით. მისი ეს თვისება გამოიყენება მედიცინაში ადგილობრივი ანესთეზიისათვის.

§15.2. ციკლოალკანები

ნახშირბადის ატომებმა sp^3-ჰიბრიდული ვალენტური ორბიტალებით შეიძლება წარმოქმნას არა მარტო ღია გრძელი ჯაჭვები, არამედ შეკრული ციკლებიც. ციკლის შეკვრის შედეგად ნახშირბადატომებთან დაკავშირებული წყალბადატომთა რიცხვი მცირდება და ასეთი ნახშირწყალბადების ზოგადი ფორმულაა C_nH_{2n}. მათ ციკლოალკანებს უწოდებენ, ციკლოალკანების უმარტივესი წარმომადგენელია ციკლოპროპანი. ჰომოლოგიური რიგის შემდეგი წევრებია: ციკლობუტანი, ციკლოპენტანი, ციკლოჰექსანი და ა.შ.

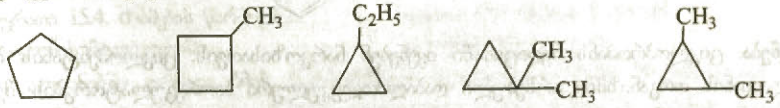


აღნაგობა, ნომენკლატურა, იზომერია. მართალია, ციკლოალკანების მოლეკულებში ყველა ნახშირბადატომი ქიმიურ ბმებს sp^3-ჰიბრიდული ორბიტალებით წარმოქმნის, მაგრამ ბმებს შორის კუთხე ციკლის ზომაზეა დამოკიდებული. ე.წ. მცირე ციკლებში (ციკლოპროპანი, ციკლობუტანი) ეს კუთხე მნიშვნელოვნად განსხვავდება ტეტრაედრული კუთხისაგან, რაც აღნიშნულ ციკლოალკანებში დაძაბულობას იწვევს და მათ არამდგრადობას განაპირობებს.

ციკლოალკანთა სახელწოდებები წარმოსდგება ნახშირბადატომების შესაბამისი რიცხვის შემცველ ალკანთა სახელწოდებებზე პრეფიქს „ციკლო"-ს დამატებით. თუ ციკლის გარდა ციკლოალკანის მოლეკულაში გვერდითი ჯაჭვიც არსებობს, მაშინ ციკლის სახელწოდების წინ

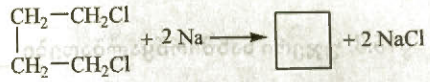
უთითებენ შესაბამისი რადიკალის სახელწოდებას, ამასთან, ციკლში ნახშირბადატომების დანომვრას ისე აწარმოებენ, რომ ჩანაცვლებლებს უმცირესი ლოკანტები გააჩნდეს.

ციკლოალკანებში იზომერია განპირობებულია ციკლის ზომით, ჩანაცვლებული ჯგუფების რიცხვით, მდებარეობითა და ალნაგობით. აქედან გამომდინარე, ციკლოპენტანს შეიძლება გააჩნდეს შემდეგი იზომერები:



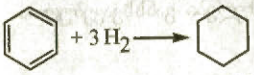
ციკლოპენტანი მეთილციკლობუტანი ეთილციკლოპროპანი 1,1-დიმეთილციკლოპროპანი 1,2-დიმეთილციკლოპროპანი

მიღება. ციკლოალკანების მიღების ძირითადი ხერხია ალკანების 1,3- და 1,4-დიჰალოგენნაწარმთა ურთიერთქმედება აქტიურ ლითონებთან:



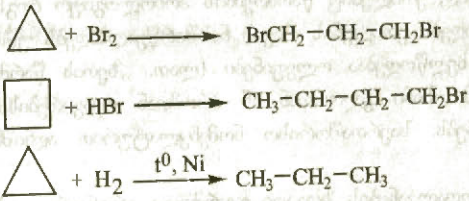
ეს, ფაქტობრივად, შიგამოლეკულური ვიურცის რეაქციაა.

ციკლოჰექსანის მიღება შეიძლება ბენზოლის ჰიდრირებით მაღალ ტემპერატურაზე კატალიზატორის (Ni, Pt) თანაობისას:

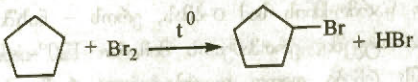


ფიზიკური თვისებები. ჩვეულებრივ პირობებში ციკლოპროპანი და ციკლობუტანი აირებია, C_5H_{10}-$C_{16}H_{32}$ შედგენილობის ციკლოალკანები – სითხეები, ხოლო ჰომოლოგიური რიგის შემდეგი წევრები – მყარი ნივთიერებები. ისინი წყალში უხსნადები არიან.

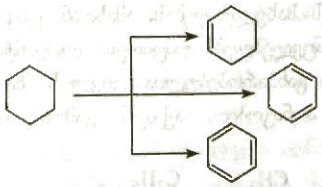
ქიმიური თვისებები. ციკლოპროპანისა და ციკლობუტანისათვის დამახასიათებელია მერთების, კერძოდ, ჰალოგენირების, ჰიდროჰალოგენირებისა და ჰიდრირების რეაქციები, რომლებიც ციკლის გაწყვეტით მიმდინარეობს:



რაც შეეხება ციკლოპენტანსა და ციკლოჰექსანს (ჩვეულებრივი ციკლები), ისინი უფრო ადვილად შედიან ჩანაცვლების რეაქციებში. მათი ჰალოგენირების რეაქცია, ალკანების ანალოგიურად, რადიკალური მექანიზმით მიმდინარეობს:



მაღალ ტემპერატურაზე კატალიზატორის (Pt, Pd) თანაობისას ჩვეულებრივი ციკლების დეჰიდრირებით შეიძლება წარმოიქმნას ერთი ან რამდენიმე ორმაგი ბმის შემცველი ციკლური ნაერთები, ან არენები. მაგალითად, ციკლოჰექსანის დეჰიდრირებით, პირობების მიხედვით, შეიძლება მივიღოთ ციკლოჰექსენი, ციკლოჰექსადიენი, ან ბენზოლი:



გამოყენება. ციკლოპროპანს მედიცინაში იყენებენ ნარკოზისათვის. ციკლოპენტანის ბირთვი შედის ადამიანის ორგანიზმში არსებული დაბალმოლეკულური ბიორეგულატორების შემადგენლობაში. ციკლოალკანთა უმრავლესობა გამოიყენება ორგანულ სინთეზებში. მაგალითად, ციკლოჰექსანიდან და მეთილციკლოჰექსანიდან დეჰიდრირებით ღებულობენ ბენზოლსა და ტოლუოლს, ამ უკანასკნელთ კი იყენებენ საღებრების, მედიკამენტებისა და სხვა მნიშვნელოვანი ნაერთების სინთეზისათვის.

§15.3. უჯერი ნახშირწყალბადები

ნახშირწყალბადები უჯერია, თუ მათი მოლეკულების შედგენილობაში გვხვდება ერთმანეთთან ორმაგი ან სამმაგი ბმებით დაკავშირებული ნახშირბადის ატომები. უჯერ ნახშირწყალბადებს მიეკუთვნება ალკენები, ალკინები, ალკადიენები და ა.შ. მათი უჯერობის ხარისხი და, აქედან გამომდინარე, ზოგადი ფორმულები განსხვავებულია.

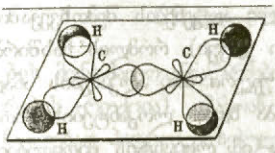
§15.3.1. ალკენები

თუ ალკანების მოლეკულებს ორ ატომ წყალბადს ჩამოვაშორებთ, წარმოიქმნება ნახშირწყალბადები ზოგადი ფორმულით C_nH_{2n}, რომელთა მოლეკულების შედგენილობაში მხოლოდ ერთი ორმაგი ბმაა ნებისმიერ ორ მეზობელ ნახშირბადატომს შორის. ამ რიგის უმარტივესი წარმომადგენელია C_2H_4 შედგენილობის ნაერთი, რომლის სახელწოდებაა ეთილენი.

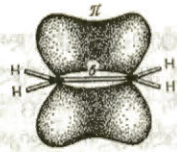
მეთანის ანალოგიურად, ეთილენიც წარმოქმნის ჰომოლოგიურ რიგს (იხ. ცხრილი 15.2) და ამ რიგის ნახშირწყალბადებს ეთილენის რიგის ნახშირწყალბადებს უწოდებენ. ისტორიულად ამ ნაერთების პირველი სახელწოდებაა ოლეფინები (ლათ. „ზეთის წარმომქმნელი"), რაც განპირობებულია იმით, რომ ისინი ქლორთან ან ბრომთან რეაგირებისას წარმოქმნიან თხევად, ზეთისმაგვარ ნივთიერებებს. საერთაშორისო ნომენკლატურით აღნიშნულ ნახშირწყალბადებს ალკენებს უწოდებენ.

ალკენებისა და ციკლოალკანების ზოგადი ფორმულა ერთნაირია. აქედან გამომდინარე, ისინი ერთმანეთის იზომერებს წარმოადგენენ (კლასთაშორისი იზომერია).

ელექტრონული აღნაგობა. ნომენკლატურა. იზომერია. ალკენების ელექტრონული აღნაგობა განვიხილოთ ეთილენის მაგალითზე. მის მოლეკულაში თითოეული ნახშირბადატომი sp^2-ჰიბრიდული ორბიტალებით წარმოქმნის სამ σ-ბმას, ერთს – ნახშირბადის და ორს – წყალბადის ატომებთან, ერთ სიბრტყეში, ერთმანეთის მიმართ 120°-იანი კუთხით (სურათი 15.4). თითოეულ ნახშირბადატომს რჩება თითო p-ორბიტალი, რომელიც არ განიცდის ჰიბრიდიზაციას, ინარჩუნებს მოცულობით რვიანას ფორმას და σ-ბმების სიბრტყის მართობულადაა ორიენტირებული. სიბრტყის ზევით და ქვევით p-ორბიტალების (მათი ღერძები ერთმანეთის პარალელურია) გვერდული გადაფარვის შედეგად მყარდება კიდევ ერთი ბმა ნახშირბადატომებს შორის (სურათი 15.5), რომელიც π-ბმის სახელწოდებითაა ცნობილი.



სურათი 15.4. σ-ბმების წარმოქმნა ეთილენის მოლეკულაში



სურათი 15.5. π-ბმის წარმოქმნა ეთილენის მოლეკულაში

ამრიგად, ალკენებში ორმაგი ბმის წარმომქმნელ ნახშირბადატომებს შორის ერთი σ- და ერთი π- ბმაა. ამის გამო მანძილი აღნიშნულ ნახშირბადატომთა ბირთვებს შორის უფრო მცირეა (0,134 ნმ), ვიდრე ალკანების შემთხვევაში (0,154 ნმ). მარტივი σ- ბმის ენერგიაა 346 კჯ/მოლი, ხოლო π- ბმისა – 256 კჯ/მოლი, რაც იმით აიხსნება, რომ ორბიტალების გვერდული გადაფარვა ნაკლები ხარისხით ხდება, ვიდრე გადაფარვა ატომბირთვების შემაერთებელი წრფის გასწვრივ.

ცხრილი 15.2

ალკენების ჰომოლოგიური რიგი

ფორმულა	სახელწოდება	$t_{ლღ}$ °C	$t_{დღ}$ °C
$CH_2=CH_2$	ეთენი	-169,4	-103,9
$CH_3-CH=CH_2$	პროპენი	-185,2	-47
$CH_3-CH_2-CH=CH_2$	ბუტენ-1	-130	-5
$CH_3-CH=CH-CH_3$	ბუტენ-2	-139	3,7
$CH_3-\underset{\displaystyle CH_3}{\overset{\displaystyle |}{C}}=CH_2$	2-მეთილპროპენი	-140,3	-6,9
$CH_3-CH_2-CH_2-CH=CH_2$	პენტენ-1	-138	29,9
$CH_3-CH_2-CH=CH-CH_3$	პენტენ-2	-139	36,9
$CH_3-CH=CH-\underset{\displaystyle CH_3}{\overset{\displaystyle |}{CH}}-CH_3$	3-მეთილბუტენ-1	-135	25
$CH_3-\underset{\displaystyle CH_3}{\overset{\displaystyle |}{CH}}-CH=CH_2$	2-მეთილბუტენ-2	-124	38,4
$CH_3-\underset{\displaystyle CH_3}{\overset{\displaystyle |}{C}}=CH-CH_3$	2-მეთილბუტენ-1	-137,6	31,2
$CH_2=\underset{\displaystyle CH_3}{\overset{\displaystyle |}{C}}-CH_2-CH_3$			

თუ თითოეულ ქიმიურ ბმას, ჩვეულებისამებრ, თითო ელექტრონული წყვილით გამოვსახავთ, ეთილენის ელექტრონული ფორმულა ასე დაიწერება:

$$H:\underset{\displaystyle H}{\overset{\displaystyle \cdot\cdot}{C}}::\underset{\displaystyle H}{\overset{\displaystyle \cdot\cdot}{C}}:H$$

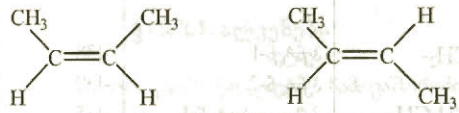
ალკენების სახელწოდებები იწარმოება შესაბამისი ნაჯერი ნახშირწყალბადების სახელწოდებისაგან დაბოლოება „ან“-ს „ილენი“-თ შეცვლით. მაგალითად: C_2H_4-ეთილენი, C_3H_6-პროპილენი, C_4H_8-ბუტილენი, C_5H_{10}-პენტილენი და ა.შ. საერთაშორისო ნომენკლატურით ეთილენის რიგის ნახშირწყალბადთა სახელწოდებები იწარმოება შესაბამისი ნაჯერი ნახშირწყალბადების სახელწოდებებიდან დაბოლოება „ან“-ს „ენ“-თ შეცვლის გზით. მაგალითად: ეთენი,

პროპენი, ბუტენი, პენტენი, ჰექსენი და ა.შ. განშტოებული ალკენების შემთხვევაში შეარჩევენ ორმაგი ბმის შემცველ ყველაზე გრძელ ჯაჭვს (მთავარი ჯაჭვი), რომლის ნახშირბადატომებს ნომრავენ იმ ბოლოდან, რომელთანაც უფრო ახლოსაა უჯერი ბმა. ალკანების ანალოგიურად, მთავარ ჯაჭვში ჩანაცვლებული რადიკალების დასახელება ხდება ლოკანტების მითითებით და ბოლოს მთავარი ჯაჭვის ნახშირწყალბადის დასახელება იმ ლოკანტის მითითებით, რომლიდანაც იწყება ორმაგი ბმა. ლოკანტი იწერება „ენ“ სუფიქსის შემდეგ.

ალკენთა მოლეკულებიდან წყალბადატომის მოწყვეტის შედეგად წარმოიქმნება უჯერი რადიკალები. უმარტივეს უჯერ რადიკალებს სპეციფიკური სახელწოდებები გააჩნია. მაგალითად, ეთილენის რადიკალს (CH_2=CH-) ვინილი ეწოდება, პროპილენის რადიკალს (CH_2=CH-CH_2-) კი – ალილი.

ალნაგობის იზომერების რიცხვი ალკენებში უფრო მეტია, ვიდრე შესაბამის ალკანებში, რაც იმითაა განპირობებული, რომ, გარდა ჯაჭვის განშტოებით გამოწვეული იზომერიისა, აქ გვხვდება ორმაგი ბმის მდებარეობის იზომერიაც. ცხრილში (იხ. 15.2) მოყვანილია ბუტენისა და პენტენის იზომერების ფორმულები და მათი სახელწოდებები საერთაშორისო ნომენკლატურით.

ალკენებისათვის დამახასიათებელია, აგრეთვე, გეომეტრიული ანუ ცის-ტრანს იზომერია, რომელიც განპირობებულია მოლეკულაში ორმაგი ბმის არსებობით. π-ბმის დამყარების შედეგად, ორმაგი ბმის წარმომქმნელი ნახშირბადატომები კარგავს თავისუფალი ბრუნვის უნარს ბმის გაწყვეტის გარეშე. ამიტომ ჩანაცვლებული ჯგუფები შეიძლება განლაგდეს ორმაგი ბმის სიბრტყის ერთ ან სხვადასხვა მხარეს. თუ ჩანაცვლებული ჯგუფები ორმაგი ბმის ერთ მხარესაა (ლათ. cis), მიიღება ცის- იზომერი, ხოლო, თუ სხვადასხვა მხარეს (ლათ. trans) – ტრანს-იზომერი. მაგალითად, ბუტენ-2-ის გეომეტრიული იზომერები ასე გამოისახება:



ცის-ბუტენ-2 ტრანს-ბუტენ-2

თუ ორმაგი ბმის რომელიმე ნახშირბადატომთან დაკავშირებული ორივე ატომი ან ატომთა ჯგუფი ერთნაირია, მაშინ ასეთ ალკენს გეომეტრიული იზომერები არ გააჩნია. მაგალითად, პენტენის იზომერებიდან ცის-ტრანს იზომერია მხოლოდ პენტენ-2-ს ახასიათებს.

მიღება. ალკენები ქიმიურად საკმაოდ აქტიური ნივთიერებებია, რის გამოც ბუნებაში თავისუფალი სახით თითქმის არ გვხვდება. ალკანებისაგან განსხვავებით, ბუნებრივი აირისა და ნავთობის შედგენილობაში ისინი ძალიან მცირე რაოდენობით შედიან. ალკენების მიღება შეიძლება ნავთობის კრეკინგით, ასევე სინთეზური მეთოდებითაც:

1. ნაკლერი ერთატომიანი სპირტების შიგამოლეკულური დეჰიდრატაციით:

$$R-CH_2-CH_2OH \longrightarrow R-CH=CH_2 + H_2O$$

$$CH_3CH_2OH \longrightarrow CH_2=CH_2 + H_2O$$

ლაბორატორიულ პირობებში ეთილის სპირტისა და კონცენტრირებული გოგირდმჟავას ნარევს აცხელებენ 170°C ტემპერატურაზე. წარმოებაში ტემპერატურა 300-350°C აღწევს, კატალიზატორად კი ალუმინის ოქსიდია გამოყენებული.

2. ალკანების დიჰალოგენნაწარმებზე აქტიური ლითონების (Zn, Mg) ურთიერთქმედებით:

$$R-CHBr-CH_2Br + Zn \longrightarrow R-CH=CH_2 + ZnBr_2$$

$$CH_2Br—CH_2Br + Mg \longrightarrow CH_2=CH_2 + MgBr_2$$

3. ალკანების მონოჰალოგენწარმობის ურთიერთქმედებით ტუტის სპირტხსნართან (დეჰიდრო-ჰალოგენირების რეაქცია). ამასთან, წყალბადატომის მოწყვეტა უპირატესად ხორციელდება ყველაზე ნაკლებად ჰიდროგენიზებული ნახშირბადის ატომიდან (ზაიცევის წესი):

$$CH_3—CH_2Cl + KOH \longrightarrow CH_2=CH_2 + KCl + H_2O$$

$$R-CH_2-CHCl-CH_3 + KOH \longrightarrow R-CH=CH-CH_3 + KCl + H_2O$$

4. ალკანების დეჰიდრირებით მაღალ (300°C) ტემპერატურაზე, კატალიზატორის (Cr_2O_3) თანაობისას:

$$R-CH_2-CH_3 \longrightarrow R-CH=CH_2 + H_2$$

$$CH_3-CH_3 \longrightarrow CH_2=CH_2 + H_2$$

ფიზიკური თვისებები. ეთილენი უფერო, უსუნო აირია. მისი ჰომოლოგები, ბუტენის ჩათვლით, აირადი ნივთიერებებია. პენტენიდან ოქტადეცენის ($C_{18}H_{36}$) ჩათვლით ყველა ალკენი სითხეა, ხოლო ნონადეცენიდან დაწყებული – მყარი ნივთიერება. აირად და მყარ ალკენებს სუნი არ გააჩნია, თხევადებს კი ნავთის სუნი აქვს. ოლეფინები წყალში უხსნადი ნივთიერებებია, მაგრამ კარგად იხსნებიან ორგანულ გამხსნელებში. მათი დუღილის ტემპერატურები უფრო მაღალია, ვიდრე შესაბამისი ალკანების დუღილის ტემპერატურები (იხ. ცხრ. 15.1).

ქიმიური თვისებები. ალკენების მოლეკულათა შედგენილობაში შედარებით სუსტი π-ბმის არსებობა განაპირობებს მათ მაღალ რეაქციისუნარიანობას. მრავალ რეაქციაში π-ბმა ელექტრონების დონორს წარმოადგენს, ამიტომ ის ადვილად ურთიერთქმედებს ელექტროფილურ რეაგენტებთან. აქედან გამომდინარე, ალკენებისათვის განსაკუთრებით დამახასიათებელია ელექტროფილური მიერთების რეაქციები, რომელთა დროსაც π-ბმის გახლეჩა მიმდინარეობს ჰეტეროლიზური მექანიზმით. თუ შემტევი რეაგენტი რადიკალს წარმოადგენს, მაშინ ბმის გაწყვეტა მიმდინარეობს ჰომოლიზური მექანიზმით და წარიმართება რადიკალური მიერთების რეაქცია.

ეთილენისა და მისი ჰომოლოგებისათვის, გარდა მიერთების რეაქციებისა, დამახასიათებელია π-ბმის გაწყვეტის ხარჯზე მიმდინარე ჟანგვისა და პოლიმერიზაციის რეაქციები.

1. **წვა.** ალკანებისაგან განსხვავებით, ალკენები იწვის მნათი ალით:

$$C_nH_{2n} + \frac{3n}{2} O_2 \longrightarrow nCO_2 + nH_2O$$

$$C_2H_4 + 3O_2 \longrightarrow 2CO_2 + 2H_2O$$

მნათი ალით წვა განპირობებულია მასში ნახშირბადის მასური წილის გაზრდით. გაცხელებისას, ეთილენის მოლეკულების დაშლის დროს წარმოქმნილი ნახშირბადი ვერ ასწრებს წვას. ის ვერ ვარვარდება, რაც ალის ნათებას იწვევს, ხოლო შემდეგ სრულად იწვის ალის გარეთა ნაწილში.

2. **ჟანგვა.** ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე ალკენები ადვილად იჟანგება. ამასთან, ჟანგვას განიცდის ორმაგი ბმით დაკავშირებული ორივე ნახშირბადის ატომი. მაგალითად, ეთილენის გატარებისას კალიუმის პერმანგანატის წყალხსნარში ამ უკანასკნელის იისფერი შეფერვა ქრება. ამ დროს ეთილენი იჟანგება კალიუმის პერმანგანატით და ორატომიანი სპირტი – ეთილენგლიკოლი წარმოიქმნება:

$$3CH_2=CH_2 + 2KMnO_4 + 4H_2O \longrightarrow 3CH_2OH—CH_2OH + 2MnO_2 + 2KOH$$

ეთილენის ჰომოლოგებიდან წარმოიქმნება შესაბამისი გლიკოლები:

$$3R-CH=CH_2 + 2KMnO_4 + 4H_2O \longrightarrow 3R-CHOH-CH_2OH + 2MnO_2 + 2KOH$$

თუ მჟანგავს პირობითად აღვნიშნავთ ჟანგბადის ატომის სახით, რეაქციის განტოლება მარტივად შეიძლება ჩაიწეროს შემდეგნაირად:

$$CH_2{=}CH_2 + O + H_2O \longrightarrow CH_2OH{-}CH_2OH$$

კალიუმის პერმანგანატის ხსნართან რეაქცია უჯერი ნახშირწყალბადების აღმოსაჩენად გამოიყენება.

3. მიერთება

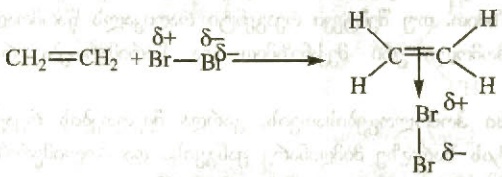
ა) ჰალოგენირება. ალკენები ურთიერთქმედებს ჰალოგენებთან. თუ ეთილენს გავატარებთ მურა-მოწითალო ფერის ბრომიან წყალში, ეს უკანასკნელი გაუფერულდება ეთილენის ბრომთან მიერთების გამო. ანალოგიურად მიმდინარეობს რეაქციები ეთილენის ჰომოლოგებთან, ამიტომ ბრომიანი წყლის გაუფერულებაც უჯერი ნახშირწყალბადების აღმომჩენი რეაქციაა:

$$R{-}CH{=}CH_2 + Br_2 \longrightarrow R{-}CHBr{-}CH_2Br$$

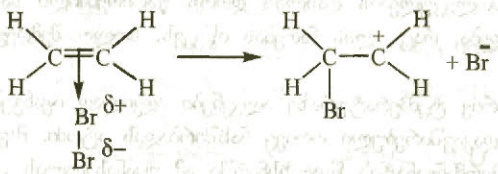
$$CH_2{=}CH_2 + Br_2 \longrightarrow CH_2Br{-}CH_2Br$$

ალკანების ჰალოგენირების რეაქციისაგან განსხვავებით, რომელიც რადიკალური ჩანაცვლების (S_R) მექანიზმით მიმდინარეობს, ალკენთა ჰალოგენებთან ურთიერთქმედება ელექტროფილური მიერთების (A_E) მექანიზმით ხორციელდება. მიერთების რეაქციის მექანიზმი განვიხილოთ ეთილენთან ბრომის ურთიერთქმედების მაგალითზე.

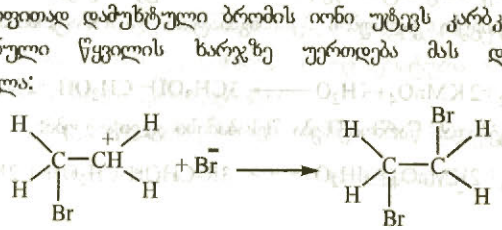
ბრომის არაპოლარული მოლეკულა ეთილენის მოლეკულასთან მიახლოებისას π-ბმის ელექტრონული ღრუბლის გავლენით პოლარიზდება, საერთო ელექტრონული წყვილი გადაიწევს ერთ-ერთი ატომისაკენ. ბრომის პოლარიზებული მოლეკულის ნაწილობრივი დადებითი მუხტის მქონე ატომი π-ბმასთან წარმოქმნის არამდგრად, ე.წ. π-კომპლექსს:



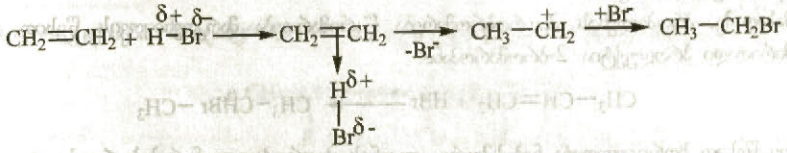
ამ შემთხვევაში ხორციელდება ელექტროსტატიკური ურთიერთქმედება, მაგრამ ქიმიური ბმა ჯერ არაა დამყარებული. შემდგომ ჰალოგენის მოლეკულაში ხდება ბმის ჰეტეროლიზური გაწყვეტა და ბრომის დადებითად დამუხტული იონი π-ბმის ელექტრონული წყვილის ხარჯზე მიერთდება ერთ-ერთ ნახშირბადის ატომს. შედეგად π-კომპლექსი გადადის σ-კომპლექსში (კარბკატიონში):



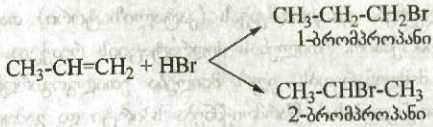
ამის შემდეგ უარყოფითად დამუხტული ბრომის იონი უტევს კარბკატიონს, საკუთარი თავისუფალი ელექტრონული წყვილის ხარჯზე უერთდება მას და წარმოიქმნება 1,2-დიბრომეთანის მოლეკულა:



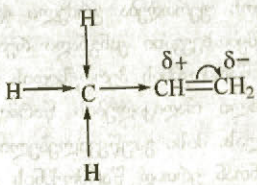
ბ) ჰიდროჰალოგენირება. ეთილენის ჰალოგენწყალბადებთან ურთიერთქმედება წინა რეაქციის მექანიზმით ხორციელდება. ამასთან, ცხადია, ეთილენის მოლეკულის ელექტროფილური შეტევა იწყება ნაწილობრივი დადებითი მუხტის მქონე წყალბადის ატომით. რეაქციის საბოლოო პროდუქტია ბრომეთანი:



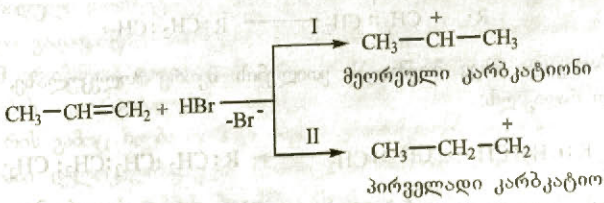
ეთილენის ჰომოლოგების ჰიდროჰალოგენირება მიმდინარეობს **მარკოვნიკოვის წესით,** რომლის თანახმად, **წყალბადი უერთდება უფრო მეტად ჰიდროგენიზებულ ნახშირბადის ატომს, ხოლო ჰალოგენი – ნაკლებად ჰიდროგენიზებულ ნახშირბადის ატომს.** მაგალითად, პროპილენის ურთიერთქმედებისას ბრომწყალბადთან შეიძლება მივიღოთ ორი პროდუქტი:



ვ. მარკოვნიკოვმა დაადგინა, რომ რეაქცია უპირატესად მეორე მიმართულებით – 2-ბრომპროპანის წარმოქმნით მიმდინარეობს. ეს ფაქტი შეიძლება შემდეგნაირად აიხსნას: მეთილის რადიკალის +I- ეფექტის (ის განპირობებულია რადიკალში მცირედ პოლარული C-H ბმების არსებობითა და ნახშირბადატომზე ელექტრონული სიმკვრივის გაზრდით, რაც, თავის მხრივ, მეზობელ ნახშირბადატომთან დამაკავშირებელი σ-ბმის ელექტრონული სიმკვრივის განზიდვას იწვევს) გამო პროპილენის მოლეკულაში ელექტრონული სიმკვრივის განაწილება ხელს უწყობს განაპირა, უფრო მეტად ჰიდროგენიზებულ ნახშირბადის ატომზე ელექტროფილური ნაწილაკის შეტევას:



მეორე მხრივ, ელექტროფილური ნაწილაკის – H^+ მიერთების შედეგად შესაძლებელია ორი ტიპის კარბკატიონის წარმოქმნა:



რეაქციის I მიმართულებით მიმდინარეობა უფრო ხელსაყრელია გაცილებით მდგრადი მეორეული კარბკატიონის წარმოქმნის გამო, რომელშიც ნახშირბადატომზე არსებული ელექტრო-

ნული სიმკვრივის დეფიციტი უფრო მეტად კომპენსირდება ორი მეთილის ჯგუფის +I-ეფექტების გამო. რეაქციის II მიმართულებით წარმართვისას წარმოქმნილი პირველადი კარბკატიონის განაპირა ნახშირბადის ატომზე ელექტრონული სიმკვრივის დეფიციტის შევსება ხორციელდება მხოლოდ ერთი (ეთილის) რადიკალის ხარჯზე, რაც ამ კარბკატიონის ნაკლებ მდგრადობას განაპირობებს.

მაშასადამე, პროპილენის ჰიდრობრომირება წარიმართება მარკოვნიკოვის წესით და რეაქციის ძირითადი პროდუქტია 2-ბრომპროპანი:

$$CH_3-CH=CH_2 + HBr \longrightarrow CH_3-CHBr-CH_3$$

ამავე წესით ხორციელდება ნებისმიერი ალკენის ჰიდროჰალოგენირების რეაქცია:

გ) ჰიდრირება. კატალიზატორის (Ni, Pt, Pd) თანაობისას ალკენები იერთებს წყალბადს შესაბამისი ალკანების წარმოქმნით:

$$C_nH_{2n} + H_2 \longrightarrow C_nH_{2n+2} \qquad CH_2=CH_2 + H_2 \longrightarrow CH_3-CH_3$$

დ) ჰიდრატაცია. ალკენები გოგირდმჟავას (კატალიზატორი) თანაობისას ურთიერთქმედებს წყალთან სპირტების წარმოქმნით. ეთილენის ჰიდრატაციის რეაქცია, სხვა ალკენების ანალოგიურად, ორ საფეხურად მიმდინარეობს. ჯერ მიიღება ეთილგოგირდმჟავა, ხოლო ამ უკანასკნელის წყალთან ურთიერთქმედებისას წარმოიქმნება სპირტი და გამოიყოფა გოგირდმჟავა:

$$CH_2=CH_2 + HOSO_2OH \longrightarrow CH_3\text{-}CH_2OSO_2OH$$

$$CH_3\text{-}CH_2OSO_2OH + H_2O \longrightarrow CH_3\text{-}CH_2OH + H_2SO_4$$

ეთილენის ჰომოლოგების ჰიდრატაციის რეაქცია მარკოვნიკოვის წესით ხორციელდება:

$$R-CH=CH_2 + H_2O \longrightarrow R-\underset{\displaystyle OH}{\underset{|}{CH}}-CH_3$$

4. პოლიმერიზაცია. მაღალ ტემპერატურასა და წნევაზე მცირეოდენი ჟანგბადის თანაობისას ეთილენის მოლეკულები ერთმანეთს უერთდება გრძელი ჯაჭვური მოლეკულების წარმოქმნით (პოლიმერიზაცია. იხ. §18.1). ამ შემთხვევაში ჟანგბადი რეაქციის ინიციატორია. მისი მოლეკულები ეთილენის მოლეკულებთან წარმოქმნის პეროქსიდის ტიპის უმდგრად ნაერთებს, რომლებიც ადვილად იშლება თავისუფალი რადიკალების წარმოქმნით. როდესაც ასეთი რადიკალი (R•) ეჯახება ეთილენის მოლეკულას, მისი გაუწყვილებელი ელექტრონი მოქმედებს π-ბმაზე და ამ უკანასკნელის ერთ ელექტრონთან ერთად წარმოქმნის ელექტრონულ წყვილს – მყარდება კოვალენტური ბმა ეთილენის მოლეკულასთან. π-ბმის მეორე ელექტრონი თავისუფალი რჩება, რის გამოც მთელი ნაწილაკი გარდაიქმნება თავისუფალ რადიკალად:

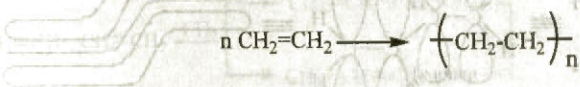
$$R\cdot + CH_2::CH_2 \longrightarrow R:CH_2:CH_2\cdot$$

მიღებული რადიკალი ისევ მოქმედებს ეთილენის მეორე მოლეკულაზე, იერთებს მას და წარმოქმნის ახალ რადიკალს:

$$R:CH_2:CH_2\cdot + CH_2::CH_2 \longrightarrow R:CH_2:CH_2:CH_2:CH_2\cdot$$

ჯაჭვური რეაქციის შედეგად ეთილენის ასობით მოლეკულა თანმიმდევრობით ერთდება გრძელი ჯაჭვების წარმოქმნით. პროცესი გრძელდება მანამ, სანამ არ გაწყდება ჯაჭვი (მაგალითად,

მზარდი რადიკალების ერთმანეთთან შეერთებისას). რეაქციის საბოლოო პროდუქტია პოლიეთილენი:



ზოგადად, ოლეფინების პოლიმერიზაციის პროცესი შეიძლება ასე გამოისახოს:

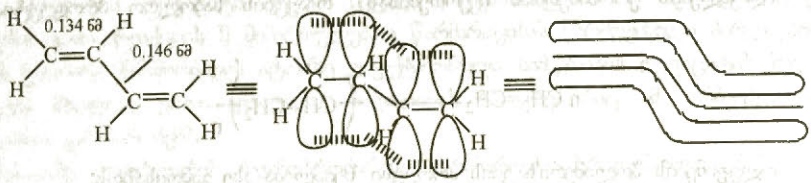


გამოყენება. ეთილენი ფართოდ გამოიყენება სახალხო მეურნეობის მრავალ დარგში. ის აქვეითებს მგრძნობიარობას, რის გამოც ერთ ხანს გამოიყენებოდა ნარკოზად ოპერაციების დროს. ეთილენი აჩქარებს ნაყოფების დამწიფებას. ამ თვისებამ დიდი პრაქტიკული გამოყენება პოვა. ქლორთან რეაგირებისას მიღებული 1,2-დიქლორეთანი საუკეთესო გამხსნელია და იყენებენ ფისების გასახსნელად და ქსოვილების გასაწმენდად. ის იხმარება სოფლის მეურნეობაშიც ვაზის ფილოქსერის წინააღმდეგ და მარცვლეულის საცავთა გაუსნებოვნებისათვის. ეთილენიდან, ქლორწყალბადის მოქმედებით, ღებულობენ ქლორეთანს, რომელიც გამოიყენება მედიცინაში ადგილობრივი ანესთეზიისათვის ტრავმებისა და მსუბუქი ოპერაციების დროს. ეთილენისა და პროპილენის პოლიმერიზაციით მიღებულ პოლიეთილენსა და პოლიპროპილენს იყენებენ სხვადასხვა ნაკეთობისა და პროდუქტის შესაფუთად, ელექტროსადენების საიზოლაციოდ, საყოფაცხოვრებო საგნებისა და წყალსადენი მილების, მავთა- და ტუტეგამძლე დეტალებისა და ჭურჭლის დასამზადებლად.

§15.3.2. ალკადიენები

ალკადიენები უფერი ნახშირწყალბადებია, რომელთა მოლეკულების შედგენილობაში ორი ორმაგი ბმაა. მათი ზოგადი ფორმულაა C_nH_{2n-2}. ორმაგი ბმების მდებარეობის მიხედვით არჩევენ კუმულირებულ (ორმაგი ბმები მიმდევრობითაა განლაგებული), იზოლირებულ (ორმაგი ბმები ერთმანეთისაგან რამდენიმე მარტივი ბმითაა გამოყოფილი) და შეუღლებულ (ორმაგი ბმები ერთმანეთისაგან მხოლოდ ერთი მარტივი ბმითაა გამოყოფილი) დიენურ ნახშირწყალბადებს. ჩვენ განვიხილავთ მხოლოდ შეუღლებულ ალკადიენებს, რადგან მათ დიდი პრაქტიკული მნიშვნელობა აქვთ.

აღნაგობა. შეუღლებული დიენური ნახშირწყალბადების უმარტივესი წარმომადგენლებია: ბუტადიენ-1,3 ანუ დივინილი და 2-მეთილბუტადიენ-1,3 ანუ იზოპრენი, მათში ყველა ნახშირბადატომი სამ σ-ბმას წარმოქმნის sp^2-ჰიბრიდული ვალენტური ორბიტალებით. თითოეული მათგანის მეოთხე არაჰიბრიდული p-ორბიტალი განლაგებულია σ-ბმების სიბრტყის პერპენდიკულარულად. ისინი გვერდული გადაფარვით სიბრტყის ზევით და ქვევით წარმოქმნიან π-ბმებს. მაგრამ აღსანიშნავია, რომ ერთმანეთს გადაფარავს არა მარტო პირველი და მეორე, მესამე და მეოთხე ნახშირბადატომების p-ორბიტალები, არამედ მეორე და მესამე ნახშირბადატომთა p-ორბიტალებიც, რის გამოც ხდება ორმაგი ბმების ერთმანეთთან დაკავშირება – შეუღლება. წარმოიქმნება ერთიანი დელოკალიზებული (ოთხივე ნახშირბადის ატომზე გადანაწილებული) π-სისტემა, რასაც თან ახლავს σ-ბმის შეკუმშვა (სურათი 15.6).



სურათი 15.6. ბუტადიენ-1,3-ის მოლეკულის აღნაგობა

იზომერია და ნომენკლატურა. ალკადიენებისათვის დამახასიათებელია იზომერიის ოვივე სახეები, რაც ალკენებისათვის: 1) ნახშირბადული ჯაჭვის იზომერია; 2) ორმაგი ბმების მდებარეობის იზომერია; 3) გეომეტრიული (ცის-ტრანს) იზომერია.

ალკადიენების მთავარი ჯაჭვი აუცილებლად უნდა შეიცავდეს ორივე ორმაგ ბმას. ჯაჭვის დანომვრას კი ისე ახდენენ, რომ ორმაგი ბმების მდებარეობის აღმნიშვნელი ლოკანტების ჯამი იყოს მინიმალური. ამ ნაერთების დასახელებისას შესაბამისი ალკანის სახელწოდებას ემატება სუფიქსი „დიენი", ამასთან, აუცილებლად მიეთითება ორმაგი ბმების მდებარეობა.

მიღება. ალკადიენების მიღების ძირითადი სამრეწველო ხერხია ალკანების დეჰიდრირება. მაგალითად, დივინილს ღებულობენ ბუტანიდან, ხოლო იზოპრენს – 2-მეთილბუტანიდან:

$$CH_3-CH_2-CH_2-CH_3 \xrightarrow{t^0,\ Cr_2O_3} CH_2=CH-CH=CH_2 + 2H_2$$

$$CH_3-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_2-CH_3 \xrightarrow{t^0,\ Cr_2O_3} CH_2=\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{C}}-CH=CH_2 + 2H_2$$

ბუტადიენ-1,3-ის მიღება შეიძლება ეთილის სპირტის ერთდროული დეჰიდრირებითა და დეჰიდრატაციით (ლებედევის რეაქცია):

$$2\,C_2H_5OH \xrightarrow{t^0,\ ZnO,\ Al_2O_3} CH_2=CH-CH=CH_2 + 2H_2O + H_2$$

ფიზიკური თვისებები. ბუტადიენ-1,3 ჩვეულებრივ პირობებში აირია, რომელიც -4,5°C ტემპერატურაზე თხევადდება. 2-მეთილბუტადიენ-1,3 (იზოპრენი) აქროლადი სითხეა, დულს 34,1°C ტემპერატურაზე. საერთოდ, 1,3-ალკადიენები უფერო ნივთიერებებია, ამასთან, დაბალი წევრები აირები ან ადვილად მდუღარე სითხეებია.

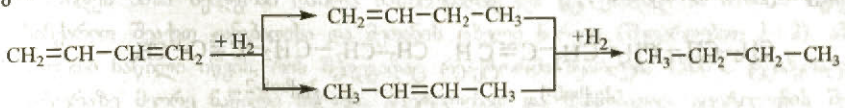
ქიმიური თვისებები. ალკადიენებისათვის დამახასიათებელია მიერთების რეაქციები. ეს რეაქციები ალკენების ანალოგიურად ელექტროფილური მიერთების მექანიზმით მიმდინარეობს. ამასთანავე, აღსანიშნავია, რომ რეაგენტის მიერთება შეიძლება წავიდეს ან ერთ-ერთ ორმაგ ბმასთან (1,2-მიერთება), ან მოლეკულის თავსა და ბოლოში (1,4-მიერთება). მაგალითად, დივინილის ბრომთან ურთიერთქმედება შეიძლება ორი მიმართულებით წარიმართოს:

$$CH_2=CH-CH=CH_2 + Br_2 \longrightarrow \begin{cases} CH_2=CH-CHBr-CH_2Br \\ \text{3,4-დიბრომბუტენ-1} \\ BrCH_2-CH=CH-CH_2Br \\ \text{1,4-დიბრომბუტენ-2} \end{cases}$$

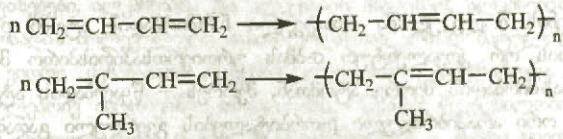
რეაქციის შედეგად უპირატესად 1,4-მიერთების პროდუქტი მიიღება.

რეაქციის პირობებისა და რეაგენტების შერჩევით შესაძლებელია პროცესის საჭირო მიმართულებით წარმართვა. ცხადია, ჭარბი ბრომის მოქმედებისას მიიღება 1,2,3,4-ტეტრაბრომბუტანი.

კატალიზატორის (Ni) თანაობისას ალკადიენების ჰიდრირებით წარმოიქმნება ალკენები ან ალკანები:



ალკადიენებისათვის დამახასიათებელია პოლიმერიზაციის რეაქციები. ამ რეაქციებს დიდი პრაქტიკული მნიშვნელობა აქვს, რადგანაც მათი მეშვეობით ხორციელდება სინთეზური კაუჩუკის მიღება:



გამოყენება. ალკადიენები ძირითადად კაუჩუკის სინთეზში გამოიყენება.

§15.3.3. ალკინები

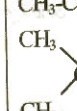
დიენური ნახშირწყალბადების მსგავსად, ალკინების ზოგადი ფორმულაა C_nH_{2n-2} (კლასთაშორისი იზომერია), მაგრამ ამ უკანასკნელთა მოლეკულებში ნახშირბადატომებს შორის ერთი სამმაგი ბმაა. ალკინების ჰომოლოგიური რიგის (იხ. ცხრილი 15.3) უმარტივესი წარმომადგენელია აცეტილენი – H-C≡C-H.

ნომენკლატურა და იზომერია. ალკინების ნომენკლატურა იგივე პრინციპებს ემყარება, რასაც – ალკენების ნომენკლატურა. საერთაშორისო ნომენკლატურის მიხედვით მათი სახელწოდება წარმოსდგება შესაბამისი ნაჯერი ნახშირწყალბადების სახელწოდებებისაგან დაბოლოება „ან“-ს „ინი“-თ შეცვლით. მაგალითად, აცეტილენს უწოდებენ ეთინს.

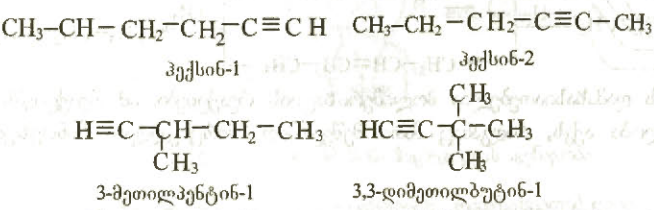
აცეტილენის მოლეკულაში წყალბადატომების რადიკალებით შეცვლით მიიღება ალკინების ჰომოლოგიური რიგის სხვა წევრები: მეთილაცეტილენი ანუ პროპინი – CH_3-C≡C-H, ეთილაცეტილენი ანუ ბუტინ-1 – CH_3-CH_2-C≡CH, დიმეთილაცეტილენი ანუ ბუტინ-2 - CH_3-C≡C-CH_3 და ა.შ.

ცხრილი 15.3

ალკინების ჰომოლოგიური რიგი

ფორმულა	სახელწოდება	$t_{ლღ.}$ °C	$t_{დუღ.}$ °C
HC≡CH	ეთინი	-81,8(0,13 მპა)	-83,6
CH_3-C≡CH	პროპინი	-104,7	-23,3
C_2H_5-C≡C-H	ბუტინ-1	-130	-8,6
CH_3-C≡C-CH_3	ბუტინ-2	-32,3	27,2
CH_3-CH_2-CH_2-C≡C-H	პენტინ-1	-95	40
CH_3-C≡C-C_2H_5	პენტინ-2	-101	56
	3-მეთილბუტინ-1	-89,7	29,3

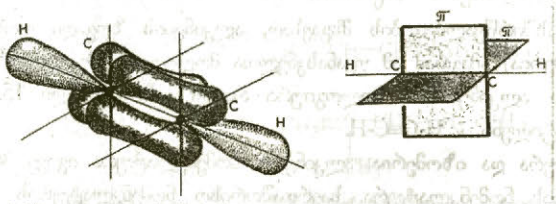
ამ რიგის ნახშირწყალბადებში გვხვდება ნახშირბადატომთა ჯაჭვის იზომერია და სამმაგი ბმის მდებარეობის იზომერია:



ჰექსინ-1 ჰექსინ-2

3-მეთილპენტინ-1 3,3-დიმეთილბუტინ-1

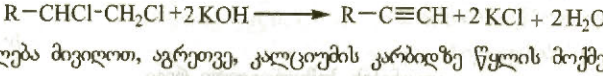
აღნაგობა. აცეტილენის მოლეკულაში თითოეული ნახშირბადის ატომი sp-ჰიბრიდული ორბიტალებით წარმოქმნის ორ კოვალენტურ σ-ბმას ურთიერთსაპირისპირო მიმართულებით, 180^0 კუთხით, ერთს - ნახშირბადის მეორე ატომთან, მეორეს – წყალბადის ატომთან. ნახშირბადატომის დარჩენილი ორი არაჰიბრიდული p-ორბიტალების გვერდული გადაფარვით მეორე ნახშირბადატომის ასეთივე p-ორბიტალებთან ურთიერთმართობულ სიბრტყეში წარმოიქმნება ორი π-ბმა. ამრიგად, აცეტილენში ნახშირბადატომებს შორის ერთი σ- და ორი π-ბმაა (იხ. სურათი 15.7), რაც იწვევს ნახშირბადატომთა შორის ბმის კიდევ უფრო დამოკლებას (0,120 ნმ) ეთილენთან შედარებით.



სურათი 15.7. σ- და π- ბმების წარმოქმნა აცეტილენის მოლეკულაში

მიღება. ალკინები მიიღება ნაჯერი ნახშირწყალბადების დიჰალოგენნაწარმებზე კალიუმის ტუტის სპირტხსნარის მოქმედებით:





აცეტილენი შეიძლება მივიღოთ, აგრეთვე, კალციუმის კარბიდზე წყლის მოქმედებით:

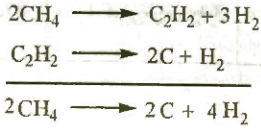


ეს მეთოდი აცეტილენის მიღების ყველაზე ძველი სამრეწველო მეთოდია. რეაქცია ძალიან ადვილად მიმდინარეობს. კალციუმის კარბიდი, თავის მხრივ, მიიღება კირისა და კოქსის გახურებით 2000°C ტემპერატურაზე ელექტროლუმელებში:



კარბიდის მიღება ელექტროენერგიის დიდ ხარჯებთან არის დაკავშირებული.

უკანასკნელ წლებში აცეტილენს ღებულობენ იაფი ნედლეულის – ბუნებრივი აირიდან (მეთანიდან). მეთანის მაღალ ტემპერატურაზე გახურებისას ერთ-ერთ შუალედურ პროდუქტად მიიღება აცეტილენი:



აღნიშნული პროცესის დროს საჭიროა შუალედურ სტადიაზე აცეტილენის გამოყოფა, რათა არ მოხდეს მისი შემდგომი დაშლა ნახშირბადად და წყალბადად. ამ მიზნით რეაქტორში დიდი სიჩქარით შეაქვთ ჟანგბადისა და მეთანის ცხელი ნარევი (შეფარდებით 1 : 2). ამ დროს მეთანის ერთი ნაწილი იწვის, რის შედეგადაც რეაქტორში მყარდება 1500°C ტემპერატურა. ამ ტემპერატურაზე მეორე ნაწილი იშლება აცეტილენად და წყალბადად. აცეტილენის შემდგომი დაშლის თავიდან აცილების მიზნით, სარეაქციო არიდან პროდუქტები სწრაფად გამოაქვთ და წყლით აცივებენ (წყლით რეცხვისას ნარევს მყრი სცილდება), შემდეგ კი ახდენენ აცეტილენის გამოყოფას მიღებული აირადი ნარევიდან.

ფიზიკური თვისებები. ალკანებისა და ალკენების მსგავსად, ალკინების დულილის ტემპერატურა ნახშირწყალბადის მოლეკულური მასის ზრდასთან ერთად მატულობს. ამასთან, ის კიდევ უფრო მაღალია, ვიდრე შესაბამისი ალკენის დულილის ტემპერატურა. ალკინების პირველი ოთხი წევრი ჩვეულებრივ პირობებში აირია, C_5H_8 - $C_{16}H_{30}$ შედგენილობის ნახშირწყალბადები სითხეებია, ხოლო ჰომოლოგიური რიგის შემდეგი წევრები – მყარი ნივთიერებები. აცეტილენი უფერო, ჰაერზე მსუბუქი და წყალში მცირედ ხსნადი აირია. მას სუნი თითქმის არა აქვს (კარბიდიდან მიღებული აცეტილენის არასასიამოვნო სუნი გამოწვეულია მასში ფოსფინის მინარევის არსებობით).

ქიმიური თვისებები. ალკინები კიდევ უფრო უფერო ნაერთებია, ვიდრე ალკენები, ამიტომ, ერთი შეხედვით, ისინი უფრო ადვილად უნდა შედიოდნენ მიერთების რეაქციებში. მაგრამ ირკვევა, რომ აღნიშნული რეაქციები უფრო ძნელად მიმდინარეობს, რაც გამოწვეულია მოლეკულაში სამმაგი ბმის არსებობით და, შესაბამისად, ბმის ენერგიის (835 კჯ/მოლი) ზრდით.

ამასთანავე, ალკინებში ერთმანეთთან სამმაგი ბმით დაკავშირებული ნახშირბადატომების ელექტროუარყოფითობა გაცილებით მეტია, ვიდრე ალკენებში ორმაგი ბმით, ან ალკანებში მარტივი ბმით დაკავშირებული ნახშირბადატომებისა (იხ. §14.3.). აქედან გამომდინარე, რიგში – ეთანი, ეთენი, ეთინი ნახშირბადატომებს შორის ბმის სიგრძე მცირდება, ხოლო ნახშირბადატომთა ელექტროუარყოფითობები იზრდება, რაც, თავის მხრივ, იწვევს C-H ბმის პოლარობის ზრდას. ეს უკანასკნელი მაქსიმუმს აღწევს აცეტილენის შემთხვევაში, რაც განაპირობებს ამ ნახშირწყალბადში წყალბადატომის ძვრადობის მატებას და სუსტი მჟავა თვისებების გამოვლენას.

ალკინებისათვის დამახასიათებელია ჟანგვის, მიერთების, პოლიმერიზაციისა და ჩანაცვლების რეაქციები.

მიერთების რეაქციები ამ ნახშირწყალბადებში ორ სტადიად მიმდინარეობს. ჯერ წყდება ერთი π-ბმა და მიიღება ალკენები ან მათი ნაწარმები, ხოლო შემდეგ - მეორე π-ბმა და წარმოიქმნება ალკანები ან მათი ნაწარმები. ამასთან, აღნიშნული პროცესის მექანიზმი ისეთივეა (A_E), როგორც ალკენებში.

1. **წვა.** აცეტილენი, სხვა ალკინების მსგავსად, ჰაერზე იწვის ჭვარტლიანი ალით, რადგან ნახშირბადის მასური წილი მასში ძალიან დიდია, ის ვერ ასწრებს სრულად წვას და გამოიყოფა ჭვარტლის სახით. მაგრამ, თუ წვის არეში დამატებით შევიტანთ ჰაერს, ან აცეტილენს დავწვავთ სუფთა ჟანგბადში, ჭვარტლიანი ალი კაშკაშა ალად გარდაიქმნება:

$$2C_2H_2 + 5O_2 \longrightarrow 4CO_2 + 2H_2O$$

$$C_nH_{2n-2} + \frac{3n-1}{2} O_2 \longrightarrow nCO_2 + (n-1)\,H_2O$$

2. **ჟანგვა.** ალკინებისათვის, ალკენების მსგავსად, დამახასიათებელია ჟანგვის რეაქციები. მაგალითად, აცეტილენის გატარებისას კალიუმის პერმანგანატის ხსნარში იისფერი შეფერვა

ქრება (რეაქცია უჯერი ნახშირწყალბადების აღმოჩენია). ამ დროს ჟანგვის სხვა პროდუქტებთან ($HCOOH, CO_2$) ერთად მიიღება მჟაუნმჟავაც:

$$3CH{\equiv}CH + 8KMnO_4 + 4H_2O \longrightarrow 3HOOC\text{-}COOH + 8MnO_2 + 8KOH$$

ან: $$CH{\equiv}CH + 4[O] \rightarrow HOOC\text{–}COOH$$

3. მიერთება

ა) **ჰიდრირება.** ალკინები კატალიზატორის (Ni, Pt) თანაობისას იერთებს წყალბადს:

$$R{-}C{\equiv}CH \xrightarrow{+H_2} R{-}CH{=}CH_2 \xrightarrow{+H_2} R{-}CH_2{-}CH_3$$

$$CH{\equiv}CH \xrightarrow{+H_2} CH_2{=}CH_2 \xrightarrow{+H_2} CH_3{-}CH_3$$

ბ) **ჰალოგენირება.** ალკინების ბრომიან წყალში გატარებისას ეს უკანასკნელი უფერულდება (ეს რეაქციაც უჯერი ნახშირწყალბადების აღმოჩენია):

$$R{-}C{\equiv}CH \xrightarrow{+Br_2} R{-}CBr{=}CHBr \xrightarrow{+Br_2} R{-}CBr_2{-}CHBr_2$$

$$CH{\equiv}CH \xrightarrow{+Br_2} CHBr{=}CHBr \xrightarrow{+Br_2} CHBr_2{-}CHBr_2$$

გ) **ჰიდროჰალოგენირება.** ჰალოგენწყალბადების მიერთება ალკინებშიც მარკოვნიკოვის წესით მიმდინარეობს:

$$R{-}C{\equiv}CH \xrightarrow{+HBr} R{-}CBr{=}CH_2 \xrightarrow{+HBr} R{-}CBr_2{-}CH_3$$

$$CH{\equiv}CH \xrightarrow{+HBr} CH_2{=}CHBr \xrightarrow{+HBr} CH_3{-}CHBr_2$$

დ) **ჰიდრატაცია.** ვერცხლისწყალ (II)-ის მარილების თანაობისას ალკინები შედის რეაქციაში წყალთან (კუჩეროვის რეაქცია). რეაქციის პირველ საფეხურზე წარმოიქმნება უჯერი სპირტები (აცეტილენის შემთხვევაში – ვინილის სპირტი), რომელშიც ჰიდროქსილის ჯგუფი მიერთებულია ორმაგი ბმის ნახშირბადატომთან. ასეთ სპირტებს ენოლებს უწოდებენ. ისინი არამდგრადები არიან და სწრაფად იზომერიზდებიან ალდეჰიდებად ან კეტონებად:

$$R{-}C{\equiv}CH + H_2O \longrightarrow R{-}\overset{OH}{\overset{|}{C}}{=}CH_2 \longrightarrow R{-}\overset{O}{\overset{\|}{C}}{-}CH_3$$

$$CH{\equiv}CH + H_2O \longrightarrow \left[CH_2{=}CHOH\right] \longrightarrow CH_3{-}\overset{O}{\overset{\|}{C}}{-}H$$

4. დი- და ტრიმერიზაცია. ალკინებისათვის დამახასიათებელია დი- და ტრიმერიზაციის რეაქციები. მაგალითად, სპილენძ(I)-ის ქლორიდის თანაობისას აცეტილენის დიმერიზაციით მიიღება ვინილაცეტილენი, ხოლო ტრიმერიზაციით – დივინილაცეტილენი:

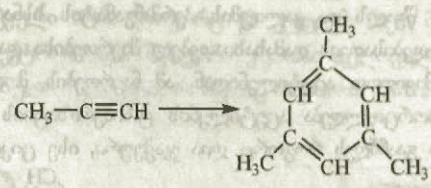
$$CH{\equiv}CH \longrightarrow CH_2{=}CH{-}C{\equiv}CH$$

$$CH{\equiv}CH \longrightarrow CH_2{=}CH{-}C{\equiv}C{-}CH{=}CH_2$$

აცეტილენის გატარებისას გააქტივებულ ნახშირზე 650°C ტემპერატურაზე წარმოიქმნება ბენზოლი:

$$3\,C_2H_2 \longrightarrow C_6H_6$$

თუ აცეტილენის მაგივრად ავიღებთ პროპინს, მაშინ სინთეზირდება ბენზოლის ჰომოლოგი – 1,3,5-ტრიმეთილბენზოლი:



გარკვეულ პირობებში შეიძლება წარმოიქმნას ციკლური ტეტრამერი და აცეტილენის სხვა პოლიმერები.

5. ჩანაცვლება. აცეტილენის მოლეკულაში წყალბადის ატომების ბმა ნახშირბადატომებთან შესუსტებულია, ისინი მოძრავნი არიან და იძენენ ლითონის ატომებით ჩანაცვლების უნარს. მაგალითად, თუ აცეტილენს გავატარებთ ვერცხლის ნიტრატის ამიაკურ ხსნარში, გამოილექება თეთრი ფერის ვერცხლის აცეტილენიდი:

$$HC{\equiv}CH + 2[Ag(NH_3)_2]OH \longrightarrow AgC{\equiv}CAg\downarrow + 4NH_3 + 2H_2O$$

ვერცხლის აცეტილენიდი მშრალი სახით ძლიერ ფეთქებადი ნივთიერებაა.

აღნიშნული რეაქცია მხოლოდ მაშინ წარიმართება, როცა ალკინის მოლეკულაში სამმაგი ბმა მოლეკულის თავშია მოთავსებული:

$$R{-}C{\equiv}CH + [Ag(NH_3)_2]OH \longrightarrow R{-}C{\equiv}CAg\downarrow + 2NH_3 + H_2O$$

ამ რეაქციით განასხვავებენ აცეტილენსა და მის ჰომოლოგებს ეთილენური რიგის ნახშირწყალბადებისაგან.

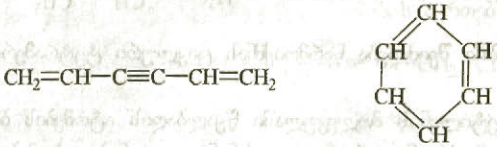
გამოყენება. ალკინებიდან ყველაზე ფართო გამოყენება პოვა აცეტილენმა. ჟანგბადის არეში მისი წვის ტემპერატურა 3200°C-ს აღწევს, რის გამოც იყენებენ ლითონთა ავტოგენური შედუღებისა და ჭრის დროს. აცეტილენის ქლორნაწარმები საუკეთესო გამხსნელებია. ქლორწყალბადთან ურთიერთქმედებისას აცეტილენი წარმოქმნის ქლორვინილს, რომლის პოლიმერიზაციით მიიღება პოლიქლორვინილი – საუკეთესო მასალა სადენების საიზოლაციოდ, მილებისა და ხელოვნური ტყავის დასამზადებლად. აცეტილენს იყენებენ, ავრეთვე, ძმარმჟავას, ეთილის სპირტის და ქლოროპრენული კაუჩუკის მისაღებად. ძმარმჟავასთან რეაგირებისას ის წარმოქმნის ვინილაცეტატს, რომლის პოლიმერიზაციით მიღებული პოლივინილაცეტატი სინთეზური წებოს საფუძველს წარმოადგენს.

§15.4. არომატული ნახშირწყალბადები (არენები)

არომატული ნახშირწყალბადები ანუ არენები ეწოდება ნახშირწყალბადებს, რომელთა მოლეკულები შეიცავს ერთ ან რამდენიმე ბენზოლის ბირთვს. არენების კლასიფიკაციას ახდენენ მათ მოლეკულაში შემავალი ციკლების რაოდენობის მიხედვით. უმარტივეს მონოციკლურ არენებს მიეკუთვნება ბენზოლი და მისი ჰომოლოგები. ბენზოლის ჰომოლოგური რიგის წევრთა ზოგადი ფორმულაა C_nH_{2n-6}. აღნიშნულ ნახშირწყალბადებს არომატულსაც უწოდებენ, რადგან ამ რიგის თავდაპირველად აღმოჩენილ ნაერთებს, რომელთა გამოყოფა მოხერხდა არომატული ბალზამებიდან და ბუნებრივი წარმოშობის სხვა სურნელოვანი ნივთიერებებიდან, სასიამოვნო სუნი ჰქონდა. ამჟამად ცნობილია მრავალი არენი, რომელთაც არასასიამოვნო სუნი აქვთ, მაგრამ ისტორიულად შეჰქონიათ სახელწოდება მათ დღემდე შემორჩათ.

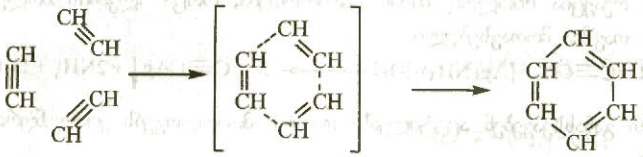
ბენზოლის აღნაგობა. ბენზოლის მოლეკულის შედგენილობა გამოისახება ფორმულით C_6H_6, რაც, ერთი შეხედვით, მის უჯერობაზე მიგვითითებს. მაგრამ გამოირკვა, რომ ბენზოლი არ აუფერულებს ბრომიან წყალს და კალიუმის პერმანგანატის ხსნარს, ე.ი. ადვილად არ შედის უჯერი ნახშირწყალბადებისათვის დამახასიათებელ მირთებისა და ჟანგვის რეაქციებში.

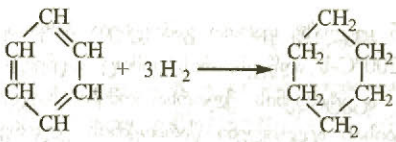
ბენზოლი შეიძლება მივიღოთ აცეტილენიდან. ამ ნაერთების მოლეკულური ფორმულების შედარებიდან ჩანს, რომ ხორციელდება აცეტილენის ტრიმერიზაციის რეაქცია. ამასთან, მიღებულ პროდუქტს შეიძლება გააჩნდეს როგორც ღია ჯაჭვური, ისე ციკლური აღნაგობა:



დადგინდა, რომ ერთი მოლი ბენზოლი იერთებს არა ოთხ მოლ (ამდენი წყალბადია საჭირო დივინილაცეტილენის ჰექსანამდე სრული ჰიდრირებისათვის), არამედ სამ მოლ წყალბადს და წარმოქმნის ციკლოჰექსანს, რომლის მიღება შეიძლება ახსნას მხოლოდ ბენზოლის ციკლური აღნაგობით.

ბენზოლის მიღებისა და მისი ჰიდრირების რეაქციათა განტოლებები შეიძლება ასე გამოისახოს:

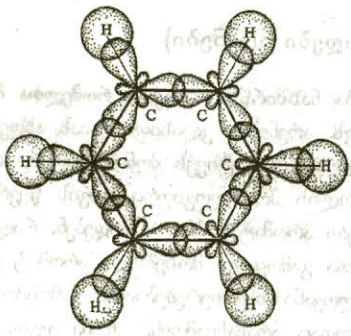




აღნიშნულ რეაქციათა საფუძველზე შეგვიძლია დავასკვნათ, რომ ბენზოლს აქვს ციკლური აღნაგობა.

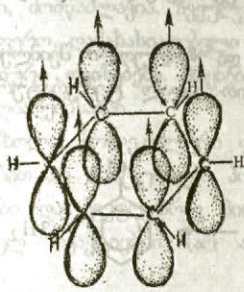
ბენზოლის ზემოთ მოყვანილი ფორმულა პირველად მოგვაწოდა ფ. კეკულემ, რომელიც დღემდე გამოიყენება, მიუხედავად იმისა, რომ რეალურად არ ასახავს ამ ნაერთის თვისებებს.

ფიზიკური მეთოდებით დადგინდა, რომ ბენზოლის მოლეკულას წესიერი ექვსკუთხედის ფორმა აქვს. ყველა ატომი (ექვსი ნახშირბადი და ექვსი წყალბადი) ერთ სიბრტყეშია მოთავსებული, ექვსივე C – C ბმის სიგრძე ერთნაირია და 0,140 ნმ-ის ტოლია, ხოლო ბმებს შორის ყველა კუთხე 120°-ია. ელექტრონული თეორიით ბენზოლის მოლეკულის აღნაგობა შეიძლება ასე აიხსნას: მასში ნახშირბადატომთა ვალენტური ორბიტალები sp^2-ჰიბრიდიზაციის მდგომარეობაშია. თითოეული ნახშირბადის ატომი სამი ჰიბრიდული ორბიტალით ამყარებს სამ (ორ C – C და ერთ C – H) σ-ბმას ერთ სიბრტყეში, 120° კუთხით (სურათი 15.8). ექვსივე ნახშირბადატომის მეოთხე არაჰიბრიდული p-ორბიტალი, რომელთა ღერძები ერთმანეთის პარალელურია, ორიენტირებულია σ-ბმების სიბრტყის პერ-

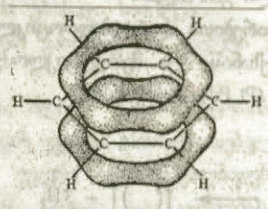


სურათი 15.8. σ-ბმების წარმოქმნა ბენზოლის მოლეკულაში

ჰენდიკულარულად (სურათი 15.9). თითოეული p-ორბიტალი ერთნაირად გადაფარება ორივე მეზობელი ნახშირბადატომის ასეთივე ორბიტალებით სიბრტყის ზედა და ქვედა მხარეს და წარმოიქმნება არა სამი ცალკეული π-ბმა (როგორც ეს კეკულეს მიერ მოწოდებული ფორმულიდან ჩანს), არამედ ექვსი ელექტრონისაგან შემდგარი ერთიანი დელოკალიზებული π-ელექტრონული სისტემა, ე.წ. π-ელექტრონული სექსტეტი, რომელიც საერთოა ნახშირბადის ყველა ატომისათვის (სურათი 15.10)



სურათი 15.9. p-ორბიტალები ბენზოლის მოლეკულაში

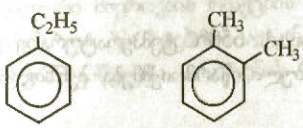


სურათი 15.10. σ- და π- ბმები ბენზოლის მოლეკულაში

საერთო ელექტრონული ღრუბელი, რომელიც მთავსებულია σ-ბმების სიბრტყის ორივე მხარეს, იწვევს ნახშირბადატომებს შორის მანძილის შემცირებას. ეს მანძილები ერთნაირია და 0,140 ნმ-ს შეადგენს (ერთმაგი და ორმაგი ბმების შემთხვევაში ნახშირბადატომებს შორის მანძილები, შესაბამისად, უნდა ყოფილიყო 0,154 ნმ და 0,134 ნმ), ეი. ბენზოლის მოლეკულაში არაა მარტივი და ორმაგი ბმები, ყველა ბმა ნახშირბადის ატომებს შორის ტოლფასია, რაც არომატული ბირთვის სპეციფიკურ თვისებებს განაპირობებს. ყველაზე უფრო ზუსტად ბენზოლის თვისებებს ასახავს ფორმულა, სადაც წესიერ ექვსკუთხედში ჩახაზულია წრეხაზი (რაც ელექტრონული სიმკვრივის თანაბარ განაწილებაზე მიუთითებს), თუმცა დღესაც ხშირად იხმარება კეკულეს ფორმულა, რადგან ის მოსახერხებელია რეაქციათა მექანიზმების განხილვის დროს.

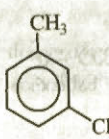
იზომერია და ნომენკლატურა. არენების ჰომოლოგიური რიგის პირველი წევრია ბენზოლი – C_6H_6. მის მოლეკულაში წყალბადის ატომების რადიკალებით ჩანაცვლებისას მიიღება ჰომოლოგიური რიგის სხვა წევრები – მეთილბენზოლი - C_6H_5-CH_3, ეთილბენზოლი – C_6H_5-C_2H_5 და ა.შ.

არენების იზომერია განპირობებულია ჩანაცვლებული ჯგუფების რიცხვით, მდებარეობითა და ალნაგობით. რადგან ბენზოლის მოლეკულაში ყველა ნახშირბადატომი ტოლფასია, მის პირველ ჰომოლოგს – მეთილბენზოლს ანუ ტოლუოლს იზომერი არ გააჩნია. შემდეგი ჰომოლოგი კი შეიძლება ოთხი იზომერის სახით არსებობდეს:



ეთილბენზოლი

1,2-დიმეთილბენზოლი (ო-ქსილოლი)



1,3-დიმეთილბენზოლი (მ-ქსილოლი)



1,4-დიმეთილბენზოლი (პ-ქსილოლი)

პრეფიქსები ორთო- (შემოკლებით ო-), მეტა- (მ-) და პარა- (პ-) გამოიყენება ბენზოლის ბირთვში ჩანაცვლებული ჯგუფების ურთიერთმდებარეობის აღნიშვნისათვის ნებისმიერი ჩამნაცვლებლების შემთხვევაში.

არენების მოლეკულებიდან წყალბადატომის მოწყვეტის შედეგად წარმოიქმნება არომატული რადიკალები. მაგალითად, ბენზოლის რადიკალს (C_6H_5-) ფენილი ეწოდება, ტოლუოლის რადიკალს (C_6H_5-CH_2-) კი – ბენზილი.

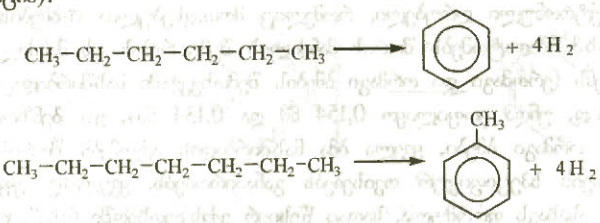
მიღება. ბენზოლისა და მისი ჰომოლოგების მიღება შეიძლება:

1. **ბუნებრივი წყაროებიდან.** ბენზოლსა და მის ჰომოლოგებს დიდი რაოდენობით ღებულობენ ნავთობიდან და ქვანახშირის ფისიდან (იხ. §15.5.). ეს უკანასკნელი წარმოიქმნება ქვანახშირის მშრალი გამოხდით.

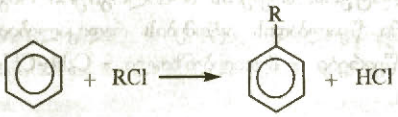
2. **დეჰიდრირებითა და დეჰიდროციკლიზაციით.** ბენზოლი და ტოლუოლი შეიძლება მივიღოთ ციკლოჰექსანისა და მეთილციკლოჰექსანის დეჰიდრირებით მაღალ ტემპერატურაზე კატალიზატორის (Pt, Pd) თანაობისას:



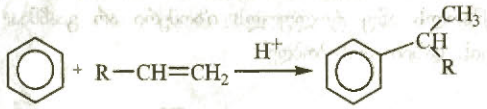
თუ კატალიზატორად Cr_2O_3-ს გამოვიყენებთ 450-500°C ტემპერატურაზე, იმავე ნაერთების მიღება შეიძლება ნ-ჰექსანისა და ნ-ჰეპტანის ერთდროული დეჰიდრირებითა და ციკლიზაციით (დეჰიდროციკლიზაცია):



3. **ალკილირებით.** კატალიზატორის ($AlCl_3$, $FeCl_3$, $SnCl_4$) თანაობისას ბენზოლი ადვილად რეაგირებს ჰალოგენალკანებთან ალკილჩანაცვლებული ბენზოლის წარმოქმნით (ფრიდელ-კრაფტსის რეაქცია):

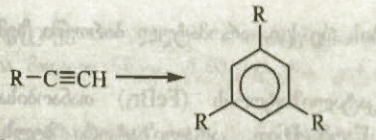


ბენზოლის ალკილირებისათვის შეიძლება ალკენის გამოყენებაც (მჟავების თანაობისას):



4. **ციკლოტრიმერიზაციით.** აცეტილენის გატარებისას 650°C ტემპერატურაზე გახურებულ მილში, რომელშიც გააქტივებული ნახშირია მოთავსებული, წარმოიქმნება ბენზოლი (კაზანსკი, ზელინსკი).

აცეტილენის ჰომოლოგების ციკლოტრიმერიზაციით მიიღება ბენზოლის ჰომოლოგები:



ფიზიკური თვისებები. ბენზოლი უფერო, აქროლადი, თავისებური სუნის მქონე სითხეა, წყალში არ იხსნება. იწვის ძლიერ ჭვარტლიანი ალით. როგორც თხევადი ბენზოლი, ისე მისი ორთქლი, მოწამლავია. ჩვეულებრივ პირობებში არომატული ნახშირწყალბადების უმეტესობა ასევე უფერო, დამახასიათებელი სუნის მქონე, წყალში უხსნადი სითხეებია.

ქიმიური თვისებები. არენები ქიმიური თვისებებით განსხვავდება ნაჯერი და უჯერი ნახშირწყალბადებისაგან.

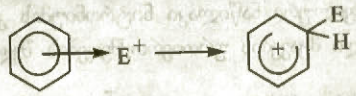
ბენზოლი, მოლეკულური ფორმულის მიხედვით, ძლიერ უჯერი ნაერთია, რაც ქიმიური თვისებებით არ დასტურდება. პირიქით, ბენზოლისათვის უფრო დამახასიათებელია ჩანაცვლების რეაქციები და ჩვეულებრივ პირობებში არ შედის უჯერი ნახშირწყალბადებისათვის დამახასიათებელ რეაქციებში (არ აუფერულებს ბრომიან წყალს და კალიუმის პერმანგანატის ხსნარს).

1. **ჩანაცვლება.** ჩანაცვლების რეაქციები არენებში უფრო ადვილად ხორციელდება, ვიდრე ალკანებში. ამასთან, ეს რეაქციები არომატულ ბირთვში, ალკანებისაგან განსხვავებით, რადიკალური მექანიზმის (S_R) ნაცვლად ელექტროფილური მექანიზმით (S_E) მიმდინარეობს.

ელექტროფილური ჩანაცვლება იწყება ე.წ. π-კომპლექსის წარმოქმნით, რომელშიც ელექტროფილური ნაწილაკი უკავშირდება ერთიან π-ელექტრონულ სისტემას. ამ კომპლექსის წარმოქმნა შეიძლება განვიხილოთ როგორც ელექტროფილურ ნაწილაკსა და ბენზოლის ბირთვის π-ელექტრონულ სექსტეტს შორის სუსტი ელექტროსტატიკური მიზიდულობის შედეგი:



ამის შემდეგ ელექტროფილური რეაგენტი „მოგლეჯს" π-ელექტრონული სექსტეტიდან ორ ელექტრონს, მათ ხარჯზე წარმოქმნის σ-ბმას ბენზოლის ბირთვის ერთ-ერთ ნახშირბადატომთან და π-კომპლექსი ე.წ. σ-კომპლექსში გადადის. დარჩენილი ოთხი ელექტრონი დელოკალიზებულია ხუთ ნახშირბადატომს შორის, რის გამოც ბირთვში ჩნდება ელექტრონული სიმკვრივის დეფიციტი:

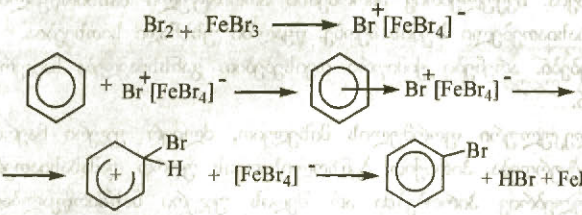


განხილული პროცესის საწყისი სტადიები (π- და σ-კომპლექსების წარმოქმნა) ალკენების ელექტროფილური მიერთების რეაქციის ანალოგიურია. დასკვნით სტადიაზე ანიონის მიერთების ნაცვლად (როგორც ეს ხდებოდა ალკენების შემთხვევაში) არენებში ხორციელდება C–H ბმის ჰეტეროლიზური გაწყვეტა, პროტონის მოხლეჩა და სტაბილური არომატული სისტემის აღდგენა:

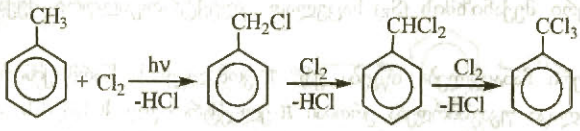


ნებისმიერი ჩანაცვლების რეაქცია არომატულ ბირთვში ზემოაღნიშნული მექანიზმით მიმდინარეობს.

ა) ჰალოგენირება. კატალიზატორის ($FeBr_3$) თანაობისას ბენზოლი ურთიერთქმედებს ბრომთან ბრომბენზოლის წარმოქმნით. კატალიზატორი ხელს უწყობს ბრომის მოლეკულის პოლარიზებას და ელექტროფილური ნაწილაკის (Br^+) წარმოქმნას, რის შედეგადაც ბრომირება ელექტროფილური ჩანაცვლების მექანიზმით ხორციელდება:



ბენზოლის ჰომოლოგების მოლეკულებში ჰალოგენირება შეიძლება ორი გზით წარიმართოს. კატალიზატორის თანაობისას ჩანაცვლება ხდება არომატულ ბირთვში ზემოაღნიშნული (S_E) მექანიზმით, ხოლო, თუ ჰალოგენირება სინათლეზე მიმდინარეობს, მაშინ ჩანაცვლება განხორციელდება გვერდით ჯაჭვში რადიკალური (S_R) მექანიზმით:



ალუმინის ქლორიდის თანაობისას ბენზოლში ქლორის გატარებისას შესაძლებელია ექვსივე წყალბადატომის ჩანაცვლება და ჰექსაქლორბენზოლის მიღება:

$$C_6H_6 + 6\,Cl_2 \longrightarrow C_6Cl_6 + 6\,HCl$$

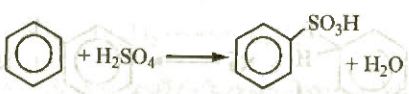
ბ) ნიტრირება. ბენზოლზე კონცენტრირებული აზოტმჟავასა და გოგირდმჟავას ნარევის (მანიტრირებელი ნარევი) მოქმედებით შეთბობის პირობებში წარმოიქმნება მწარე ნუშის სუნის მქონე, მოყვითალო ფერის წყალში უხსნადი სითხე – ნიტრობენზოლი:

ამ რეაქციაში ელექტროფილური ნაწილაკი ნიტრონიუმის კატიონია (NO_2^+), რომელიც მანიტრირებელ ნარევში შემავალი მჟავების ურთიერთქმედების შედეგად წარმოიქმნება:

$$HNO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow NO_2^+ + HSO_4^- + H_2O$$

ამ შემთხვევაში გოგირდმჟავა ასრულებს როგორც კატალიზატორის, ისე წყალწამრთმევი ნივთიერების როლს.

გ) სულფირება. ბენზოლზე კონცენტრირებული გოგირდმჟავას ან ოლეუმის მოქმედებით მიიღება ბენზოლსულფომჟავა:



დ) ალკილირება. ეს რეაქციაც ელექტროფილური ჩანაცვლების მექანიზმით მიმდინარეობს (იხ. ფრიდელ-კრაფტსის რეაქცია).

2. მიერთება. მიერთების რეაქციები არომატულ ბირთვში საკმაოდ ძნელად მიმდინარეობს. მათი წარმართვისათვის აუცილებელია მაღალი წნევა, ტემპერატურა, კატალიზატორის შერჩევა, დასხივება და სხვა.

ნიკელის ან პლატინის კატალიზატორის გამოყენებით ბენზოლი (ტოლუოლი) გაბურებისას ურთიერთქმედებს წყალბადთან ციკლოჰექსანის (მეთილციკლოჰექსანის) წარმოქმნით:

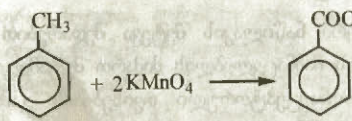
$$C_6H_6 + 3H_2 \longrightarrow C_6H_{12} \qquad C_7H_8 + 3H_2 \longrightarrow C_7H_{14}$$

ულტრაიისფერი სხივების მოქმედებით ბენზოლი იერთებს ქლორს და წარმოქმნის ჰექსაქლორციკლოჰექსანს ანუ ჰექსაქლორანს:

$$C_6H_6 + 3Cl_2 \longrightarrow C_6H_6Cl_6$$

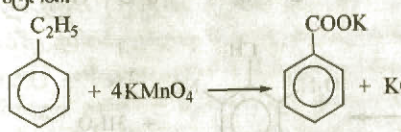
ჰექსაქლორანს იყენებენ სოფლის მეურნეობაში მავნებლების წინააღმდეგ სანრძოლველად.

3. ჟანგვა. ჩვეულებრივ პირობებში ბენზოლი მდგრადია მჟანგავების მიმართ, ბენზოლის ჰომოლოგები კი ალკანებზე უფრო ადვილად იჟანგებიან. ამასთან, ჟანგვის პროცესი ბენზოლის ბირთვთან დაკავშირებულ რადიკალთან ხორციელდება. ამის მიზეზია მოლეკულაში ატომთა ურთიერთგავლენა. განვიხილოთ ის ტოლუოლის მაგალითზე. ტოლუოლი შეგვიძლია წარმოვიდგინოთ, ერთი მხრივ, როგორც ბენზოლი, რომლის მოლეკულაში წყალბადის ატომი ჩანაცვლებულია მეთილის რადიკალით; მეორე მხრივ, როგორც მეთანი, რომლის მოლეკულაში წყალბადის ატომი ჩანაცვლებულია ფენილის რადიკალით. ცნობილია, რომ მეთანი მჟანგავების მოქმედების მიმართ მეტად მდგრადია. თუ ტოლუოლს კალიუმის პერმანგანატის ხსნარს დავუმატებთ და ნარევს გავაცხელებთ, ხსნარის იისფერი შეფერვა თანდათან გაქრება. წარიმართება ჟანგვა-აღდგენითი რეაქცია, პერმანგანატი ჟანგავს ტოლუოლის მეთილის ჯგუფს კარბოქსილის ჯგუფად და წარმოიქმნება უმარტივესი არომატული კარბონმჟავა – ბენზომჟავა, ხოლო კალიუმის პერმანგანატი აღდგება მანგანუმის დიოქსიდამდე:



ან: $C_6H_5 - CH_3 + 3[O] \rightarrow C_6H_5COOH + H_2O$

ანალოგიურად მიმდინარეობს ბენზოლის ერთჩანაცვლებული ჰომოლოგების ჟანგვის რეაქციები. ამასთან, ამ შემთხვევაშიც იჟანგება უშუალოდ ბენზოლის ბირთვთან დაკავშირებული ნახშირბადის ატომი:

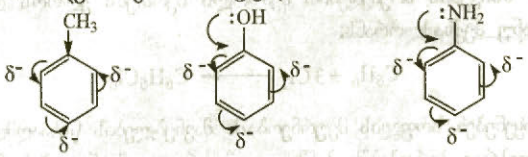


რამდენიმე რადიკალის შემცველი ბენზოლის ჰომოლოგის ჟანგვისას მიიღება მრავალფუძიანი არომატული კარბონმჟავები. მაგალითად, პარა-ქსილოლის ჟანგვისას მიიღება არომატული დიკარბონმჟავა – ტერეფტალმჟავა.

ბენზოლის ბირთვში ჩანაცვლების (ორიენტაციის) წესი. ბენზოლის ბირთვში ჩანაცვლების რეაქციების შესწავლისას აღმოჩნდა, რომ, თუ ბირთვში უკვე არსებობს რომელიმე ჩანაცვლებული ჯგუფი, მაშინ ახალი ჯგუფის ჩანაცვლების ადგილი დამოკიდებულია ორ ფაქტორზე – არსებული ჩანაცვლებული ჯგუფისა და შემტევი რეაგენტის (ელექტროფილურ ან ნუკლეოფილურ) ბუნებაზე. ახალი ჯგუფის ჩანაცვლებისას ბირთვში უკვე არსებული ჩანაცვლე-

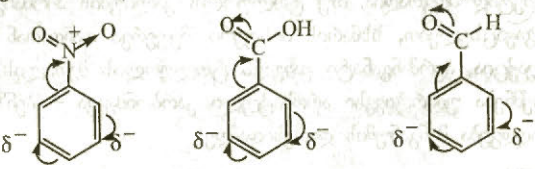
ბელი ახდენს მაორიენტირებელ გავლენას და გზავნის მას მკაცრად განსაზღვრული ადგილისაკენ. მაორიენტირებელი გავლენის მიხედვით, ჩამნაცვლებლები იყოფა ორ ჯგუფად. I რიგის ჩამნაცვლებლები ახდენს ახალი ჩამნაცვლებლის ორიენტაციას ორთო- და პარამდგომარეობისაკენ, ხოლო II რიგის ჩამნაცვლებლები – მეტამდგომარეობისაკენ.

თავისი ბუნებით I რიგის ჩამნაცვლებლები ელექტრონდონორებია, რის გამოც ისინი ზრდიან ბენზოლის ბირთვში ელექტრონულ სიმკვრივეს. შედეგად, ამ უკანასკნელის თანაბარი განაწილება ბირთვში ირღვევა და, როგორც ქვემოთ მოყვანილი სქემიდან ჩანს, ელექტრონული სიმკვრივე ორთო- და პარამდგომარეობაში მატულობს:



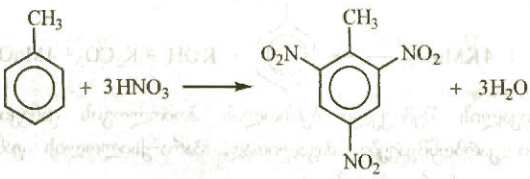
რადგან არომატულ ბირთვში ჩანაცვლება მიმდინარეობს ელექტროფილური მექანიზმით, ცხადია, ელექტროფილური ნაწილაკის ჩანაცვლება გაადვილდება და მოხდება ორთო- ან პარამდგომარეობაში. I რიგის ჩამნაცვლებლებს მიეკუთვნება: ალკილის ჯგუფები (-CH_3, -C_2H_5 და ა.შ.), -OH, -NH_2, ჰალოგენები და სხვ.

II რიგის ჩამნაცვლებლები (-NO_2, -COOH, -CHO და ა.შ.) ელექტრონაქცეპტორებია. ისინი თავისკენ გადაწევენ ელექტრონულ სიმკვრივეს, რის გამოც ეს უკანასკნელი არომატულ ბირთვში, განსაკუთრებით კი ორთო- და პარამდგომარეობაში, რამდენადმე მცირდება:



აქედან გამომდინარე, ელექტროფილური ნაწილაკის შეტევა შედარებით გაძნელდება, ხოლო ჩანაცვლება განხორციელდება II რიგის ჩამნაცვლებლის მიმართ მეტამდგომარეობაში.

მაგალითად, ნიტროჯგუფის ელექტრონაქცეპტორული თვისებების გამო ბენზოლის ნიტრირება 1,3,5-ტრინიტრობენზოლის წარმოქმნით საკმაოდ მკაცრ პირობებში მიმდინარეობს. მეთილის რადიკალის, როგორც I რიგის ჩამნაცვლებლის, გავლენით კი ტოლუოლის მოლეკულაში ელექტრონული სიმკვრივე არომატულ ბირთვში მატულობს, რის შედეგადაც ნიტრირების პროცესი ორთო- და პარამდგომარეობაში გაცილებით ადვილად წარიმართება და მიიღება ძლიერ ფეთქებადი ნივთიერება – 2,4,6-ტრინიტროტოლუოლი, ანუ ტროტილი:



ტოლუოლის მაგალითზე ნათლად ჩანს ატომთა ურთიერთგავლენა ორგანული ნაერთის მოლეკულაში. ბენზოლის ბირთვი გავლენას ახდენს მეთილის ჯგუფზე – ამცირებს მათ მდგრადობას მჟანგავების მოქმედებისადმი, ხოლო მეთილის ჯგუფი გავლენას ახდენს ბენზოლის ბირთვზე – ააქტიურებს წყალბადატომებს ორთო- და პარამდგომარეობაში.

ორიენტაციის წესის გათვალისწინებით შესაძლებელია საჭირო იზომერების მიღება. მაგალითად, ორთო- და პარაქლორნიტრობენზოლები წარმოიქმნება ქლორბენზოლის (ქლორი I რი-

გის ჩამნაცვლებელია) ნიტრირებით, მაშინ როცა, მეტაქლორნიტრობენზოლის მისაღებად საჭიროა ნიტრობენზოლის (ნიტროჯგუფი II რიგის ჩამნაცვლებელია) ქლორირება.

გამოყენება. ბენზოლი და მისი ჰომოლოგები გამოიყენება ნედლეულად წამლების, საღებრების, შხამქიმიკატების, პლასტმასებისა და სხვა მრავალი ორგანული ნაერთის სინთეზისათვის. ისინი გამოიყენებიან, აგრეთვე, გამხსნელებად.

§15.5. ნახშირწყალბადების ბუნებრივი წყაროები

ნახშირწყალბადების უმნიშვნელოვანესი წყაროებია: ბუნებრივი და ნავთობის თანმხლები აირი, ნავთობი, ქვანახშირი.

§15.5.1. ბუნებრივი და ნავთობის თანმხლები აირი

ბუნებრივი აირი წარმოადგენს აირთა ნარევს, რომლის შემადგენლობა დამოკიდებულია საბადოზე. ის ავსებს მიწის ქვეშ არსებულ ცარიელ სივრცეებს. მისი მოპოვება და გამოყენება პირველად ჩინელებმა დაიწყეს დაახლოებით ათი საუკუნის უკან, რისთვისაც ხმარობდნენ ბამბუკისაგან დამზადებულ მილსადენებს. ბუნებრივი აირი ზოგჯერ მთლიანად მეთანისაგან შედგება. ამასთან, რაც უფრო მეტია ნახშირწყალბადის მოლეკულური მასა, მით ნაკლებია მისი შემცველობა ბუნებრივ აირში. მეთანთან (80-97%) ერთად ბუნებრივი აირის შემადგენლობაში ძირითადად გვხვდება ეთანი, პროპანი და ბუტანი. მცირე ნაწილი მოდის შედარებით მაღალმოლეკულურ ალკანებზე, აზოტზე და ნახშირბად(IV)-ის ოქსიდზე.

ბუნებრივი აირი გამოიყენება საწვავად. ის მყარ და თხევად საწვავთან შედარებით გაცილებით უფრო მეტ სითბოს გამოყოფს, უფრო იაფია და, რაც მთავარია, მისი წვის პროდუქტები ეკოლოგიურად უფრო სუფთაა. ბუნებრივ აირს იყენებენ, აგრეთვე, ნედლეულის მნიშვნელოვან წყაროდ ქიმიური მრეწველობის მრავალ დარგში.

ნავთობის თანმხლები აირი ბუნებაში ნავთობის თავზეა დაგროვილი, ზოგჯერ კი გახსნილია მასში წნევის ქვეშ. ადრე მას წვავდნენ, მაგრამ ამჟამად აგროვებენ და იყენებენ როგორც საწვავად, ისე ქიმიურ ნედლეულად. ნავთობის თანმხლებ აირში მეთანი შედარებით მცირე რაოდენობითაა, მეტია მისი ჰომოლოგები, რის გამოც ამ აირიდან მეტი ნივთიერებების მიღებაა შესაძლებელი.

რაციონალური გამოყენების მიზნით ნავთობის თანმხლებ აირს ფრაქციებად ყოფენ. თხევადი ნახშირწყალბადები (პენტანი, ჰექსანი და სხვ.) წარმოქმნის ე.წ. აირის ბენზინს, რომელსაც იყენებენ ბენზინზე დასამატებლად მისი უკეთ აალებისათვის. შემდეგ გამოყოფენ პროპან-ბუტანის ნარევს, რომელიც „თხევადი აირი“-ს სახელწოდებით ფართოდ გამოიყენება საწვავად. ბოლოს რჩება ე.წ. „მშრალი აირი“ – მეთანისა და ეთანის ნარევი, რომელსაც იყენებენ როგორც საწვავად, ისე აცეტილენის, წყალბადის და ზოგიერთი სხვა ნაერთის მისაღებად.

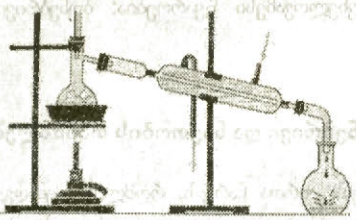
ზოგჯერ ნავთობის თანმხლები აირიდან გამოყოფენ ინდივიდუალურ ნახშირწყალბადებს და მათ საფუძველზე ახორციელებენ სხვადასხვა გარდაქმნას.

§15.5.2. ნავთობი

ნავთობი თხევადი ნახშირწყალბადების ნარევია, რომელიც მასში გახსნილ მყარ და აირად ნახშირწყალბადებსაც შეიცავს. ის მუქი ფერის, ზეთისებური, სპეციფიკური სუნის მქონე სით-

ხეა, წყალზე ცოტათი მსუბუქია და მასში პრაქტიკულად არ იხსნება. სხვადასხვა საბადოდან მოპოვებული ნავთობის თვისებითი და რაოდენობითი შედგენილობა განსხვავებულია, მაგრამ ყველა მათგანი შეიცავს ალკანებს (ძირითადად არაგანშტოებული აღნაგობის), ციკლოალკანებსა და არენებს. ნახშირწყალბადების გარდა ნავთობის შედგენილობაში შედის დაახლოებით 10% ჟანგბად-, გოგირდ- და აზოტშემცველი ორგანული ნაერთები.

ვინაიდან ნავთობი განსხვავებული დუღილის ტემპერატურის მქონე ნახშირწყალბადების ნარევია, მის ცალკეულ ფრაქციებად დასაყოფად მიმართავენ გამოხდის მეთოდს. ეს პროცესი შეიძლება ლაბორატორიულ პირობებში ჩატარდეს სპეციალური ხელსაწყოს დახმარებით (სურათი 15.11).



სურათი 15.11. ნავთობის გამოხდა ლაბორატორიაში

გარკვეულ ტემპერატურულ ინტერვალში ხდება ნავთობის გამოხდის ცალკეული ფრაქციის შეგროვება. ყველაზე დაბალმდუღარე, ე.წ. „ბენზინის ფრაქცია“ შეიცავს C_5 - C_{11} ნახშირწყალბადებს და დუღს 40 - 200°C ინტერვალში. ამ ფრაქციის შემდგომი გამოხდით ღებულობენ პეტროლეინის ეთერს (40 - 70°C), რომელიც გამოიყენება ლაქ-საღებრების გასახსნელად (ქიმწმენდაში), ლაქების ამოსაყვანად. ბენზინს კი იყენებენ საწვავად ავტომობილებსა და თვითმფრინავებში.

ლიგროინის ფრაქცია შეიცავს C_8 - C_{14} ნახშირწყალბადებს და დუღს 150-250°C ტემპერატურულ ინტერვალში. იყენებენ ტრაქტორების საწვავად.

ნავთის ფრაქცია შეიცავს C_{12} - C_{18} ნახშირწყალბადებს და დუღს 180-300°C ტემპერატურულ ინტერვალში. იყენებენ საწვავად ტრაქტორებში, რეაქტიულ თვითმფრინავებსა და რაკეტებში.

275°C-ზე უფრო მაღალ ტემპერატურაზე იხდება გაზოილის ფრაქცია, რომელიც გამოიყენება დიზელის საწვავად.

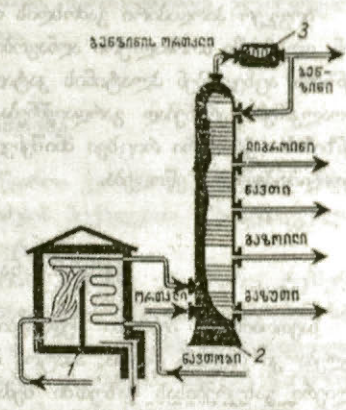
ნავთობის გამოხდის შემდეგ რჩება მაზუთი – ბლანტი სითხე, რომელსაც იყენებენ საწვავად საქვაბე დანადგარებში. მაზუთის შემდგომი გამოხდით შემცირებული წნევის ქვეშ (ამ პირობებში მაზუთი შედარებით დაბალ ტემპერატურაზე გადადის ორთქლის მდგომარეობაში და არ ხდება მის შემადგენლობაში შემავალი ნახშირწყალბადების დაშლა) ღებულობენ სოლარის ზეთს (მოტორის საწვავი).

ზოგიერთი ხარისხის ნავთობისაგან გამოყოფილი მაზუთის გადახურებული წყლის ორთქლით გამოხდისას მიიღება თხევადი და მყარი ალკანების ნარევი – ვაზელინი, რომელიც გამოიყენება საცხებებისა და მალამოების დასამზადებლად, კოსმეტიკასა და მედიცინაში. ამ დროს ღებულობენ, აგრეთვე, მყარი ალკანების ნარევს – პარაფინს, რომელსაც იყენებენ სანთლების დასამზადებლად და მედიცინაში (პარაფინოთერაპია).

მაზუთის გამოხდის შემდეგ რჩება გუდრონი, რომელსაც გადამუშავების შემდეგ იყენებენ საგზაო მშენებლობაში.

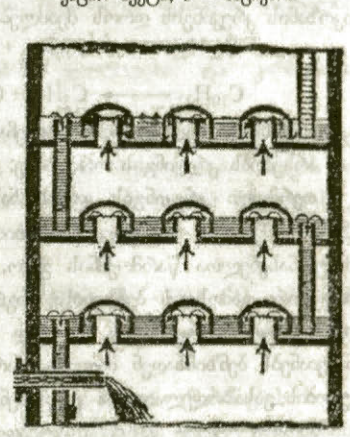
საწარმოო პირობებში ნავთობის გამოხდა ხორციელდება უწყვეტი გამოხდის მილოვან დანადგარში (სურათი 15.12), რომელიც შედგება გამახურებელი მილოვანი ღუმელისა (მასში გა-

ნუწყვეტლივ ხდება ნავთობის მიწოდება და 350°C-მდე გახურება) და სარექტიფიკაციო სვეტისაგან. ეს უკანასკნელი ფოლადის ცილინდრული აპარატია, რომელშიც რამდენიმე ათეული ჰორიზონტალური ნახვრეტებიანი ტიხარი, ე.წ. თეფშებია (სურათი 15.13). მილოვანი ღუმელიდან გამოსული ნავთობი სითხისა და ორთქლის ნარევის სახით შედის სარექტიფიკაციო სვეტში, ნახვრეტების გავლით ზევით მიემართება, თანდათანობით ცივდება და დულილის ტემპერატურის შესაბამისად ამა თუ იმ თეფშზე კონდენსირდება. რაც უფრო მაღალმდუღარეა ფრაქცია, მით უფრო ადვილად და სწრაფად კონდენსირდება ის.



სურათი 15.12. ნავთობის უწყვეტი გამოხდის მილოვანი დანადგარის სქემა; 1 – მილოვანი ღუმელი; 2 – სარექტიფიკაციო სვეტი; 3 – მაცივარი

ალმავალი ორთქლი გაივლის თეფშებზე უკვე კონდენსირებულ ნახშირწყალბადებში და მისი შემადგენელი ნაკლებაქროლადი კომპონენტები თხევადდება, ხოლო უფრო აქროლადი ნახშირწყალბადები ზევით ადის. თეფშებზე ალმავალი ორთქლით სითხის გაცხელების შედეგად აქ შეკავებული აქროლადი ნახშირწყალბადები ორთქლდება და მაღლა მიემართება. აორთქლების და კონდენსაციის პროცესები თეფშების რიგში მრავალჯერ მეორდება, რაც ნავთობის ფრაქციებად შედარებით ზუსტად დაყოფას განაპირობებს.


სურათი 15.13. სარექტიფიკაციო სვეტის თეფშების მოწყობილობის სქემა

თეფშების ქვევით გროვდება ნავთობის თხევადი ნაწილი – მაზუთი. მაზუთში შეკავებული აქროლადი ნახშირწყალბადების მოსაცილებლად შემხვედრი მიმართულებით ატარებენ გადახურებულ ორთქლს. ყველაზე დაბალმდუღარე ბენზინის ფრაქცია ორთქლის სახით გამოდის სარექტიფიკაციო სვეტიდან. მას გაცივებით ათხევადებენ და ნაწილს, ალმავალი ორთქლის გაცივებისა და კონდენსაციის მიზნით, სვეტში აბრუნებენ.

ბენზინის დეტონაციური მედეგობა. ბენზინის ერთერთი მნიშვნელოვანი თვისებაა დეტონაციური მედეგობა. რაც უფრო ძლიერი შეკუმშვის უნარი აქვს ბენზინის ორთქლისა და ჰაერის ნარევს, რომელიც მანქანის ძრავის ცილინდრში შეიწოვება, მით მეტ მუშაობას შეასრულებს აალებისას ეს ნარევი და მით უფრო მეტ სიმძლავრეს განავითარებს ძრავა. ზოგიერთი ხარისხის ბენზინი ვერ უძლებს ძლიერ შეკუმშვას, ნაადრევად აალდება და ფეთქებით იწვის. **ბენზინის ფეთქებით წვას დეტონაცია ეწოდება.** დეტონაციისადმი ყველაზე ნაკლები მედეგობა გააჩნია ნორმალური აღნაგობის ალკანებს. განშტოებული აღნაგობის ალკანები, ალკენები და არენები კი უფრო მდგრადებია დეტონაციისადმი. ბენზინის დეტონაციური მედეგობის რაოდენობითი დახასიათებისათვის შემუშავებულია ოქტანური სკალა. 2,2,4-ტრიმეთილპენტანის ანუ იზოოქტანის ოქტანური რიცხვი პირობითად მიღებულია ასის, ნ-ჰეპტანის კი – ნულის ტოლად. ნ-ჰეპტანისა და იზოოქტანის ნარევების ოქტანური რიცხვი მათში იზოოქტანის შემცველობის ტოლია. მაგალითად, თუ ბენზინის ოქტანური რიცხვია 93, ეს იმას ნიშნავს, რომ ამ ბენზინს ისეთივე უდეტონაციო შეკუმშვის უნარი ახასიათებს, როგორიც 93% იზოოქტანისა და 7% ნ-ჰეპტანის ნარევს. მაშასა-

დამე, ოქტანური რიცხვი გვიჩვენებს იზოოქტანის შემცველობას მის ნ-ჰეპტანთან ნარევში, რომელსაც ისეთივე მედეგობა ახასიათებს დეტონაციისადმი, როგორიც მოცემული ხარისხის ბენზინს.

ზოგჯერ პირდაპირი გამოხდის ბენზინის ოქტანური რიცხვი დაბალია, განსაკუთრებით მაშინ, თუ მასში ნორმალური აღნაგობის ალკანები ბევრია. ოქტანური რიცხვის გაზრდის მიზნით ბენზინს აცხელებენ პლატინის კატალიზატორთან ერთად, რის შედეგადაც ალკანები და ციკლოალკანები არენებად გარდაიქმნება, ე.ი. წარიმართება არომატიზაციის რეაქციები, შედეგად ბენზინის ოქტანური რიცხვი მნიშვნელოვნად იზრდება. ამ პროცესს ბენზინის რიფორმინგი (გაკეთილშობილება) ეწოდება.

§15.5.2.1. ნავთობპროდუქტების კრეკინგი

ნავთობისაგან ბენზინი შედარებით მცირე რაოდენობით (20%) მიიღება, მასზე მოთხოვნილება კი ძალიან დიდია. ამიტომ ბენზინს დამატებით ღებულობენ მაზუთის გადამუშავებით. ძლიერი გახურებისას მაზუთში შემავალი ნახშირწყალბადები იშლება უფრო დაბალმოლეკულურ ნახშირწყალბადებად. ამ დროს აირად ნახშირწყალბადებთან ერთად წარმოიქმნება ისეთი მოლეკულებიც, რომლებიც ბენზინის ფრაქციას შეესაბამება. ამ პროცესს კრეკინგი (ინგლ. cracking – გახლეჩა) ეწოდება. ეს ნავთობის გადამუშავების მეორეული პროცესია. მაგალითად, ეიკოზანის კრეკინგის დროს შეიძლება შემდეგი პროცესები განხორციელდეს:

$$C_{20}H_{42} \longrightarrow C_{10}H_{22} + C_{10}H_{20} \qquad C_5H_{12} \longrightarrow C_3H_8 + C_2H_4$$

$$C_{10}H_{22} \longrightarrow C_5H_{12} + C_5H_{10} \qquad C_5H_{12} \longrightarrow C_4H_8 + CH_4$$

ალკანების მოლეკულის გახლეჩა მიმდინარეობს რადიკალური მექანიზმით (იხ. § 15.1). არსებობს კრეკინგის ორი სახე: თერმული და კატალიზური.

თერმული კრეკინგის დროს ნახშირწყალბადები იშლება მაღალ ტემპერატურაზე (470-550°C). შედეგად მიიღება შედარებით დაბალმოლეკულური ალკანებისა და ალკენების ნარევი. ამ უკანასკნელთა წარმოქმნის გამო, ასეთი ბენზინის დეტონაციური მედეგობა მეტია, ვიდრე პირდაპირი გამოხდის ბენზინისა, მაგრამ ნაკლებმდგრადია შენახვისას, ვინაიდან ალკენები ჟანგვისა და პოლიმერიზაციის შედეგად ადვილად იფისება, წარმოქმნილი ფისისებრი ნაერთები კი ანავიანებს ბენზინსადენ მილებს, წარმოქმნის ნამწვს ძრავის ნაწილებზე. კრეკინგ-ბენზინის მედეგობის გასაზრდელად მას უმატებენ ანტიმჟანგავებს.

აირადი უჯერი ნახშირწყალბადების მისაღებად კრეკინგს ახორციელებენ 650-750°C ტემპერატურაზე. ტემპერატურის მომატებისას მოლეკულები უფრო მეტად იხლიჩება. ასეთ მაღალტემპერატურულ კრეკინგს **პიროლიზი** ეწოდება.

კატალიზურ კრეკინგს ატარებენ შედარებთ დაბალ ტემპერატურაზე (450-500°C) ალუმოსილიკატების (კატალიზატორი) თანაობისას. თერმულ კრეკინგთან შედარებით პროცესი უფრო სწრაფად მიმდინარეობს, ამასთანავე ხორციელდება კრეკინგის პროდუქტების იზომერიზაციაც, შედეგად წარმოიქმნება განშტოებული ნახშირწყალბადებით მდიდარი ბენზინი, რომელშიც ალკენების შემცველობა შედარებით მცირეა. ასეთ ბენზინს მაღალი ოქტანური რიცხვი აქვს, ამავე დროს შენახვისას უფრო მდგრადია.

ნავთობის ქიმიური გადამუშავებით, რომელსაც ნავთობქიმიური მრეწველობა ახორციელებს, მრავალი, სახალხო მეურნეობისათვის აუცილებელი ორგანული ნივთიერება მიიღება. დიდი მნიშვნელობა ენიჭება გარემოს დაცვას როგორც უშუალოდ ნავთობისა და ნავთობპროდუქტებისაგან, ისე ამ უკანასკნელთა წვის შედეგად მიღებული ნივთიერებებისაგან. გოგირდ- და აზოტშემცველი ნივთიერებები, რომელთაც ნავთობპროდუქტები შეიცავენ, წვის დროს წარ-

მოქმნიან გოგირდისა და აზოტის ოქსიდებს, რომელთა მოხვედრა ატმოსფეროში დამლუპველად მოქმედებს ცოცხალ ორგანიზმებზე. ამ ნაერთების მოსაცილებლად აწარმოებენ ნავთობპროდუქტების ჰიდროგაწმენდას – გაცხელებას წყალბადის არეში კატალიზატორის თანაობისას. ამ პირობებში გოგირდ- და აზოტშემცველი ნაერთები იშლებიან, გარდაიქმნებიან გოგირდწყალბადად და ამიაკად, რომელთა მოცილება შედარებით ადვილია.

§15.5.3. კოქსქიმიური წარმოება

ნახშირწყალბადების მიღების კიდევ ერთი ბუნებრივი წყაროა ქვანახშირი. ის წარმოიქმნება დედამიწის წიაღში მცენარეულ ნარჩენებზე მიკროორგანიზმების მოქმედებით. მის შემადგენლობაში შედის როგორც ორგანული, ისე არაორგანული ნივთიერებები.

ნახშირწყალბადების მისაღებად მიმართავენ ქვანახშირის კოქსვას, ე.ი. მაღალ ტემპერატურაზე უჰაეროდ გახურებას. ქვანახშირის დაკოქსვის პროცესს წარმოებაში ატარებენ სპეციალურ საკოქსავ ღუმელებში 1000°C ტემპერატურაზე. ამ დროს ქვანახშირის შემადგენლობაში შემავალი რთული ორგანული ნივთიერებები თანდათანობით იშლება. შედეგად წარმოიქმნება ოთხი ძირითადი პროდუქტი: კოქსი, ქვანახშირის ფისი, ამიაკიანი წყალი და კოქსის აირი.

კოქსი გამოიყენება საწვავად და აღმდგენად. კოქსვის შედეგად წარმოქმნილი აქროლადი პროდუქტების გაცივებით მიიღება ქვანახშირის ფისი და ამიაკიანი წყალი. ქვანახშირის ფისის ფრაქციული გამოხდით ღებულობენ: ბენზოლს, ტოლუოლს, ქსილოლს, ფენოლს, ნაფტალინს და სხვა მრავალ ნივთიერებას.

ამიაკიანი წყალი წარმოადგენს ამიაკის, ამონიუმის ქლორიდისა და კარბონატის წყალხსნარს, გამოიყენება თხევად სასუქად.

კოქსის აირის შემადგენლობაში საწვავ აირებთან (H_2, CO, CH_4) ერთად შედის მსუბუქი არენები (ძირითადად ბენზოლი), ამიაკი, გოგირდწყალბადი და სხვა ნივთიერებები. ამიაკის მოსაცილებლად აირს ატარებენ გოგირდმჟავას ხსნარში. წარმოქმნილ ამონიუმის სულფატს კი აზოტოვან სასუქად იყენებენ. არენებს გამოყოფენ კოქსის აირის ორგანულ გამხსნელებში გატარებით და მიღებული ხსნარის შემდგომი გამოხდით.

გასუფთავების შემდეგ კოქსის აირს, რომელშიც შედის ~60% H_2, ~25% CH_4, ~5% CO, ხოლო ~20% N_2, CO_2, C_2H_4 და სხვა აირებია, საწვავად იყენებენ. ასევე კოქსის აირიდან გამოყოფენ სხვადასხვა სინთეზისათვის საჭირო წყალბადს..

დღეისათვის ორგანულ ნაერთთა დაახლოებით 90% ნავთობქიმიური წარმოების საფუძველზე სინთეზირდება. მიუხედავად ამისა, ქვანახშირის, როგორც ქიმიური ნედლეულის, მნიშვნელობა დღითიდღე იზრდება, რადგან მისი მსოფლიო მარაგი ნავთობის მარაგთან შედარებით გაცილებით მეტია.

კითხვები და სავარჯიშოები

1. დაწერეთ C_7H_{16} შედგენილობის ნახშირწყალბადის იზომერების აღნაგობის ფორმულები და დაასახელეთ ისინი საერთაშორისო ნომენკლატურით. რომელ მათგანს გააჩნია დულილის ყველაზე უფრო დაბალი ტემპერატურა?
2. როგორ ავხსნათ, რომ ალკანების პირველი წევრები აირებია, შემდეგი – სითხეები, ხოლო ბოლო – მყარი ნივთიერებები?
3. მეთანის რომელ ჰომოლოგს აქვს ჰაერზე უფრო მაღალი სიმკვრივე?

4. რომელი სახელწოდებაა არასწორად მითითებული: 1,2-დიმეთილჰექსანი; 2-ეთილჰექსანი; 3-ეთილჰექსანი; 3-პროპილჰექსანი?
5. დაწერეთ ალკინის ფორმულა, რომლის მოლეკულაში ექვსი პირველადი ნახშირბადატომია და არაა მეორეული და მესამეული ნახშირბადატომები.
6. დაწერეთ ორგანული ნაერთის ფორმულა, რომლის შედგენილობაში 50% წყალბადია (მასის მიხედვით).
7. როგორ მივიღოთ მეთანი კალციუმის კარბონატიდან?
8. რომელი ნაერთების მიღებაა შესაძლებელი ლითონური ნატრიუმის ურთიერთქმედებით ჰალოგენალკანთა ნარევზე: ა) ეთილიოდიდი და იზოპროპილიოდიდი; ბ) იზობუტილიოდიდი და პროპილიოდიდი?
9. რომელი ნივთიერებებიდან შეიძლება მივიღოთ ვიურცის რეაქციით: ა) იზობუტანი, ბ) 1,2-დიმეთილპენტანი, გ) 2,2,4-ტრიმეთილპენტანი? მოიყვანეთ სათანადო რეაქციათა განტოლებები.
10. ნახშირწყალბადი აღნიშნეთ C_xH_y-ით და დაწერეთ მისი სრული წვის რეაქციის განტოლება.
11. დაწერეთ შესაბამის ორგანულ მჟავათა კალიუმის მარილების ხსნარების ელექტროლიზით ეთანის, ბუტანისა და 2,3-დიმეთილბუტანის წარმოქმნის რეაქციათა განტოლებები.
12. დაწერეთ C_6H_{12} შედგენილობის იზომერული ციკლოალკანების აღნაგობის ფორმულები და დაასახელეთ ისინი.
13. რა ნაერთები მიიღება ლითონური ნატრიუმის მოქმედებით: 1,3-დიბრომპენტანზე; 2,4-დიბრომპენტანზე; 1,4-დიბრომჰექსანზე?
14. დაწერეთ რომელიმე ნახშირწყალბადის ფორმულა, რომლის მოლეკულის შედგენილობაში მხოლოდ მეორეული ნახშირბადატომებია.
15. დაწერეთ C_6H_{12} შედგენილობის ყველა იზომერული ალკენის აღნაგობის ფორმულა და დაასახელეთ ისინი საერთაშორისო ნომენკლატურით, რომელ მათგანს გააჩნია ცის-ტრანს იზომერი?
16. როგორ მივიღოთ 1-ბრომბუტანიდან ბუტენ-2?
17. რომელი ჰომოლოგიური რიგების ნებისმიერი წევრის ერთნაირი წონაკის წვისათვის არის საჭირო ჟანგბადის ერთნაირი მოცულობა?
18. რომელი სპირტების დეჰიდრატაციით მიიღება: ა) 2-მეთილბუტენ-2; ბ) 4-მეთილპენტენ-1?
19. დაწერეთ 3,3,3-ტრიფთორპროპენის ბრომწყალბადთან ურთიერთქმედების რეაქციის განტოლება. ახსენით ამ რეაქციის მექანიზმი.
20. ახსენით, რატომ მიმდინარეობს ალკენების ჰიდრატაციის რეაქცია მჟავა და არა ტუტე არეში?
21. ნ-ჰექსანისა და ჰექსენ-3-ის დულილის ტემპერატურები ახლოსაა ერთმანეთთან. როგორ გავასუფთავოთ ქიმიური გზით: ა) ნ-ჰექსანი ჰექსენ-3-ის მინარევისაგან; ბ) ჰექსენ-3 ნ-ჰექსანის მინარევისაგან?
22. როგორ განვასხვავოთ ერთმანეთისაგან 2-მეთილპენტენ-2 და 3-მეთილპენტენ-2 ქიმიური მეთოდებით?
23. დაწერეთ C_5H_8 შედგენილობის იზომერული ნახშირწყალბადების აღნაგობის ფორმულები და დაასახელეთ ისინი.
24. რომელი ტეტრაქლორიდი გარდაიქმნება თუთიის მტვრის მოქმედებით პენტადიენ-2,3-ად?
25. დაწერეთ მეთილჰექსადიენის აღნაგობის ფორმულა, რომელიც შეიძლება არსებობდეს ოთხი სივრცითი იზომერის სახით.
26. დაწერეთ C_6H_{10} შედგენილობის იზომერული ალკინების აღნაგობის ფორმულები და დაასახელეთ ისინი.
27. შეიძლება თუ არა ალკინებისათვის გეომეტრიული იზომერების არსებობა? პასუხი დაასაბუთეთ.

28. წარმოქმნის თუ არა სილიციუმი ალკინების მსგავს ნაერთებს? პასუხი დაასაბუთეთ.
29. როგორ დავყოთ პენტანის, პენტენ-1-ისა და პენტინ-1-ის ნარევი? დაწერეთ შესაბამის რეაქციათა განტოლებები.
30. როგორ შეიძლება სამმაგი ბმის მდებარეობის დადგენა პენტინში?
31. ჩამოთვლილი ნახშირწყალბადებიდან რომელია იზომერები და რომელი – ჰომოლოგები: დიმეთილეთილენი, დივინილი, პროპილენი, იზობუტილენი, ეთილაცეტილენი, ბუტადიენი, აცეტილენი, იზოპრენი?
32. განსაზღვრეთ ნახშირწყალბადთა ჰომოლოგიური რიგის ზოგადი ფორმულა, რომელთა მოლეკულების შედგენილობაში ერთი ორმაგი, ორი სამმაგი ბმა და ორი ციკლოალკანის ბირთვია.
33. როგორ დაასაბუთებთ, რომ აცეტილენის ტრიმერიზაციით მიიღება ბენზოლი და არა ღია ჯაჭვის მქონე უჯერი ნახშირწყალბადი – დივინილაცეტილენი?
34. დაწერეთ C_9H_{12} შედგენილობის არენის ყველა იზომერის აღნაგობის ფორმულა და დაასახელეთ ისინი.
35. როგორ შეიძლება აცეტილენიდან მხოლოდ არაორგანული რეაგენტების საშუალებით მივიღოთ: ა) ეთილბენზოლი, ბ) სტიროლი?
36. ახსენით ბენზოლიდან ფრიდელ-კრაფტსის რეაქციით ტოლუოლის მიღების რეაქციის მექანიზმი.
37. რატომაა შეუძლებელი არენების პოლიმერიზაცია?
38. რატომ არ აუფერულებს ბენზოლი ბრომიან წყალს და კალიუმის პერმანგანატის ხსნარს?
39. რომელი ნახშირწყალბადი აუფერულებს უფრო ადვილად ბრომიან წყალს: ვინილბენზოლი (სტიროლი) თუ ალილბენზოლი (3-ფენილპროპენ-1)?
40. ჩაატარეს C_9H_{12} შედგენილობის არომატული ნახშირწყალბადის ნიტრირება. ამ დროს წარმოიქმნა ერთი მონონიტრონაწარმი. როგორია ამ ნახშირწყალბადის აღნაგობა?
41. დაადგინეთ ორგანული ნაერთის აღნაგობა, თუ ის აუფერულებს კალიუმის პერმანგანატის ხსნარს, რეაგირებს ქლორთან, მაგრამ არ ურთიერთქმედებს ქლორწყალბადთან?
42. დაწერეთ $C_7H_9O_2N$ შედგენილობის ბენზოლის რიგის აზოტშემცველი ნაერთების აღნაგობის ფორმულები და დაასახელეთ საერთაშორისო ნომენკლატურით.
43. ბენზოლსა და გრაფიტში ნახშირბადატომების ვალენტური ორბიტალები sp^2-ჰიბრიდიზაციის მდგომარეობაშია. ამასთან, გრაფიტი დენს ატარებს, ხოლო ბენზოლი კი – არა. ახსენით მიზეზი.
44. ნახშირბადის ატომური ორბიტალების ჰიბრიდიზაციის გათვალისწინებით დაახასიათეთ მეთანის, ეთილენის, ბენზოლის მოლეკულების სივრცითი აღნაგობა.
45. მოცემულია ბენზოლი, ტოლუოლი და ბენზომჟავა. განალაგეთ ეს ნაერთები რიგში არომატული ბირთვის ბრომირების რეაქციაში რეაქციისუნარიანობის ზრდის მიხედვით.
46. მოცემულია ბენზოლი, ნიტრობენზოლი, ტოლუოლი. განალაგეთ ეს ნაერთები რიგში არომატული ბირთვის ნიტრირების რეაქციაში რეაქციისუნარიანობის ზრდის მიხედვით.
47. აცეტილენიდან როგორ მივიღოთ არაორგანული ნივთიერებების დახმარებით: ა) მ-ამინოქლორბენზოლი, ბ) პ-ამინოქლორბენზოლი?
48. რატომ ანათებს სანთელი ან ნავთის ლამპა?
49. რატომ აქვს ნავთს სუნი, ხოლი ვაზელინს – არა?

თავი 16

ჟანგბადშემცველი ორგანული ნაერთები

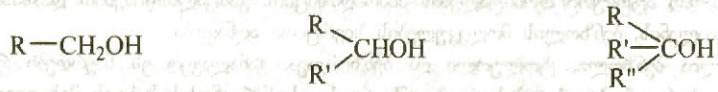
ჟანგბადშემცველ ორგანულ ნაერთებს მიეკუთვნება: სპირტები, ფენოლები, ალდეჰიდები, კეტონები, კარბონმჟავები, მარტივი და რთული ეთერები, ნახშირწყლები და სხვ. მათი ქიმიური თვისებები განპირობებულია მოლეკულაში განსხვავებული ფუნქციური ჯგუფების არსებობით.

§16.1. ნახშირწყალბადების ჰიდროქსინაწარმები

ნახშირწყალბადის მოლეკულაში წყალბადის ერთი ან რამდენიმე ატომის ჰიდროქსილის ჯგუფით ჩანაცვლებისას მიიღება ნახშირწყალბადთა ჰიდროქსინაწარმები. **სპირტები — ორგანული ნაერთებია, რომელთა მოლეკულაში ჰიდროქსილის ფუნქციური ჯგუფი დაკავშირებულია ნახშირწყალბადის რადიკალთან.** რადიკალის ბუნების მიხედვით არჩევენ ალიფატურ (ნაჯერ, უჯერ), ალიციკლურ და არომატულ (ფუნქციური ჯგუფი გვერდით ჯაჭვშია) სპირტებს. თუ ჰიდროქსილის ჯგუფი უშუალოდ ბენზოლის ბირთვს უკავშირდება, მაშინ ასეთ ჰიდროქსინაწარმებს ფენოლები ეწოდება. ჰიდროქსილის ჯგუფების რაოდენობა მოლეკულაში სპირტებისა და ფენოლების ატომიანობას განაპირობებს. არჩევენ ერთ-, ორ-, სამ- და მრავალატომიან სპირტებსა და ფენოლებს.

§16.1.1. ნაჯერი ერთატომიანი სპირტები

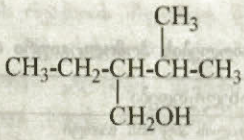
ნაჯერი ერთატომიანი სპირტების ზოგადი ფორმულაა $C_nH_{2n+1}OH$. ჰიდროქსილის ჯგუფი სპირტის მოლეკულაში შეიძლება დაკავშირებული იყოს პირველად, მეორეულ ან მესამეულ ნახშირბადატომთან, რის მიხედვითაც არჩევენ პირველად, მეორეულ და მესამეულ სპირტებს.



პირველადი სპირტი მეორეული სპირტი მესამეული სპირტი

ნომენკლატურა და იზომერია. სპირტების სახელწოდება წარმოსდგება შესაბამისი რადიკალების სახელწოდებებისაგან. მაგალითად, მეთილის სპირტი - CH_3OH, ეთილის სპირტი - CH_3CH_2OH, იზოპროპილის სპირტი - CH_3-CHOH-CH_3 და ა.შ. საერთაშორისო ნომენკლატურით სპირტების სახელწოდება იწარმოება შესაბამისი ალკანების სახელწოდებებიდან სუფიქსი „ოლი“-ს დამატებით. მაგალითად, მეთანოლი, ეთანოლი, პროპანოლი და ა.შ.

განშტოებული ალნაგობის მქონე სპირტების დასახელებისას მთავარი ჯაჭვის დანომვრა უნდა დაიწყოს იმ ბოლოდან, რომელთანაც უფრო ახლოსაა ჰიდროქსილის ჯგუფი. ამასთან, სახელწოდებაში აუცილებელია იმ ნახშირბადატომის ლოკანტის მითითება, რომელთანაც დაკავშირებულია ჰიდროქსილის ჯგუფი.

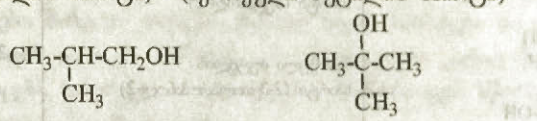


2-ეთილ-3-მეთილბუტანოლ-1

ზოგ სპირტს შემორჩენილი აქვს ტრივიალური სახელწოდება, მაგალითად, მეთანოლს ხის სპირტს უწოდებენ, ეთანოლს კი – ღვინის სპირტს.

სპირტების ჰომოლოგიურ რიგში (ცხრილი 16.1) გვხვდება ორი სახის იზომერია: ნახშირბადული ჯაჭვის იზომერია და ჰიდროქსილის ჯგუფის მდებარეობის იზომერია.

ბუტანოლ-1 (ნ-ბუტილის სპირტი) ბუტანოლ-2 (მეორეული ბუტილის სპირტი)



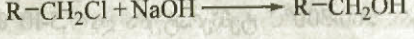
2-მეთილპროპანოლ-1 (იზობუტილის სპირტი) 2-მეთილპროპანოლ-2 (მესამეული ბუტილის სპირტი)

მოყვანილი ბუტილის სპირტის იზომერებიდან ბუტანოლ-1 და ბუტანოლ-2, ისევე როგორც 2-მეთილპროპანოლ-1 და 2-მეთილპროპანოლ-2 მდებარეობის იზომერებია, ხოლო ბუტანოლ-1 და 2-მეთილპროპანოლ-1, აგრეთვე, ბუტანოლ-2 და 2-მეთილპროპანოლ-2 კი – ჯაჭვის იზომერები.

სპირტების იზომერული ნაერთებია მარტივი ეთერები (კლასთაშორისი იზომერია), რომელთა ზოგადი ფორმულა შეიძლება ასე გამოისახოს R-O-R ან R-O-R'. კლასთაშორისი იზომერი არა აქვს მხოლოდ მეთანოლს.

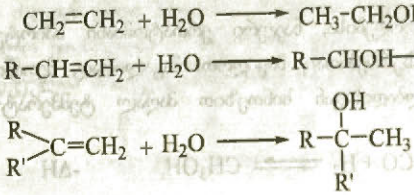
მიღება. ნაკლერი ერთატომიანი სპირტების მიღების ზოგადი მეთოდებია:

1. **ჰალოგენალკანების ჰიდროლიზი.** ალკანოლები მიიღება მონოჰალოგენალკანებზე წყლის ან ტუტის წყალხსნარის მოქმედებით:



ტუტე საჭიროა გამოყოფილი ჰალოგენწყალბადის გასანეიტრალებლად, რათა რეაქცია უკუცევად წარიმართოს.

2. **ალკენების ჰიდრატაცია.** ალკენებთან წყლის მიერთების პროცესი მიმდინარეობს მჟავა კატალიზატორების (H_2SO_4, H_3PO_4) თანაობისას. ამასთან, ეთილენის ჰიდრატაციით მიიღება პირველადი სპირტი, ხოლო მისი ჰომოლოგების ჰიდრატაციით – მეორეული ან მესამეული სპირტები:



ალკანოლების ჰომოლოგიური რიგი

ფორმულა	სახელწოდება	$t_{ლღ.}$ °C	$t_{ლდ.}$ °C
CH_3OH	მეთილის ანუ ხის სპირტი (მეთანოლი)	-97,8	64,7
C_2H_5OH	ეთილის ანუ ღვინის სპირტი (ეთანოლი)	-117,3	78,5
$CH_3CH_2CH_2OH$	პროპილის სპირტი (პროპანოლ-1)	-127	97,2
$CH_3CHOHCH_3$	იზოპროპილის სპირტი (პროპანოლ-2)	-88,5	82,3
$CH_3CH_2CH_2CH_2OH$	ნ-ბუტილის სპირტი (ბუტანოლ-1)	-89,5	117,7
$CH_3-CH(OH)-CH_2-CH_3$	მეორეული ბუტილის სპირტი (ბუტანოლ-2)	-114,7	100
$CH_3-C(CH_3)(OH)-CH_3$	მესამეული ბუტილის სპირტი (2-მეთილპროპანოლ-2)	25,5	83
$CH_3-CH(CH_3)-CH_2OH$	იზობუტილის სპირტი (2-მეთილპროპანოლ-1)	-108	108,4
$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2OH$	ნ-პენტილის სპირტი (პენტანოლ-1)	-78,5	138
$CH_3(CH_2)_4CH_2OH$	ნ-ჰექსილის სპირტი (ჰექსანოლ-1)	-51,6	157,2

მრეწველობაში ეთანოლს ღებულობენ ნავთობის კრეკინგის დროს წარმოქმნილი ეთილენის კატალიზური ჰიდრატაციით. რეაქცია შექცევადია. ვინაიდან ის აირად ფაზაში მიმდინარეობს და დაკავშირებულია ნივთიერების რაოდენობის შემცირებასთან, ამიტომ წონასწორობის მარჯვნივ გადასაწევად, ეი. სპირტის გამოსავლიანობის გასაზრდელად, ლე-შატელიეს პრინციპის თანახმად, რეაქციას ატარებენ მაღალი წნევის პირობებში. პროცესის დასაჩქარებლად იყენებენ კატალიზატორს – ალუმოსილიკატზე დაფენილ ფოსფორმჟავას. რეაქცია ეგზოთერმულია და მაღალი ტემპერატურა წონასწორობას გადახრის მარცხნივ. ამიტომ შერჩეულია პროცესის ჩატარების ოპტიმალური პირობები: 260-300°C ტემპერატურა და 7,5-10 მპა წნევა.

3. **კარბონილური ნაერთების აღდგენა.** ალკანოლები მიიღება ალდეჰიდებისა და კეტონების აღდგენით მაღალ ტემპერატურაზე კატალიზატორების (Ni, Pt) თანაობისას. ამასთან, ალდეჰიდებისაგან წარმოიქმნება პირველადი სპირტები, ხოლო კეტონებისაგან – მეორეული სპირტები:



გარდა ამ ზოგადი მეთოდებისა, ნაკერი ერთატომიანი სპირტების ზოგიერთი წარმომადგენელი შეიძლება სხვა ხერხებითაც მივიღოთ. მაგალითად, მეთანოლი მიიღება ნახშირბად (II)-ის ოქსიდისა და წყალბადისაგან სინთეზით მაღალ ტემპერატურასა და წნევაზე კატალიზატორის თანაობისას:

$$CO + H_2 \rightleftharpoons CH_3OH, \qquad -\Delta H$$

რეაქცია, ეთანოლის სინთეზის რეაქციის მსგავსად, შექცევადია, ეგზოთერმული და მორეაგირე ნივთიერებათა რაოდენობის შემცირებით მიმდინარეობს. ძლიერ მაღალ ტემპერატურაზე რეაქციის წარმართვა წონასწორობას გადახრის საწყისი ნივთიერებების წარმოქმნის მიმართულებით, ხოლო წნევის გაზრდა ხელს შეუწყობს მეთანოლის გამოსავლის ზრდას. ამ ფაქტორების გათვალისწინებით შერჩეულია მეთანოლის სამრეწველო სინთეზის ოპტიმალური პირობები: 250-300°C ტემპერატურა და 10 მპა წნევა. კატალიზატორად იყენებენ ქრომ(III)-ის, თუთიისა და სპილენძ(II)-ის ოქსიდებს. საწყისი ნივთიერებების ეკონომიურად გამოყენების მიზნით რეაქციის პროდუქტებიდან გამოყოფენ სპირტს, ხოლო რეაქციაში შეუსვლელ აირებს ხელახლა აბრუნებენ რეაქტორში, ახორციელებენ ე.წ. ცირკულაციურ პროცესს. ამავე დროს, ენერგეტიკული დანახარჯების შემცირების მიზნით, ეგზოთერმული რეაქციის დროს გამოყოფილ სითბოს იყენებენ სინთეზში მონაწილე აირების გასათბობად.

გასათვალისწინებელია ის გარემოება, რომ მეთანოლის სინთეზის დროს თანაური პროდუქტების (ნახშირწყალბადები, მარტივი ეთერები, მაღალი რიგის სპირტები და ა.შ.) წარმოქმნაა შესაძლებელი. ამის თავიდან აცილება ხერხდება ე.წ. სელექციური კატალიზატორების გამოყენებით, რომლებიც პროცესს სასურველი მიმართულებით წარმართავენ. სწორედ ასეთი თვისებები გააჩნია ზემოაღნიშნულ კატალიზატორებს.

ეთანოლის მიღება შეიძლება აცეტილენიდან კუჩეროვის რეაქციით დასინთეზებული აცეტალდეჰიდის (იხ. § 15.3.3) შემდგომი ალდგენით.

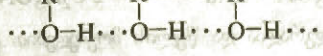
ეთილის სპირტი მიიღება, აგრეთვე, გლუკოზის სპირტული დუღილით. ამ რეაქციის საწყის ნედლეულად შეიძლება გამოვიყენოთ სახამებლის შემცველი მრავალი საკვები პროდუქტი, ან ცელულოზა. სახამებლისა და ცელულოზის მჟავური ჰიდროლიზით წარმოიქმნება გლუკოზა, ხოლო ამ უკანასკნელზე საფუარის დამატებით მიმდინარეობს ე.წ. „სპირტული დუღილი“:

$$C_6H_{12}O_6 \longrightarrow 2\,C_2H_5OH + 2CO_2$$

დუღილის შედეგად წარმოქმნილ ნარევში შედის, აგრეთვე, აცეტალდეჰიდი, მაღალი მოლეკულური მასის მქონე სპირტები და სხვა ნაერთები. ამიტომ სუფთა ეთანოლის მისაღებად მას გამოხდიან.

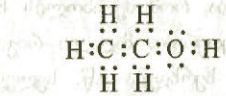
ფიზიკური თვისებები. ნაკლერთატომიანი სპირტების ჰომოლოგიური რიგის დაბალი წევრები სითხეებია, ხოლო მეთორმეტე წევრიდან დაწყებული – მყარი ნივთიერებები. ყველა სპირტი წყალზე მსუბუქია. მეთანოლი და ეთანოლი სპეციფიკური სუნის მქონე ნივთიერებებია. ისინი წყალს ერევიან ნებისმიერი თანაფარდობით. ბუტანოლს და პენტანოლს არასასიამოვნო სუნი ახასიათებთ. მათი ხსნადობა წყალში შეზღუდულია. ჰიდროფობური ნახშირწყალბადური რადიკალის სიგრძის მატებასთან ერთად ალკანოლების ხსნადობა თანდათან მცირდება. უმაღლესი სპირტები უსუნო, წყალში უხსნადი ნივთიერებებია.

ალკანოლების დუღილის ტემპერატურა მოლეკულური მასის ზრდასთან ერთად იზრდება. ამასთან, თითოეული სპირტისა და მისი შესაბამისი იზომერული მარტივი ეთერის დუღილის ტემპერატურებს შორის ძალიან დიდი სხვაობაა. მაგალითად, დიმეთილეთერის დუღილის ტემპერატურაა -23,7°C, ხოლო ეთანოლისა – 78,3°C. ეს ფაქტი აიხსნება სპირტის მოლეკულების ასოციაციით, რაც გამოწვეულია მოლეკულათშორისი წყალბადური ბმების წარმოქმნით:



მოლეკულათა ასოციაციით აიხსნება, აგრეთვე, სპირტების აგრეგატული მდგომარეობა. ჰომოლოგიური რიგის პირველივე წევრი სითხეა, მაშინ როცა, მასზე გაცილებით მაღალი მოლეკულური მასის მქონე ალკანი – აირია. წყალბადური ბმები სუსტი ბმებია, ამიტომ მიწოდებული სითბოს ხარჯზე ისინი ადვილად წყდებიან და სპირტი ცალკეული მოლეკულების სახით გადადის ორთქლის მდგომარეობაში. წყალბადური ბმები წარმოიქმნება არა მარტო სპირტის მოლეკულებს შორის, არამედ სპირტისა და წყლის მოლეკულებს შორისაც, რაც წყალში ალკანოლების კარგი ხსნადობის მიზეზია.

ნახშირბადატომების ვალენტური ორბიტალები ნაჯერი ერთატომიანი სპირტების მოლეკულაში sp^3-ჰიბრიდულ მდგომარეობაშია. ჟანგბადის ატომი ნახშირბადისა და წყალბადის ატომებთან კოვალენტურ ბმებს გარკვეული კუთხით წარმოქმნის. მაგალითად, ეთანოლში ეს კუთხე 106^0-ის ტოლია.



ქიმიური თვისებები. ალკანოლების ქიმიური თვისებები, უპირველეს ყოვლისა, განპირობებულია მათ მოლეკულაში ფუნქციური (-OH) ჯგუფის არსებობით. ელექტრონული წყვილები, რომლითაც ჟანგბადი უკავშირდება წყალბადისა და ნახშირბადის ატომებს, გადაწეულია უფრო ელექტროუარყოფითი ჟანგბადის ატომისაკენ.

კოვალენტური ბმების ასეთი პოლარიზაცია იწვევს C–O და O–H ბმების ჰეტეროლიზურ გაწყვეტას. ამიტომაა, რომ ალკანოლებისათვის დამახასიათებელია რეაქციები, როდესაც იხლიჩება O–H ბმა, C–O ბმა, ან ორივე ერთდროულად.

სპირტების დისოციაცია იონებად ძალიან უმნიშვნელოდ მიმდინარეობს, ამიტომ მათ ნეიტრალური რეაქცია აქვთ და ლაკმუსისა და ფენოლფტალეინის ხსნარებს ფერს არ უცვლიან.

1. წვა. სპირტები, სხვა ორგანული ნაერთების მსგავსად, იწვის ნახშირბად (IV)-ის ოქსიდისა და წყლის წარმოქმნით:

$$C_2H_5OH + 3O_2 \longrightarrow 2CO_2 + 3H_2O$$

დაბალი წევრები იწვის მოლურჯო, თითქმის არამნათი ალით, დიდი მოლეკულური მასის მქონე სპირტები კი – მნათი ალით და წვის შემდეგ ტოვებენ შავ ნაფიფქს.

2. ალკოჰოლატების მიღება. რადგან ელექტრონული წყვილი, რომლითაც ჟანგბადის ატომი უკავშირდება წყალბადის ატომს, გადაწეულია უფრო ელექტროუარყოფითი ჟანგბადის ატომისაკენ, წყალბადის ეს ატომი განსხვავდება სპირტის მოლეკულაში არსებული ყველა სხვა წყალბადატომისაგან. ის ჟანგბადის ატომთან უფრო სუსტადაა ბმული, მოძრავია და ადვილად ჩაინაცვლება აქტიურ ლითონთა ატომებით. ენერგიულად მიმდინარეობს სპირტების ურთიერთქმედება ნატრიუმთან და კალიუმთან. ამ დროს გამოიყოფა წყალბადი და მიიღება ალკოჰოლატი:

$$2\,R{-}OH + 2\,Na \longrightarrow 2\,R{-}ONa + H_2$$

ეთანოლზე ნატრიუმის მოქმედებისას მიიღება ნატრიუმის ეთილატი:

$$2\,C_2H_5OH + 2Na \longrightarrow 2\,C_2H_5ONa + H_2$$

მიღებული ეთილატი არამდგრადია და წყლის მოქმედებით ადვილად ჰიდროლიზდება:

$$C_2H_5ONa + H_2O \longrightarrow C_2H_5OH + NaOH$$

ალკოჰოლატების წარმოქმნა მიგვითითებს სპირტებისა და წყლის თვისებების ანალოგიაზე. ამ დროს სპირტი ამჟღავნებს მჟავა ბუნებას, მაგრამ მისი დისოციაციის ხარისხი წყლისაზე უფრო მცირეა, რაც ალკილის რადიკალის ელექტრონდონორული თვისებითაა განპირობებული. რადიკალის გავლენით ჟანგბადის ელექტროუარყოფითობა კლებულობს, რაც, თავის მხრივ, იწვევს O-H ბმის პოლარიზაციის ხარისხის და, აქედან გამომდინარე, მჟავური თვისებების შემცირებას. ცხადია, რაც მეტი იქნება ალკილის რადიკალების რიცხვი, მით უფრო შესუსტდება სპირტის მჟავური თვისებები. ამიტომ იზომერული სპირტებიდან ყველაზე უფრო ძლიერი მჟავური თვისებები გააჩნია პირველად სპირტს, ხოლო ყველაზე უფრო სუსტი – მესამეულს.

3. ჰალოგანალკანების მიღება. სპირტებზე ჰალოგენწყალბადების მოქმედებით წარმოიქმნება ჰალოგენალკანები:

$$R{-}OH + HCl \rightleftharpoons R{-}Cl + H_2O$$

რეაქცია შექცევადია და მისი ბოლომდე მიყვანისათვის აუცილებელია წყალწარმომქმნი ნივთიერებების (კონცენტრირებული გოგირდმჟავა, კალციუმის ქლორიდი და სხვ.) გამოყენება.

4. დეჰიდრატაცია

ა) ალკენების მიღება (შიგამოლეკულური დეჰიდრატაცია). სპირტები კონცენტრირებულ გოგირდმჟავასთან ერთად 170°C ტემპერატურამდე გახურებისას განიცდის შიგამოლეკულურ დეჰიდრატაციას ალკენების წარმოქმნით:

$$R{-}CH_2{-}CH_2OH \longrightarrow R{-}CH{=}CH_2 + H_2O$$

ამ პირობებში ეთანოლიდან მიიღება ეთილენი:

$$CH_3CH_2OH \longrightarrow CH_2{=}CH_2 + H_2O$$

რეაქცია ორ საფეხურად მიმდინარეობს. პირველ ეტაპზე კონცენტრირებულ გოგირდმჟავასთან სპირტის ურთიერთქმედებით წარმოიქმნება ალკილგოგირდმჟავა, რომელიც 170°C-ზე იშლება ალკენის წარმოქმნით:

$$R{-}CH_2CH_2OH + HOSO_3H \longrightarrow R{-}CH_2CH_2OSO_3H + H_2O$$

$$R{-}CH_2{-}CH_2OSO_3H \longrightarrow R{-}CH{=}CH_2 + H_2SO_4$$

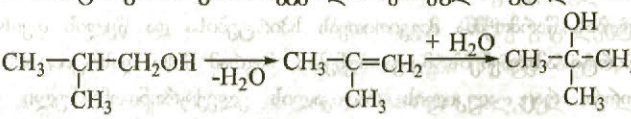
აღსანიშნავია, რომ მეორეული და მესამეული ალკანოლების დეჰიდრატაციის დროს წყალბადის მოწყვეტა უპირატესად ხდება ჰიდროქსილის ჯგუფთან დაკავშირებული ნახშირბადატომის მეზობლად მდებარე ნაკლებად ჰიდროგენიზებული ნახშირბადის ატომიდან. მაგალითად, ბუტანოლ-2-დან მიიღება ბუტენ-2:

$$CH_3{-}CH_2{-}\underset{\displaystyle OH}{\underset{|}{CH}}{-}CH_3 \longrightarrow CH_3{-}CH{=}CH{-}CH_3 + H_2O$$

ოლეფინების ჰიდრატაცია ექვემდებარება მარკოვნიკოვის წესს, რის გამოც პროპილის სპირტის დეჰიდრატაციითა და შემდგომი ჰიდრატაციით შეიძლება იზოპროპილის სპირტის მიღება:

$$CH_3{-}CH_2{-}CH_2OH \xrightarrow[-H_2O]{} CH_3{-}CH{=}CH_2 \xrightarrow{+H_2O} CH_3{-}CHOH{-}CH_3$$

იზობუტილის სპირტისაგან ამ გზით შეგვიძლია მესამეული ბუტილის სპირტის მიღება:

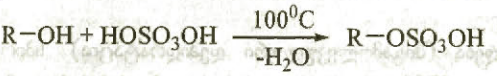


როგორც ამ რეაქციებიდან ჩანს, აღნიშნული მეთოდით პირველადი სპირტებიდან შეიძლება მეორეული და მესამეული სპირტების სინთეზი.

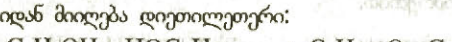
ბ) მარტივი ეთერების სინთეზი (მოლეკულათშორისი დეჰიდრატაცია). რამდენადმე განსხვავებულ პირობებში შეიძლება წარიმართოს მოლეკულათშორისი დეჰიდრატაცია, ე.ი. წყლის მოლეკულის ჩამოცილება სპირტის ორი მოლეკულიდან. ამ დროს მიიღება მარტივი ეთერები:



რეაქციას ატარებენ კონცენტრირებულ გოგირდმჟავასთან ერთად სპირტის სუსტი გაცხელების პირობებში (არაუმეტეს 140°C-ისა და სპირტის სიჭარბისას). ამ რეაქციის დროსაც ჯერ წარმოიქმნება ალკილგოგირდმჟავა, რომელიც 140°C-ზე რეაგირებს ჭარბ სპირტთან და წარმოქმნის მარტივ ეთერს:



ეთილის სპირტიდან მიიღება დიეთილეთერი:



დიეთილეთერი ადვილად აქროლადი, ალებადი სითხეა. ის მრავალი ორგანული ნაერთის საუკეთესო გამხსნელია. მედიცინაში გამოიყენება ნარკოზისათვის.

5. რთული ეთერების სინთეზი. სპირტები ურთიერთქმედებენ კარბონმჟავებთან მინერალური მჟავების (კატალიზატორი) თანაობისას. მიღებულ პროდუქტს რთული ეთერი ეწოდება, ხოლო თვით რეაქციას – ეთერიფიკაციის რეაქცია:



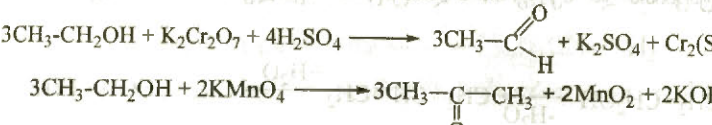
მაგალითად, ეთილის სპირტისა და ძმარმჟავას ურთიერთქმედებით მიიღება ძმარმჟავაეთილეთერი ანუ ეთილაცეტატი:



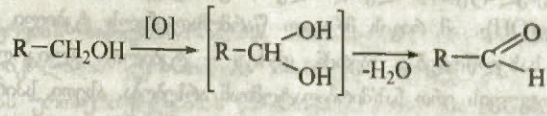
რთული ეთერები მიიღება სპირტებზე არაორგანულ მჟავათა მოქმედებითაც. მაგალითად, ეთილის სპირტზე აზოტმჟავას მოქმედებით მიიღება აზოტმჟავაეთილეთერი ანუ ეთილნიტრატი:

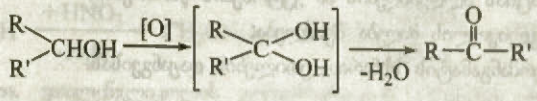


6. ჟანგვა. სპირტები მჟანგავების ($KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$) მოქმედებით იჟანგება, პირველადი სპირტები – ალდეჰიდებად, მეორეული კი – კეტონებად:



ჟანგვის რეაქციის მექანიზმი შეიძლება ასე წარმოვიდგინოთ. იჟანგება ჰიდროქსილის ჯგუფთან დაკავშირებული ნახშირბადატომი, შედეგადაც მიიღება ორატომიანი სპირტი, რომელიც არამდგრადია და იშლება:



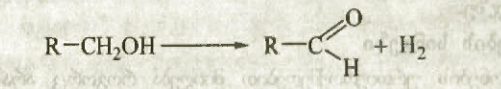


მესამეული სპირტები მსგავს პირობებში არ იჟანგება. ძალიან მკაცრ პირობებში შესაძლებელია მესამეული სპირტების ჟანგვაც, მაგრამ ამ დროს ხდება C-C ბმის გაწყვეტა და ჟანგვის სხვადასხვა პროდუქტის ნარევის წარმოქმნა.

მჟანგავად შეიძლება გამოვიყენოთ გავარვარებული სპილენძის მავთულიც, რომელიც დაფარულია შავი ოქსიდის ფენით. თუ ასეთ მავთულს ჩავუშვებთ სპირტში, სპილენძის მოწითალო შეფერვა აღდგება, ხოლო სპირტი გარდაიქმნება ალდეჰიდად:



ჟანგვის რეაქციით ერთმანეთისაგან ასხვავებენ პირველად, მეორეულ და მესამეულ სპირტებს. ჟანგვის პროდუქტების მიღება შეიძლება, აგრეთვე, ალკანოლების დეჰიდრირებით. დაქუცმაცებული კატალიზატორის (Cu, Pt, Pd) ზედაპირზე სპირტის ორთქლის გატარებისას 200-300°C ტემპერატურის პირობებში ხდება მათი დეჰიდრირება. ამასთან, პირველადი სპირტები წარმოქმნის ალდეჰიდს, ხოლო მეორეული – კეტონს:





გამოყენება. მეთანოლი გამოიყენება საწვავად, გამხსნელად ლაქ-საღებრების წარმოებაში. მისგან ღებულობენ ფორმალდეჰიდს, შესაბამის ეთერებს, სამკურნალო პრეპარატებს და სხვა.

ალკანოლებიდან ყველაზე დიდი პრაქტიკული გამოყენება აქვს ეთანოლს. მას, როგორც საუკეთესო გამხსნელს, იყენებენ ქიმიური წარმოების სხვადასხვა დარგში, სამკურნალო პრეპარატების დასამზადებლად, პარფიუმერიაში. ტექნიკურ (მინარევების შემცველ) ეთანოლს საწვავად ხმარობენ, ოღონდ წინასწარ ურევენ არასასიამოვნო სუნის მქონე შეფერილ დანამატებს. ასეთ სპირტს დენატურატს უწოდებენ. ეთანოლიდან ღებულობენ ბუტადიენს, დიეთილეთერს, სასიამოვნო სუნის მქონე რთულ ეთერებს („ხილის ესენციები"), ძმარმჟავას და მრავალ სხვა ნივთიერებას. ეთანოლის საფუძველზე ამზადებენ მრავალი სამკურნალო მცენარის ნაყენს. მედიცინაში მას იყენებენ, აგრეთვე, სადეზინფექციოდ.

§16.1.2. ეთილენგლიკოლი

ეთილენგლიკოლი (CH_2OH-CH_2OH) ნაჯერი ორატომიანი სპირტების – გლიკოლების (საერთაშორისო ნომენკლატურით ალკანდიოლები) უმარტივესი წარმომადგენელია. მათი ზოგადი ფორმულაა $C_nH_{2n}(OH)_2$. ამ რიგის მრავალ წარმომადგენელს ტკბილი გემო აქვს. აქედანაა წარმოქმნილი მათი სახელწოდებაც (ბერძნ. glykys – ტკბილი). გლიკოლებში არ შეიძლება ორი ჰიდროქსილის ჯგუფის ერთ ნახშირბადატომთან არსებობა. ასეთი სპირტები არამდგრადია, განიცდის დეჰიდრატაციას ალდეჰიდების ან კეტონების წარმოქმნით.

მიღება. ეთილენგლიკოლის მიღება შეიძლება:

1. კალიუმის პერმანგანატის ხსნარით ეთილენის დაჟანგვისას:

$$3\,CH_2{=}CH_2 + 2\,KMnO_4 + 4H_2O \longrightarrow 3\,CH_2OH{-}CH_2OH + 2\,MnO_2 + 2KOH$$

2. 1,2-დიქლორეთანზე ტუტის წყალხსნარის მოქმედებით:

$$ClH_2C{-}CH_2Cl + 2\,NaOH \longrightarrow CH_2OH{-}CH_2OH + 2\,NaCl$$

3. ეთილენზე ქვექლოროვანმჟავას მოქმედებით წარმოქმნილი 2-ქლორეთანოლის ჰიდროლიზით:

$$CH_2{=}CH_2 + HClO \longrightarrow ClCH_2\text{-}CH_2OH \xrightleftharpoons{+H_2O} CH_2OH\text{-}CH_2OH + HCl$$

ფიზიკური თვისებები. ეთილენგლიკოლი (ეთანდიოლ-1,2) ბლანტი, მოტკბო გემოს მქონე უსუნო სითხეა. ის ჰიგროსკოპულია და წყალს ერევა ნებისმიერი თანაფარდობით. ეთილენგლიკოლი მომწამლავია და ძლიერ ინტოქსიკაციას იწვევს.

ქიმიური თვისებები. ეთილენგლიკოლის ქიმიური თვისებები მსგავსია ალკანოლების ქიმიური თვისებებისა, ოღონდ რეაქციები მიმდინარეობს როგორც ერთი, ისე ორივე ჰიდროქსილის ჯგუფის ხარჯზე.

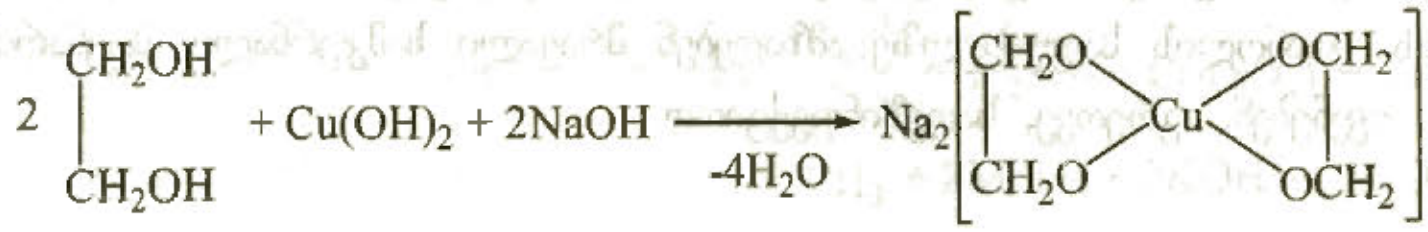
1. გლიკოლატების სინთეზი

ა) ტუტე ლითონების ურთიერთქმედებით მიიღება როგორც არასრული, ისე სრული გლიკოლატები:

$$2\,CH_2OH{-}CH_2OH + 2Na \longrightarrow 2\,CH_2ONa{-}CH_2OH + H_2$$

$$CH_2OH{-}CH_2OH + 2Na \longrightarrow CH_2ONa{-}CH_2ONa + H_2$$

ბ) ნაჯერი ერთატომიანი სპირტებისაგან განსხვავებით, მრავალატომიან სპირტებში ჰიდროქსილის ჯგუფების –I – ეფექტების გამო ამ უკანასკნელთა წყალბადატომები იმდენად ძვრადი ხდება, რომ ადვილად ჩაინაცვლება ლითონთა ატომებით სპირტების ურთიერთქმედებისას არა მარტო ტუტე ლითონებთან, არამედ ტუტესთან და ზოგიერთ ფუძესთანაც კი. მაგალითად, ახლად დალექილი სპილენძ (II)-ის ჰიდროქსიდზე ეთილენგლიკოლის დამატებისას ტუტე არეში წარმოიქმნება სპილენძის გლიკოლატის კომპლექსის ლურჯი ფერის გამჭვირვალე ხსნარი. ეს რეაქცია მრავალატომიანი სპირტების აღმომჩენი რეაქციაა:



2. **ჰიდროჰალოგენირება.** ეთილენგლიკოლზე ქლორწყალბადის მოქმედებით ჯერ მიიღება 2-ქლორეთანოლი, ხოლო შემდეგ – 1,2-დიქლორეთანი:

$$CH_2OH{-}CH_2OH \xrightarrow[-H_2O]{+HCl} CH_2Cl{-}CH_2OH \xrightarrow[-H_2O]{+HCl} CH_2Cl{-}CH_2Cl$$

3. **რთული ეთერების სინთეზი.** როგორც მინერალური, ისე ორგანული მჟავების მოქმედებით ეთილენგლიკოლიდან ჯერ მიიღება არასრული, შემდეგ კი – სრული ეთერი. მაგალითად, აზოტმჟავას ურთიერთქმედებისას წარმოიქმნება მონო- და დინიტრატები:

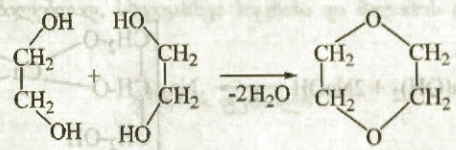
$$HOH_2C{-}CH_2OH \xrightarrow[-H_2O]{+HNO_3} CH_2ONO_2{-}CH_2OH \xrightarrow[-H_2O]{+HNO_3} CH_2ONO_2{-}CH_2ONO_2$$

4. **დეჰიდრატაცია.** ეთილენგლიკოლის დეჰიდრატაციის შედეგად, პირობების მიხედვით, წარმოიქმნება სხვადასხვა პროდუქტი:

ა) შიგამოლეკულური დეჰიდრატაციის შედეგად მიიღება ვინილის სპირტი, რომელიც არამდგრადია და გარდაიქმნება აცეტალდეჰიდად:

$$HOH_2C{-}CH_2OH \xrightarrow[-H_2O]{ZnCl_2} [CH_2{=}CHOH] \longrightarrow CH_3{-}C(=O){-}H$$

ბ) ეთილენგლიკოლის გახურებით მჟავას თანაობისას ხორციელდება მოლეკულათშორისი დეჰიდრატაცია და მიიღება ციკლური ეთერი – დიოქსანი:



გამოყენება. ეთილენგლიკოლი იყინება ძლიერ დაბალ ტემპერატურაზე, რის გამოც მისი წყალხსნარი გამოიყენება ანტიფრიზად ავტომანქანებში (60%-იანი ხსნარი იყინება -49°C ტემპერატურაზე). ეთილენგლიკოლი დიდი რაოდენობით იხარჯება სინთეზური ბოჭკოს – ლავსანის მისაღებად (იხ. §18.4). საერთოდ გლიკოლები სინთეზური ფისების, ლაქების, საღებრების, ეთერზეთებისა და კაუჩუკის კარგი გამხსნელებია.

§16.1.3. გლიცერინი

გლიცერინი სამატომიანი სპირტების – ალკანტრიოლების უმარტივესი წარმომადგენელია. მათი ზოგადი ფორმულაა $C_nH_{2n-1}(OH)_3$. გლიცერინის აღნაგობა გამოისახება ფორმულით CH_2OH - $CHOH$ - CH_2OH. საერთაშორისო ნომენკლატურით მისი სახელწოდებაა პროპანტრიოლ-1,2,3.

მიღება. გლიცერინის მიღება შეიძლება:

1. 1,2,3-ტრიქლორპროპანის ჰიდროლიზით ტუტის თანაობისას:

$$CH_2Cl{-}CHCl{-}CH_2Cl + 3\,H_2O \longrightarrow CH_2OH{-}CHOH{-}CH_2OH + 3\,HCl$$

2. ტექნიკაში ღებულობენ სინთეზური გზით ნავთობის კრეკინგის ერთ-ერთი პროდუქტიდან – პროპილენიდან. სინთეზის პროცესი სამ საფეხურად მიმდინარეობს და სქემატურად ასე შეიძლება გამოისახოს:

$$CH_2{=}CH{-}CH_3 \xrightarrow[450\text{-}500^0C]{+Cl_2} CH_2{=}CH{-}CH_2Cl \xrightarrow[-HCl]{H_2O} CH_2{=}CH{-}CH_2OH \longrightarrow$$

$$\xrightarrow{H_2O_2} CH_2OH{-}CHOH{-}CH_2OH$$

3. ცხიმების ჰიდროლიზით

$$\begin{array}{l} CH_2OCOR \\ | \\ CHOCOR' + 3HOH \\ | \\ CH_2OCOR'' \end{array} \longrightarrow \begin{array}{l} CH_2{-}OH \\ | \\ CH{-}OH + RCOOH + R'COOH + R''COOH \\ | \\ CH_2{-}OH \end{array}$$

ფიზიკური თვისებები. გლიცერინი ბლანტი, ტკბილი გემოს მქონე უფერო სითხეა. წყალს ერევა ნებისმიერი თანაფარდობით.

ქიმიური თვისებები. გლიცერინისათვის დამახასიათებელია ალკანოლების ყველა რეაქცია. სამი ჰიდროქსილის ჯგუფის არსებობა მოლეკულაში გავლენას ახდენს მის რეაქციისუნარიანობაზე, ამასთანავე, ნაწარმების სამი რიგის მიღების საშუალებას იძლევა. გლიცერინის მჟავურობა სჭარბობს ეთილენგლიკოლისას. ვარაუდობენ, რომ ორი მეზობელი ჰიდროქსილის ჯგუფის –I – ეფექტების გავლენით დისოცირდება შუა ნახშირბადატომთან ბმული ჰიდროქსილის ჯგუფი.

ალკანდიოლებისა და ალკანტრიოლების ქიმიური თვისებები ძლიერ ეშსგავსება ერთმანეთს.

1.რეაქცია სპილენძ (II)-ის ჰიდროქსიდთან:

$$2\begin{array}{l} CH_2{-}OH \\ | \\ CH{-}OH \\ | \\ CH_2{-}OH \end{array} + Cu(OH)_2 + 2NaOH \longrightarrow Na_2\left[\begin{array}{ll} CH_2{-}O & O{-}CH_2 \\ | & \diagdown\ \diagup \\ CH{-}O & Cu \\ | & \diagup\ \diagdown \\ CH_2{-}OH & O{-}CH \\ & | \\ & HO{-}CH_2 \end{array}\right] + 4H_2O$$

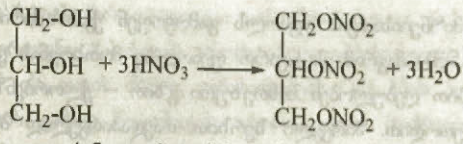
2. **ჰალოგენწყალბადების ურთიერთქმედება.** ქლორწყალბადთან რეაგირებისას გლიცერინის მოლეკულაში თანდათანობით ხდება ჰიდროქსილის ჯგუფების ჩანაცვლება ქლორის ატომებით და საბოლოოდ მიიღება 1,2,3-ტრიქლორპროპანი:

$$\begin{array}{l} CH_2{-}OH \\ | \\ CH{-}OH \\ | \\ CH_2{-}OH \end{array} + 3HCl \longrightarrow \begin{array}{l} CH_2Cl \\ | \\ CHCl \\ | \\ CH_2Cl \end{array} + 3H_2O$$

3. **რთული ეთერების სინთეზი.** გლიცერინი როგორც ორგანულ, ისე არაორგანულ მჟავებთან რეაგირებისას წარმოქმნის რთულ ეთერებს, ამასთან, შესაძლებელია მონო-, დი- და ტრიეთერების მიღება (პირველ ორს იზომერები გააჩნია). მაღალმოლეკულურ კარბონმჟავებთან ურთიერთქმედებისას წარმოიქმნება ცხიმი:

$$\begin{array}{l} CH_2{-}OH \\ | \\ CH{-}OH \\ | \\ CH_2{-}OH \end{array} + 3RCOOH \longrightarrow \begin{array}{l} CH_2OCOR \\ | \\ CHOCOR \\ | \\ CH_2OCOR \end{array} + 3H_2O$$

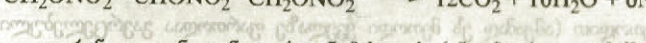
დიდი მნიშვნელობა აქვს გლიცერინის რეაქციას აზოტმჟავასთან. ჭარბ აზოტმჟავასთან რეაგირებისას მიიღება ტრინიტროგლიცერინი (მას ხშირად ნიტროგლიცერინს უწოდებენ):



4. დეჰიდრატაცია. გლიცერინი გაცხელებისას მაღალ ტემპერატურაზე სუსტი მჟავა კატალიზატორების თანაობისას კარგავს ორ მოლეკულა წყალს და უფერო აღდეჰიდი – აკროლეინი წარმოიქმნება:



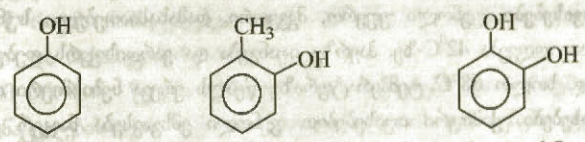
გამოყენება. გლიცერინს იყენებენ ნიტროგლიცერინის მისაღებად. ნიტროგლიცერინი მძიმე ზეთისებრი სითხეა, რომელიც შენჯღრევისას ან გახურებისას აფეთქდება:



ნიტროგლიცერინით ჟღენთავენ ფოროვან მასალას (ინფუზორიული მიწა, ნაბერხი და სხვ.) და ღებულობენ დინამიტს. ნიტროგლიცერინისაგან განსხვავებით, დინამიტი აფეთქდება და უფრო უსაფრთხოა მუშაობის დროს. ნიტროგლიცერინის 1%-იანი ხსნარი ეთანოლში იხმარება მწვავე სტენოკარდიული შეტევების დროს (აფართოებს სისხლძარღვებს). გლიცერინს იყენებენ, ავრეთვე, ტყავისა და ტიპოგრაფიული საღებრების წარმოებაში (იცავს მათ გამოშრობისაგან), კვების მრეწველობაში (ლიქიორისა და ლიმონათის წარმოებაში), კოსმეტიკასა და მედიცინაში (კანის დასარბილებლად, სხვადასხვა საცხისა და მალამოს დასამზადებლად).

§16.1.4. ფენოლი

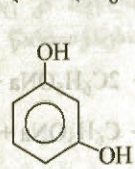
არომატული ნახშირწყალბადების ჰიდროქსინაწარმებს, რომელთა მოლეკულებში ჰიდროქსილის ჯგუფები დაკავშირებულია უშუალოდ ბენზოლის ბირთვთან, ფენოლები ეწოდება. ჰიდროქსილის ჯგუფის რაოდენობის მიხედვით არჩევენ ერთ-, ორ- და მრავალატომიან ფენოლებს.



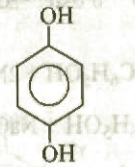
ფენოლი (ჰიდროქსიბენზოლი)

ო-კრეზოლი (ო-მეთილფენოლი)

პიროკატექინი (ო-დიჰიდროქსიბენზოლი)



რეზორცინი (მ-დიჰიდროქსიბენზოლი)

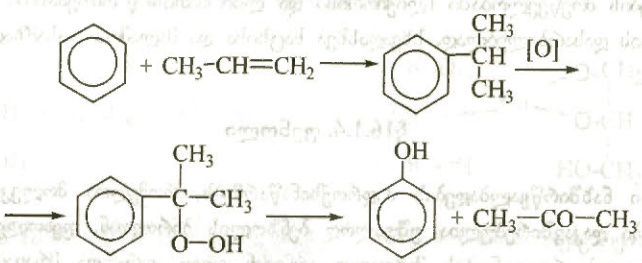


ჰიდროქინონი (პ-დიჰიდროქსიბენზოლი)

მიღება. საწარმოო მიზნებისათვის ფენოლს გამოყოფენ ქვანახშირის კოქსვის დროს მიღებული ფისიდან (იხ. §15.5.3), მაგრამ ეს წყარო ფენოლზე მოთხოვნას ვერ აკმაყოფილებს. ამჟამად მას დიდი რაოდენობით ღებულობენ სინთეზური გზით – ქლორბენზოლის ტუტე ჰიდროლიზით, ან კუმოლური მეთოდით. პირველი ხერხით თავდაპირველად ბენზოლიდან ღებულობენ ქლორბენზოლს, ხოლო შემდეგ წარმოქმნილი ქლორბენზოლისა და ნატრიუმის ჰიდროქსიდის ხსნარს ატარებენ 500°C ტემპერატურამდე გაცხელებულ ფოლადის მილში მაღალი წნევის (150-200 ატმ.) ქვეშ. სქემატურად ფენოლის მიღების სინთეზური გზა შეგვიძლია ასე გამოვსახოთ:

$$C_6H_6 \xrightarrow[-HCl]{+Cl_2} C_6H_5Cl \xrightarrow[-NaCl]{+NaOH} C_6H_5OH$$

კუმოლური მეთოდით (ამჟამად ეს მეთოდი ყველაზე ფართოდაა გავრცელებული) სინთეზის საწყის ეტაპზე ბენზოლიდან და პროპილენიდან კატალიზატორის ($AlCl_3$) თანაობისას ღებულობენ იზოპროპილბენზოლს ანუ კუმოლს. შემდეგ ჰაერის ჟანგბადით ახდენენ კუმოლის თხევადფაზურ კატალიზურ ჟანგვას, ხოლო მიღებულ კუმოლის ჰიდროპეროქსიდს შლიან 70%-იანი გოგირდმჟავას მოქმედებით ფენოლად და აცეტონად:



ფიზიკური თვისებები. ფენოლი უფერო, მკვეთრი, დამახასიათებელი სუნის მქონე კრისტალური ნივთიერებაა. ლღვება 42°C-ზე. ჰაერზე იჟანგება და ვარდისფერს ღებულობს. ცივ წყალში იხსნება ცუდად, ხოლო 68°C ტემპერატურაზე წყალს ერევა ნებისმიერი თანაფარდობით.

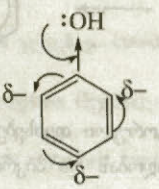
ქიმიური თვისებები. ქიმიური თვისებებით ფენოლი ემსგავსება ნაჯერ ერთატომიან სპირტებს, მაგრამ მათგან განსხვავებით ფენოლატებს წარმოქმნის არა მარტო ტუტე ლითონებთან, არამედ ტუტეებთან ურთიერთქმედებითაც:

$$2C_6H_5OH + 2Na \longrightarrow 2C_6H_5ONa + H_2$$

$$C_6H_5OH + NaOH \longrightarrow C_6H_5ONa + H_2O$$

ამ რეაქციებში ვლინდება ფენოლის მჟავა ბუნება, რაც განპირობებულია ჰიდროქსილის ჯგუფისა და არომატული ბირთვის ურთიერთგავლენით. ბენზოლის ბირთვის π-ელექტრონული სისტემა ნაწილობრივ გადაიფარება ჟანგბადის ორელექტრონიანი p-ორბიტალით, რომელიც

არომატული ბირთვის სიბრტყის მართობულადაა ორიენტირებული, რის შედეგადაც წარმოიქმნება რვაელექტრონიანი ერთიანი π-სისტემა, რომლის ელექტრონული სიმკვრივე გადაწეულია არომატული ბირთვისაკენ. ეს, თავის მხრივ, განაპირობებს O-H ბმის პოლარიზაციის ხარისხის მნიშვნელოვან ზრდას, რის გამოც წყალბადის ატომი უფრო მოძრავი და რეაქციისუნარიანი ხდება. ამრიგად, ფენილის რადიკალის გავლენით ჰიდროქსილის ჯგუფში წყალბადის ატომის ჟანგბადთან ბმა სუსტდება, რაც ადვილებს წყალბადის მოწყვეტას პროტონის სახით, ანუ – ფენოლის დისოციაციას.

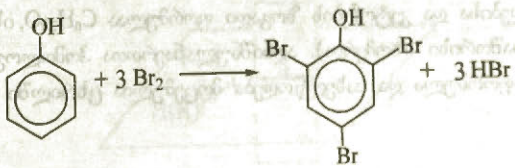


ფენოლი გაცილებით უფრო ძლიერი მჟავური თვისებებით ხასიათდება (მას კარბოლმჟავასაც უწოდებენ), ვიდრე ალკანოლი, თუმცა ის მინერალურ და ორგანულ მჟავებთან შედარებით ბევრად უფრო სუსტია და ლაკმუსის ხსნარს ფერს არ უცვლის. ფენოლის მჟავა თვისებები იმდენად სუსტადაა გამოვლენილი, რომ ფენოლატიდან ფენოლის გამოძევება ნახშირმჟავათიც კი შეიძლება. რითაც დასტურდება, რომ ის ნახშირმჟავაზე უფრო სუსტი მჟავაა:

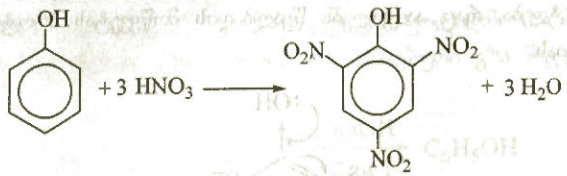
$$C_6H_5ONa + CO_2 + H_2O \longrightarrow C_6H_5OH + NaHCO_3$$

ამრიგად, ფენილის რადიკალი გავლენას ახდენს ჰიდროქსილის ჯგუფზე. თავის მხრივ, ჰიდროქსილის ჯგუფიც მოქმედებს ფენილის რადიკალზე. ჰიდროქსილის ჯგუფი ამჟავნებს –I – და +M - ეფექტებს. ჩანაცვლებლის ელექტრონული გავლენის შეფასებისას საჭიროა ინდუქციური და მეზომერული ეფექტების ჯამური ზემოქმედების გათვალისწინება. ჰიდროქსილის ჯგუფის მეზომერული ეფექტი უფრო ძლიერ ვლინდება, ვიდრე ინდუქციური ეფექტი, რის გამოც ის ელექტრონდონორს წარმოადგენს. აქედან გამომდინარე, ეს ჯგუფი ზრდის ელექტრონულ სიმკვრივეს არომატულ ბირთვში და ადვილებს ელექტროფილური ჩანაცვლების რეაქციებს. ამასთან, როგორც I რიგის ჩამნაცვლებელი (იხ. §15.4.), ის ახდენს ახალი ჩამნაცვლებლის ორიენტაციას ორთო- და პარამდგომარეობაში.

ცნობილია, რომ ბრომიანი წყალი ბენზოლზე არ მოქმედებს და ბირთვში წყალბადატომის ბრომის ატომით ჩანაცვლებისათვის საჭიროა კატალიზატორის გამოყენება. ფენოლის მოლეკულაში ჰიდროქსილის ჯგუფის ელექტრონდონორული თვისებების გამო წყალბადის ატომები ბრომიანი წყლის მოქმედებითაც კი ადვილად ჩანაცვლება ბრომის ატომებით და 2,4,6-ტრიბრომფენოლის თეთრი ნალექი წარმოიქმნება:



ასევე ადვილად რეაგირებს ფენოლი აზოტმჟავასთან და წარმოიქმნება ფეთქებადი ნივთიერება – 2,4,6-ტრინიტროფენოლი ანუ პიკრინმჟავა:



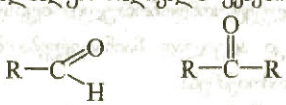
ნიტროჯგუფები, ელექტრონაქცეპტორული თვისებების გამო, კიდევ უფრო ზრდის ჰიდროქსილის ჯგუფის წყალბადატომის ძვრადობას და პიკრინმჟავა სიძლიერით მინერალურ მჟავებს უახლოვდება.

არომატული ბირთვის π-ელექტრონული სისტემისა და ჰიდროქსილის ჯგუფის ჟანგბადატომის ორელექტრონიანი p-ორბიტალის შეუღლების გამო C-O ბმა ფენოლში გაცილებით უფრო მტკიცეა, ვიდრე სპირტებში. ამიტომ, ფენოლური ჰიდროქსილის ჯგუფი, სპირტული ჰიდროქსილის ჯგუფისაგან განსხვავებით, არ ჩაინაცვლება სხვა ატომებით ან ატომთა ჯგუფებით. მაგალითად, სპირტებისაგან განსხვავებით, ფენოლი არ რეაგირებს ჰალოგენწყალბადებთან.

გამოყენება. ფენოლი ხოცავს მიკროორგანიზმებს და გამოიყენება როგორც ანტისეპტიკური და მადეზინფიცირებელი (სადგომების, ავეჯის, ქირურგიული ხელსაწყოების სადეზინფექციო) საშუალება. ფენოლისაგან ღებულობენ უამრავ სამკურნალო პრეპარატს. ის გამოიყენება, აგრეთვე, პიკრინმჟავას, საღებრებისა და განსაკუთრებით დიდი რაოდენობის ფენოლ-ფორმალდეჰიდური ფისების (იხ. §16.2) მისაღებად.

§16.2. კარბონილური ნაერთები

კარბონილის ფუნქციური ჯგუფის (>C=O) **შემცველ ორგანულ ნაერთებს, კარბონილური ნაერთები ეწოდება**. თუ კარბონილის ჯგუფი დაკავშირებულია ნახშირწყალბადის რადიკალთან და წყალბადის ატომთან, მიიღება **ალდეჰიდი** (-C(=O)H ჯგუფს ალდეჰიდის ჯგუფს უწოდებენ), ხოლო, თუ ორ ნახშირწყალბადურ რადიკალს უკავშირდება – **კეტონი:**



ალდეჰიდი კეტონი

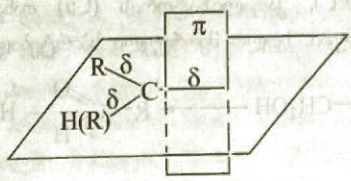
ნაჯერი ალდეჰიდებისა და კეტონების ზოგადი ფორმულაა $C_nH_{2n}O$, ისინი ერთმანეთის იზომერები არიან (კლასთაშორისი იზომერია). აღნიშნულ ნაერთთა ჰომოლოგიური რიგის ზოგიერთი წარმომადგენლის ფორმულა და სახელწოდება მოცემულია ცხრილში 16.2.

ცხრილი 16.2

ალდეჰიდებისა და კეტონების ჰომოლოგიური რიგი

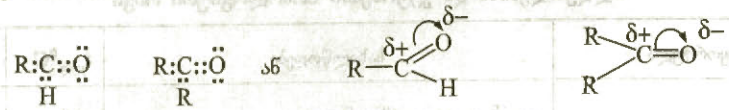
ფორმულა	სახელწოდება	$t_{ლღ}$ °C	$t_{დუღ}$ °C
HCHO	ფორმალდეჰიდი (მეთანალი)	-92	-21
CH_3CHO	აცეტალდეჰიდი (ეთანალი)	-123,5	+21
CH_3CH_2CHO	პროპიონის ალდეჰიდი (პროპანალი)	-81	48,8
$CH_3(CH_2)_2CHO$	ერბოს ალდეჰიდი (ბუტანალი)	-99	75,7
$CH_3(CH_2)_3CHO$	ვალერიანის ალდეჰიდი (პენტანალი)	-91,5	103,4
$CH_3(CH_2)_4CHO$	კაპრონის ალდეჰიდი (ჰექსანალი)	-56	131
$CH_3(CH_2)_5CHO$	ენანტის ალდეჰიდი (ჰეპტანალი)	-45	155
CH_3-CO-CH_3	დიმეთილკეტონი, აცეტონი (პროპანონი)	-95	56,5
CH_3-CO-C_2H_5	მეთილეთილკეტონი (ბუტანონი)	-86,4	79,6
CH_3-CO-C_3H_7 (ნ)	მეთილ-ნ-პროპილკეტონი (პენტანონ-2)	-77,8	101,7
CH_3-CO-C_3H_7 (ი)	მეთილიზოპროპილკეტონი (3-მეთილბუტანონ-2)	-92	93
C_2H_5-CO-C_2H_5	დიეთილკეტონი (პენტანონ-3)	-42	102,7

აღნაგობა. ალდეჰიდებისა და კეტონების ქიმიური თვისებები აიხსნება მათი მოლეკულების ელექტრონული აღნაგობით. კარბონილის ჯგუფის ნახშირბადის ატომი ვალენტური sp^2-ჰიბრიდული ორბიტალებით წარმოქმნის სამ σ-ბმას (ეთილენის მსგავსად) ერთ სიბრტყეში, 120°-იანი კუთხით. ნახშირბადის მეოთხე არაჰიბრიდული p-ორბიტალი განლაგებულია σ-ბმების სიბრტყის მართობულად და ჟანგბადის ასეთივე p-ორბიტალთან გვერდული გადაფარვით წარმოქმნის მეორე – π-ბმას (სურათი 16.1), რომელიც არსებითად განსხვავდება ეთილენის მოლეკულაში ნახშირბადატომებს შორის არსებული π-ბმისაგან. ამ შემთხვევაში ბმის ელექტრონული ღრუბელი გადაწეულია უფრო ელექტროუარყოფითი ჟანგბადის ატომისაკენ, რის გამოც ეს უკანასკნელი ღებულობს ნაწილობრივ უარყოფით მუხტს, ხოლო ნახშირბადატომი, ელექტრონული ღრუბლის ჟანგბადისკენ გადაწევის გამო, ნაწილობრივ დადებითად იმუხტება.

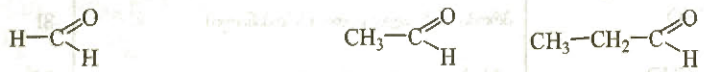


სურათი 16.1. σ- და π- ბმები ალდეჰიდის (კეტონის) მოლეკულაში

ალდეჰიდებისა და კეტონების ელექტრონული აღნაგობა შეიძლება შემდეგი ფორმულებით გამოისახოს:



ნომენკლატურა და იზომერია. ალდეჰიდების სახელწოდება წარმოსდგება იმ მჟავათა სახელწოდებებისაგან, რომლებიც მათი ჟანგვის შედეგად მიიღება. მაგალითად:



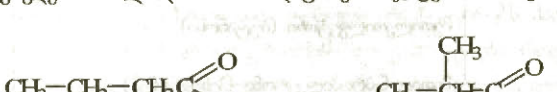
ჭიანჭველას ალდეჰიდი ანუ ფორმალდეჰიდი

ძმრის ალდეჰიდი ანუ აცეტალდეჰიდი

პროპიონის ალდეჰიდი

საერთაშორისო ნომენკლატურით მათი სახელწოდება მიიღება შესაბამის ალკანთა სახელწოდებებზე „ალი“ სუფიქსის დამატებით. მაგალითად, ფორმალდეჰიდს უწოდებენ მეთანალს, აცეტალდეჰიდს – ეთანალს და ა.შ. ამასთან, რადგან ალდეჰიდის ჯგუფი ნახშირბადული ჯაჭვის მხოლოდ თავში შეიძლება მდებარეობდეს, მისი ადგილმდებარეობის მითითება სახელწოდებაში საჭირო არ არის.

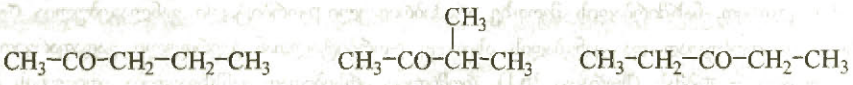
ალდეჰიდებში გვხვდება მხოლოდ ნახშირბადატომების ჯაჭვის იზომერია:



ბუტანალი

2-მეთილპროპანალი

კეტონების უმარტივესი წარმომადგენელია დიმეთილკეტონი ანუ აცეტონი $-CH_3-CO-CH_3$. საერთაშორისო ნომენკლატურით კეტონების სახელწოდებების მისაღებად ნახშირბადატომთა იმავე რიცხვის მქონე ალკანების სახელწოდებას ემატება სუფიქსი „ონი“. მაგალითად, აცეტონის სახელწოდებაა პროპანონი. ნახშირბადური ჯაჭვის იზომერიის გარდა კეტონებში გვხვდება კარბონილის ჯგუფის მდებარეობის იზომერიაც, რის გამოც ამ უკანასკნელის მდებარეობის მითითება სახელწოდებაში აუცილებელია. მაგალითად:



მეთილპროპილკეტონი ანუ პენტანონ-2

მეთილიზოპროპილკეტონი ანუ 3-მეთილბუტანონი

დიეთილკეტონი ანუ პენტანონ-3

მიღება. კარბონილური ნაერთების მიღება შეიძლება:

1. **ალკანოლების ჟანგვით.** ალდეჰიდები და კეტონები წარმოიქმნება ალკანოლების ჟანგვით მაღალ ტემპერატურაზე (300°C), კატალიზატორის (Cu) თანაობისას. ამასთან, პირველადი სპირტებიდან მიიღება ალდეჰიდები, ხოლო მეორეული სპირტებიდან - კეტონები:

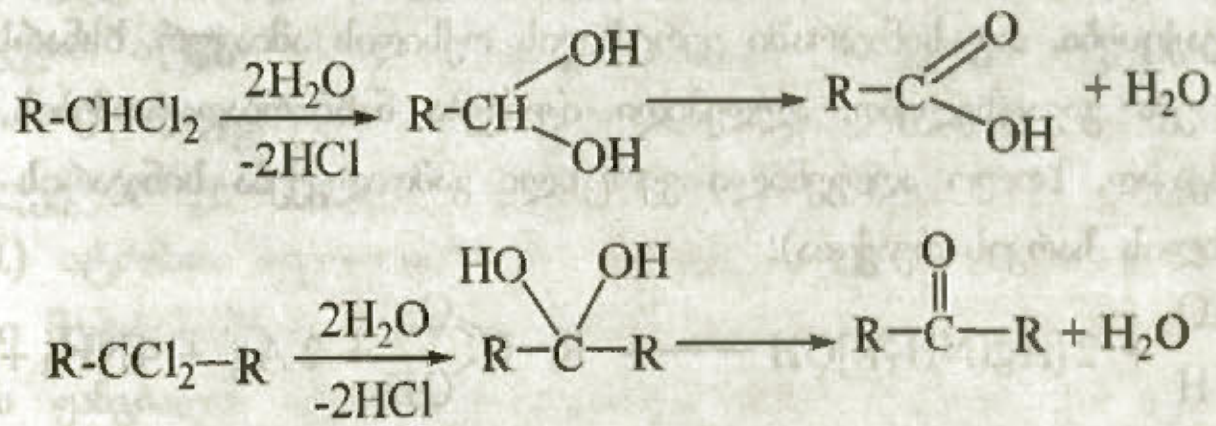




მრეწველობაში მჟანგავად იყენებენ ჰაერის ჟანგბადს, ლაბორატორიაში კი შეიძლება სხვა მჟანგავების, მაგალითად, კალიუმის პერმანგანატის გამოყენებაც. რეაქციების დროს ფაქტობრივად ხდება სპირტის მოლეკულიდან წყალბადატომების მოწყვეტა. დეჰიდრირების პროცესი შეიძლება წარიმართოს ასევე ალკანოლების ნელრევისას წვრილად დაქუცმაცებულ კატალიზატორთან (Pt, Pd, Cu) მაღალ ტემპერატურაზე:

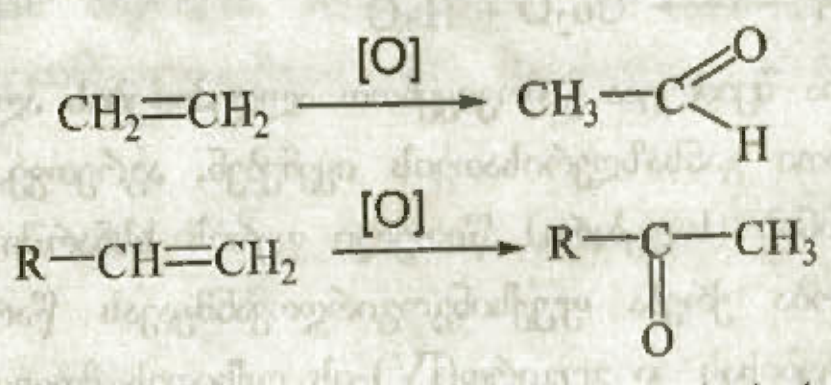
ამრიგად, ალდეჰიდი წყალბადწართმეული სპირტია. აქედან წარმოიშვა მისი სახელწოდებაც „**AL**კოჰოლ**DEHYD**როგენატუმ" – წყალბადწართმეული სპირტი.

2. **დიჰალოგენნაწარმების ჰიდროლიზით.** ალდეჰიდებისა და კეტონების მიღება შეიძლება ალკანების ისეთი დიჰალოგენნაწარმებიდან, რომელთა მოლეკულებში ორივე ჰალოგენის ატომი ერთ ნახშირბადთანაა. ამასთან, თუ ჰალოგენები პირველად ნახშირბადატომთანაა, მიიღება ალდეჰიდი, ხოლო, თუ მეორეულ ნახშირბადატომთან – კეტონი:



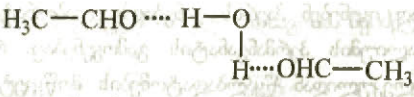
3. **ალკინების ჰიდრატაციით** (კუჩეროვის რეაქცია. იხ. § 15.3.3.). აცეტილენის ჰიდრატაციით მიიღება აცეტალდეჰიდი, ხოლო მისი ჰომოლოგების ჰიდრატაციით – კეტონები.

4. **ალკენების ჟანგვით.** ბოლო დროს კარბონილური ნაერთების მისაღებად იყენებენ ალკენების უშუალო ჟანგვის რეაქციას. პროცესს ატარებენ კატალიზატორის ($PdCl_2$, $CuCl_2$) თანაობისას 100°C ტემპერატურასა და 0,3 მპა წნევაზე. ამასთან, ეთილენის ჟანგვისას წარმოიქმნება აცეტალდეჰიდი, ხოლო მისი ჰომოლოგების ჟანგვისას – კეტონები:



ფიზიკური თვისებები. ალდეჰიდების ჰომოლოგიური რიგის პირველი წევრი – ფორმალდეჰიდი მკვეთრი სუნის მქონე აირია, აცეტალდეჰიდი კი – ადვილად აქროლადი სითხე. ჰომოლოგიური რიგის შემდეგი წევრები სითხეებია, ხოლო უმაღლესი ალდეჰიდები – მყარი ნივთიერებები, რომელთაც სასიამოვნო, ყვავილების სუნი აქვთ და იყენებენ პარფიუმერიაში. კეტონების უმარტივესი წარმომადგენელი – აცეტონი სპეციფიკური სუნის მქონე სითხეა.

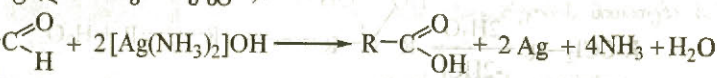
კარბონილური ნაერთების პირველი წევრები წყალში კარგად იხსნება, მოლეკულური მასის ზრდასთან ერთად კი მათი ხსნადობა თანდათან მცირდება. ალდეჰიდებისა და კეტონების დუღილის ტემპერატურები უფრო დაბალია, ვიდრე ნახშირბადატომთა იმავე რიცხვის შემცველი სპირტებისა, რაც გამოწვეულია იმით, რომ მათში წყალბადური ბმებით მოლეკულათა ასოციაცია არ ხდება, რადგან ალდეჰიდის ჯგუფის წყალბადატომის დადებითი მუხტი, C-H ბმის მცირე პოლარობის გამო, არ არის საკმარისი ასეთი ბმების დასამყარებლად. ჰომოლოგიური რიგის პირველი წევრების წყალში ხსნადობა აიხსნება იმ წყალბადური ბმებით, რომლებიც მყარდება წყლის მოლეკულების წყალბადატომების მეშვეობით:



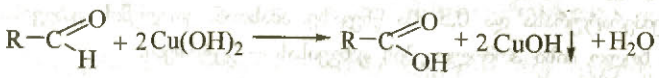
ქიმიური თვისებები. ალდეჰიდები და კეტონები, აქტიური კარბონილის ჯგუფის შემცველობის გამო, მაღალი რეაქციისუნარიანობით გამოირჩევიან. კარბონილის ჯგუფის პოლარიზაცია $\left(\rangle C^{\delta+}=O^{\delta-}\right)$ იწვევს მოლეკულაში როგორც ნუკლეოფილური, ისე ელექტროფილური ცენტრების არსებობას. კერძოდ, კარბონილის ნახშირბადატომი ავლენს ელექტროფილურ ბუნებას და აქვს ნუკლეოფილურ რეაგენტებთან რეაგირების უნარი, ჟანგბადატომი კი – ნუკლეოფილური ბუნებისაა და შეუძლია რეაგირება ელექტროფილურ ნაწილაკებთან.

ალდეჰიდებისა და კეტონებისათვის ძირითადად დამახასიათებელია ჟანგვისა და მიერთების რეაქციები. ცალკეული ალდეჰიდები შედიან, აგრეთვე, პოლიმერიზაციის რეაქციებში.

1. ჟანგვის რეაქციები. თუ სინჯარაში ვერცხლის ოქსიდის ამიაკურ ხსნარს ალდეჰიდს დავუმატებთ და ნარევს გავაცხელებთ, ალდეჰიდი იჟანგება ნახშირბადატომების იგივე რიცხვის შემცველ კარბონმჟავად, ხოლო ალდგენილი ვერცხლი გამოილექება სინჯარის კედლებზე სარკის სახით (ვერცხლის სარკის რეაქცია):



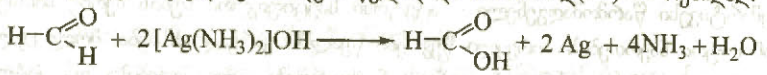
ანალოგიურად მიმდინარეობს ალდეჰიდების ჟანგვა სპილენძ(II)-ის ჰიდროქსიდით. ამ უკანასკნელის ახლად მიღებულ ცისფერ ნალექზე ალდეჰიდის ხსნარის დამატებითა და ნარევის გაცხელებით ჯერ წარმოიქმნება სპილენძ(I)-ის ჰიდროქსიდის ყვითელი ნალექი, რომელიც მალე წითელი ფერის სპილენძ(I)-ის ოქსიდად გარდაიქმნება:



ჟანგვის ორივე რეაქცია შეიძლება გამოვიყენოთ ალდეჰიდების აღმოსაჩენად.

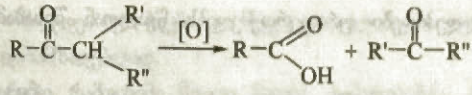
ალდეჰიდების თვისებითი განსაზღვრისათვის იყენებენ, აგრეთვე, რეაქციას ფუქსინგოგირდოვანმჟავასთან. თუ ფუქსინის (საღებარი) წითელი ფერის ხსნარში გავატარებთ გოგირდოვან აირს, ხსნარის შეფერილობა ქრება ფუქსინგოგირდოვანმჟავას წარმოქმნის გამო. მიღებულ ხსნარზე ალდეჰიდის დამატებისას კი გოგირდ(IV)-ის ოქსიდის მოლეკულები მოწყდება ფუქსინის მოლეკულებს და ხსნარის შეფერილობა აღდგება. ამიტომ ფუქსინგოგირდოვანმჟავა შეიძლება გამოვიყენოთ ალდეჰიდების აღმოსაჩენ რეაქტივად.

ფორმალდეჰიდის ჟანგვისას ჯერ წარმოიქმნება ჭიანჭველმჟავა, რომელიც შემდეგ იჟანგება ნახშირმჟავამდე, ეს უკანასკნელი კი იშლება წყლად და ნახშირბადად(IV)-ის ოქსიდად:

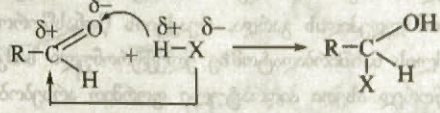




კეტონები აღნიშნული რეაგენტებით არ იჟანგება. ისინი მხოლოდ მკაცრ პირობებში განიცდიან ჟანგვას ძლიერი მჟანგავებით. ამასთან, ხდება C-C ბმის გაწყვეტა და საწყის კეტონთან შედარებით ნახშირბადატომების უფრო მცირე რიცხვის შემცველი ჟანგვის პროდუქტების (ძირითადად, კარბონმჟავების) წარმოქმნა:



2. მიერთების რეაქციები. C=O კარბონილის ჯგუფში π-ბმა ძლიერი პოლარიზაციის გამო ადვილად წყდება $H^{\delta+}-X^{\delta-}$ ტიპის პოლარული მოლეკულების ზემოქმედების შედეგად. ზოგადად, ეს პროცესი შეიძლება შემდეგი სქემით გამოისახოს:

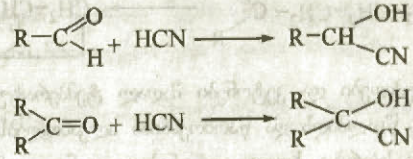


მიერთების რეაქცია, როგორც წესი, კარბონილური ნახშირბადის ატომზე ნუკლეოფილური ნაწილაკის შეტევით იწყება. ასეთი ნაწილაკის როლს ასრულებს მოქმედი რეაგენტის ანიონი (იონური ნაერთის შემთხვევაში) ან ამ რეაგენტის შედგენილობაში შემავალი ატომთა ჯგუფი თავისუფალი ელექტრონული წყვილის მქონე რომელიმე (მაგალითად, ჟანგბადის, აზოტის, გოგირდის და ა.შ.) ატომით. ნუკლეოფილური ნაწილაკი უტევს კარბონილის ჯგუფის ნაწილობრივი დადებითი მუხტის მქონე ნახშირბადატომს და უერთდება მას, ხოლო π-ბმის ელექტრონული წყვილის ჟანგბადის ატომისაკენ გადანაცვლების შედეგად ეს უკანასკნელი ადვილად იერთებს პროტონს.

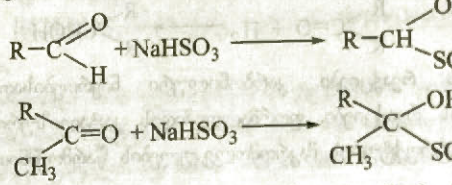
ალკილის რადიკალის +I-ეფექტის გამო კეტონებში, ალდეჰიდებთან შედარებით, კარბონილის ჯგუფის ნახშირბადატომზე ნაწილობრივი დადებითი მუხტი უფრო მცირეა და მიერთების რეაქციებიც უფრო ძნელად წარიმართება.

მაშასადამე, ალდეჰიდებისა და კეტონებისათვის დამახასიათებელია ნუკლეოფილური მიერთების რეაქციები და ეს რეაქციები უფრო ადვილად წარიმართება ალდეჰიდებში.

ა) ციანწყალბადმჟავას მიერთება. ალდეჰიდები და კეტონები შედის ნუკლეოფილური მიერთების რეაქციაში ციანწყალბადმჟავასთან შესაბამისი ციანჰიდრინების (α-ჰიდროქსინიტრილების) წარმოქმნით:



ბ) ნატრიუმის ჰიდროსულფიტის მიერთება. ალდეჰიდები და $R-CO-CH_3$ ტიპის კეტონები რეაგირებენ ნატრიუმის ჰიდროსულფიტთან კრისტალური ნივთიერებების, ე.წ. ჰიდროსულფიტური ნაწარმების წარმოქმნით:



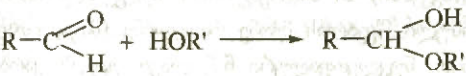
აღნიშნული რეაქცია დამახასიათებელია კარბონილური ნაერთებისათვის და გამოიყენება მათი გამოყოფისა და გასუფთავებისათვის, რადგან ჰიდროსულფიტური ნაწარმები სოდის ხსნარის მოქმედებით ადვილად იშლება თავისუფალი ალდეჰიდისა და კეტონის გამოყოფით.

გ) ჰიდრატაცია. ალდეჰიდები ურთიერთქმედებს წყალთან შესაბამისი ჰიდრატების წარმოქმნით:



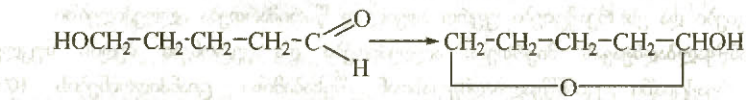
მიღებულ სპირტში ერთ ნახშირბადის ატომთან ორი ჰიდროქსილის ჯგუფია დაკავშირებული. როგორც ცნობილია, ასეთი დიოლები არამდგრადია. ამიტომ რეაქცია შექცევადია და ყველა შემთხვევაში, ფორმალდეჰიდის გარდა, რეაქციის წონასწორობა მარცხნივაა გადახრილი. ფორმალდეჰიდი კი, რომლის ნახშირბადატომზე ელექტრონული სიმკვრივის დეფიციტი საკმაოდ დიდია, წყალხსნარში სწორედ ასეთი ჰიდრატული ფორმით არსებობს. წყალხსნარებში კეტონების ჰიდრატაცია პრაქტიკულად არ ხდება.

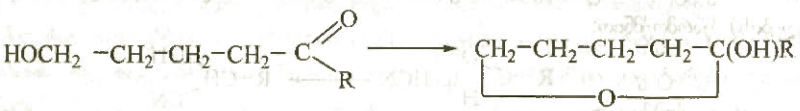
დ) სპირტების მიერთება. ალდეჰიდები (ან კეტონები) ურთიერთქმედებს სპირტებთან ნახევარაცეტალების (ან ნახევარკეტალების) წარმოქმნით:



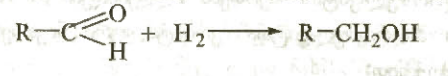


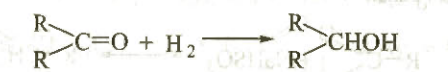
თუ ნაერთის მოლეკულაში ერთდროულად ალდეჰიდის (ან კეტონის) ჯგუფიცაა და ჰიდროქსილის ჯგუფიც, მაშინ შესაძლებელია მათი შიგამოლეკულური ურთიერთქმედება და ციკლური ნახევარაცეტალის (ან ნახევარკეტალის) წარმოქმნა. განსაკუთრებით სტაბილურია ხუთ- და ექვსწევრიანი ციკლური ნახევარაცეტალები (ან ნახევარკეტალები):





ე) ჰიდრირება. ალდეჰიდები და კეტონები მაღალ ტემპერატურაზე კატალიზატორის (Ni, Pt) თანაობისას იერთებენ წყალბადს და წარმოქმნიან ალკანოლებს. ამასთან, ალდეჰიდის აღდგენით მიიღება პირველადი სპირტი, ხოლო კეტონის აღდგენით – მეორეული სპირტი:



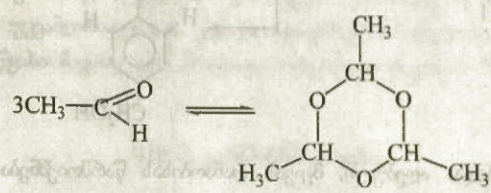


3. პოლიმერიზაციის რეაქციები. კარბონილური ნაერთებისათვის დამახასიათებელია, აგრეთვე, პოლიმერიზაციის რეაქციები. ფორმალდეჰიდის კატალიზური (BF_3) პოლიმერიზაცია მიმდინარეობს ხაზოვანი სტრუქტურის მაკრომოლეკულების წარმოქმნით:



მიღებული პოლიფორმალდეჰიდი საკმაოდ მტკიცე პოლიმერია და გამოიყენება მანქანათა სხვადასხვა დეტალების დასამზადებლად.

ოთახის ტემპერატურაზე რამდენიმე წვეთი მჟავას დამატებისას, ან დიდი ხნით დატოვებისას, აცეტალდეჰიდი ადვილად პოლიმერიზდება და ციკლური ტრიმერი – პარალდეჰიდი წარმოიქმნება:



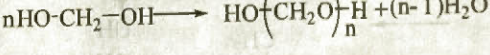
პარალდეჰიდი ძლიერი ძილისმომგვრელი საშუალებაა.

დაბალ ტემპერატურაზე აცეტალდეჰიდიდან წარმოიქმნება მისი ტეტრამერი – მეტალდეჰიდი, რომელიც ყოფა-ცხოვრებაში გამოიყენება საწვავად ("შრალი სპირტი").

ამ ტიპის პოლიმერიზაციის რეაქციებში კეტონები არ მონაწილეობს.

გამოყენება. ალდეჰიდების ჰომოლოგიური რიგის პირველი წევრი, ჭიანჭველალდეჰიდი ანუ ფორმალდეჰიდი (ლათ. formica – ჭიანჭველა) ჩვეულებრივ პირობებში მკვეთრი, არასასიამოვნო სუნის მქონე აირია. მისი 40%-იანი ხსნარი ფორმალინის სახელწოდებითაა ცნობილი. ფორმალდეჰიდი ლექავს ცილებს, მათ შორის ბაქტერიების შემადგენლობაში შემავალ ცილებს და სპობს მათ, ამიტომ ფორმალინის გახურებისას წარმოქმნილი ორთქლით ახდენენ ქირურგიული ინსტრუმენტებისა და შენობების დეზინფიცირებას. მისი ხსნარი გამოიყენება ანატომიური პრეპარატების შესანახად და ბალზამირებისათვის, ტყავის წარმოებაში, სოფლის მეურნეობაში – სათესი მასალის და ხილის საცავის შესაწამლად.

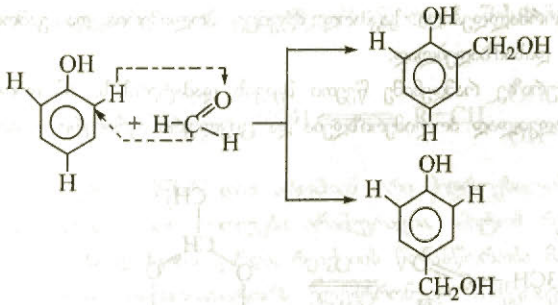
ფორმალინის დიდი ხნით შენახვისას (განსაკუთრებით, დაბალ ტემპერატურაზე) წარმოიქმნება თეთრი ფერის ნალექი – პარაფორმალდეჰიდი ანუ პარაფორმი. ამ უკანასკნელის სინთეზი შეგვიძლია განვიხილოთ როგორც ფორმალდეჰიდის ჰიდრატირებული მოლეკულების პოლიკონდენსაციის (მაღალმოლეკულური ნაერთის წარმოქმნის რეაქცია, რომელიც მიმდინარეობს თანმხლები დაბალმოლეკულური პროდუქტის გამოყოფით) პროცესი:



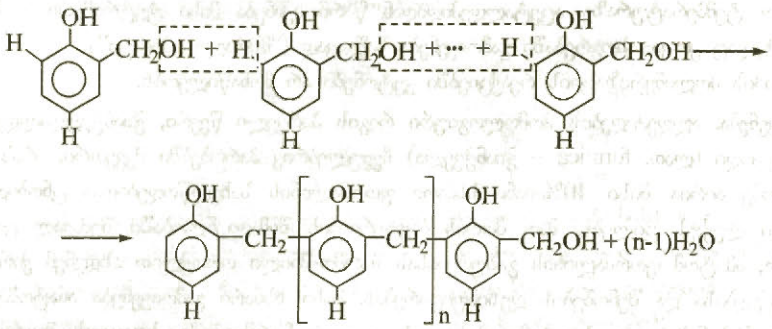
n იცვლება 8-100-ის ფარგლებში. გახურებისას პარაფორმი დეპოლიმერიზდება ფორმალდეჰიდის წარმოქმნით, ამიტომ ის ფორმალდეჰიდის შენახვის საუკეთესო საშუალებაა.

ფორმალდეჰიდზე ამიაკის მოქმედებით ღებულობენ სამკურნალო პრეპარატ ურიოტროპინს – ჰექსამეთილენტეტრამინს [$(CH_2)_6N_4$], რომელსაც იყენებენ ანტისეპტიკურ საშუალებად ინფექციური დაავადებების დროს.

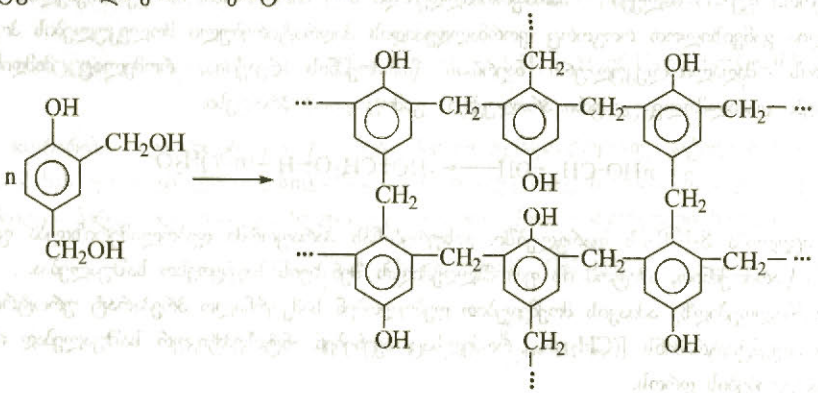
ფორმალდეჰიდის ძირითადი მასა ფენოლ-ფორმალდეჰიდური ფისის მიღებას ხმარდება. ფისი მიიღება პოლიკონდენსაციის რეაქციით – ფენოლისა და ფორმალდეჰიდის გაცხელებით მჟავას ან ტუტის, როგორც კატალიზატორის, თანაობისას. რადგან ფენოლში ჰიდროქსილის ჯგუფის გაელენით მოძრავია წყალბადატომები 2,4,6-მდგომარეობაში, რეაქციის პირველ ეტაპზე წარმოიქმნება ორთო- ან პარაანაწარმები, რომელთა მოლეკულებში ფენოლური ჰიდროქსილის ჯგუფიცაა და სპირტულიც:



თუ ფენოლი ჭარბადაა აღებული, მჟავას თანაობისას წარმოიქმნება ხაზოვანი ალნავობის პოლიმერი – ნოვოლაკი:



თუ ფორმალდეჰიდი ჭარბადაა აღებული, ტუტის თანაობისას წარმოიქმნება ბადისებრი სტრუქტურის პოლიმერი – რეზიტი:



ფენოლფორმალდეჰიდური ფისები თერმორეაქტიული პოლიმერებია (იხ. §18.1). შემავსებლების (ხის ფქვილი, მინის ბოჭკო, აზბესტი და ა.შ.) დამატებით მათგან ღებულობენ პლასტმასას – ფენოპლასტს. ფენოპლასტი ხასიათდება დიდი მექანიკური სიმტკიცით, მისგან ამზადებენ ფართო მოხმარების საგნებს, ელექტროსაიზოლაციო მასალას, რადიო- და ელექტროტექნიკურ ნაკეთობებს, სამშენებლო დეტალებს და ა.შ.

ძმრის ალდეჰიდი აქროლადი სითხეა. აქვს არასასიამოვნო, მხრჩოლავი სუნი, დუღს 21°C ტემპერატურაზე. გამოიყენება ძმარმჟავას, ეთანოლის, პლასტმასებისა და სამკურნალო პრეპარატების სინთეზისათვის.

აცეტონი სპეციფიკური სუნის მქონე უფერო სითხეა. წყალსა და ორგანულ გამხსნელებში კარგად იხსნება და თვითონაც საუკეთესო გამხსნელს წარმოადგენს, რის გამოც გამოიყენება ხელოვნური ბოჭკოს, უკვამლო დენთის, კინოფოტოფირების, სამკურნალო პრეპარატების წარმოებაში. აცეტონი საწყისი ნივთიერებაა მრავალი ორგანული ნაერთის სინთეზისათვის.

§16.3. კარბონმჟავები

კარბონმჟავები ორგანული ნაერთებია, რომელთა მოლეკულები შედგება ნახშირწყალბადის რადიკალთან დაკავშირებული ერთი ან რამდენიმე კარბოქსილის $\left(-C\begin{smallmatrix}O\\OH\end{smallmatrix}\right)$ **ჯგუფისაგან**. გამონაკლისია ჭიანჭველმჟავა, რომლის მოლეკულაში კარბოქსილის ჯგუფი დაკავშირებულია წყალბადატომთან. სახელწოდება კარბოქსილი წარმოქმნილია **კარბო**ნილისა და ჰიდრო**ქსილის** სინთეზით. სწორედ კარბოქსილის ჯგუფის რაოდენობა განსაზღვრავს კარბონმჟავას ფუძიანობას. ერთფუძიანი კარბონმჟავების ზოგადი ფორმულაა R-COOH, რადიკალების ბუნების მიხედვით კი არჩევენ ნაჯერ, უჯერ, არომატულ კარბონმჟავებს. ნაჯერი ერთფუძიანი კარბონმჟავების ჰომოლოგიური რიგის (იხ. ცხრილი 16.3.) ზოგადი ფორმულაა $C_nH_{2n+1}-C\begin{smallmatrix}O\\OH\end{smallmatrix}$.

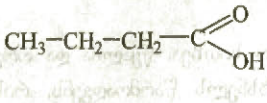
ცხრილი 16.3

ნაჯერი ერთფუძიანი კარბონმჟავების ჰომოლოგიური რიგი

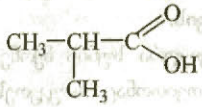
ფორმულა	სახელწოდება	$t_{დნ.}$ °C	$t_{დუღ.}$ °C
HCOOH	ჭიანჭველმჟავა (მეთანმჟავა)	8,4	100,7
CH_3COOH	ძმარმჟავა (ეთანმჟავა)	16,6	118,1
CH_3CH_2COOH	პროპიონმჟავა (პროპანმჟავა)	-22	141,1
$CH_3(CH_2)_2COOH$	ერბომჟავა (ბუტანმჟავა)	-7,9	163,5
$CH_3(CH_2)_3COOH$	ვალერიანმჟავა (პენტანმჟავა)	-35	187
$CH_3(CH_2)_4COOH$	კაპრონმჟავა (ჰექსანმჟავა)	–1,5	205
$CH_3(CH_2)_5COOH$	ენანტმჟავა (ჰეპტანმჟავა)	-10	223,5
$CH_3(CH_2)_6COOH$	კაპრილმჟავა (ოქტანმჟავა)	16	237,5
$CH_3(CH_2)_7COOH$	პელარგონმჟავა (ნონანმჟავა)	12	254
$CH_3(CH_2)_8COOH$	კაპრინმჟავა (დეკანმჟავა)	31	270
$CH_3(CH_2)_{14}COOH$	პალმიტინმჟავა (ჰექსადეკანმჟავა)	64	იშლება
$CH_3(CH_2)_{15}COOH$	მარგარინმჟავა (ჰეპტადეკანმჟავა)	60,6	იშლება
$CH_3(CH_2)_{16}COOH$	სტეარინმჟავა (ოქტადეკანმჟავა)	69,4	იშლება

ნომენკლატურა და იზომერია. კარბონმჟავათა დასახელებისას ხშირად იხმარება ტრივიალური სახელწოდებები. საერთაშორისო ნომენკლატურის მიხედვით კი მჟავების სახელწოდება იწარმოება შესაბამისი ალკანის სახელწოდებაზე სუფიქსი „მჟავა"-ს დამატებით.

ალდეჰიდების ანალოგიურად კარბონმჟავებისათვის დამახასიათებელია მხოლოდ ჯაჭვის იზომერია:



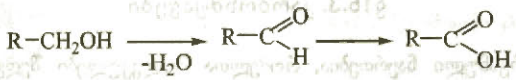
ბუტანმჟავა



2-მეთილპროპანმჟავა

მიღება. ნაკლერი ერთფუძიანი კარბონმჟავების მიღების ხერხებიდან აღსანიშნავია:

1. **ერთატომიანი სპირტების ან ალდეჰიდების ჟანგვა.** სქემატურად ეს პროცესი შეიძლება ასე გამოისახოს:



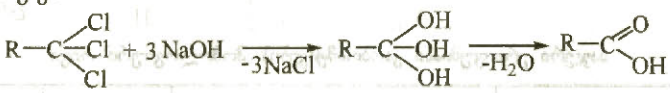
2. **კარბონმჟავათა ნიტრილების ჰიდროლიზი:**



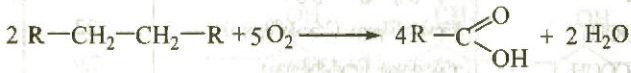
თავის მხრივ, ნიტრილების სინთეზი შესაძლებელია ჰალოგენალკანებზე კალიუმის ან ნატრიუმის ციანიდის ურთიერთქმედებით:

$$R-Br + KCN \rightarrow R-CN + KBr$$

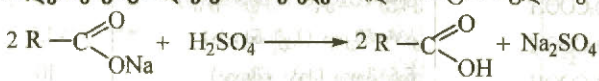
3. **ალკანთა ტრიჰალოგენწარმების ჰიდროლიზი.** თუ სამივე ჰალოგენის ატომი ერთ ნახშირბადთანაა დაკავშირებული, ასეთი ტრიჰალოგენწარმის ტუტის ხსნართან გაცხელებისას მიიღება კარბონმჟავა:



4. **პარაფინების კრეკინგ-ჟანგვა.** მანგანუმის ნაერთების თანაობისას უმაღლესი ალკანების ნალღობში ჰაერის გატარებით ხდება ნახშირბადატომთა ჯაჭვის გაწყვეტა და ჟანგვა კარბონმჟავათა წარმოქმნით:



5. **შესაბამის მარილებზე გოგირდმჟავას მოქმედება** (ლაბორატორიული ხერხი):



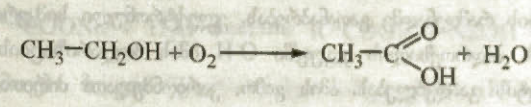
გარდა ამ ზოგადი ხერხებისა, ჰომოლოგიური რიგის ცალკეული წარმომადგენლები შეიძლება სხვა მეთოდებითაც დავასინთეზოთ. ჭიანჭველმჟავას ტექნიკაში ღებულობენ მაღალი წნევის ქვეშ (0,6 – 0,8 მპა) გახურებულ ნატრიუმის ჰიდროქსიდზე ნახშირბად (II)-ის ოქსიდის გატარებით:



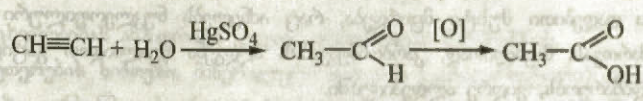
მიღებულ მარილზე მოქმედებენ განზავებული გოგირდმჟავათი და გამოყოფილ მჟავას გამოხდიან:



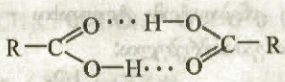
ძმარმჟავას მიღების უძველესი მეთოდია დაძმარების ბუნებრივი პროცესი. ფერმენტების მოქმედებით ღვინის სპირტი ჰაერზე იჟანგება:



ძმარმჟავას ღებულობენ, აგრეთვე, აცეტილენიდან წარმოქმნილი აცეტალდეჰიდის დაჟანგვით (აცეტილენს, თავის მხრივ, ღებულობენ ბუნებრივი აირიდან):



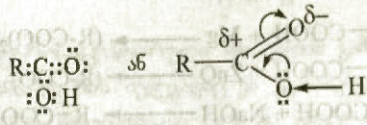
ფიზიკური თვისებები. ნაკლერი ერთფუძიანი კარბონმჟავების პირველივე წევრი, სპირტების მსგავსად, სითხეა. ამის მიზეზია წყალბადური ბმები, რომლებიც მოლეკულათა ასოციაციას განაპირობებენ. თხევადი მჟავების მოლეკულური მასების განსაზღვრისას დადგინდა, რომ ისინი შედგებიან გაორმაგებული მოლეკულების – დიმერებისაგან. ჭიანჭველმჟავა ორთქლის მდგომარეობაშიც კი დიმერების სახითაა, ხოლო ძმარმჟავას ორთქლი მონომერული და დიმერული მოლეკულების ნარევს წარმოადგენს. კარბონმჟავათა დიმერული მოლეკულების აღნაგობა შეიძლება ასე გამოისახოს:



ორი წყალბადური ბმა დიმერის მდგრადობას ზრდის.

ჭიანჭველმჟავა, ძმარმჟავა და პროპიონმჟავა მკვეთრი სუნის მქონე, უფერო, ადვილად მოძრავი სითხეებია. ისინი წყალში იხსნებიან ნებისმიერი თანაფარდობით. ერბომჟავადან დაწყებული, ჰომოლოგიური რიგის შემდეგი წევრები ზეთისმაგვარი, არასასიამოვნო სუნის მქონე სითხეებია. მათი წყალში ხსნადობა შეზღუდულია. მაღალი წევრები (დეკანმჟავადან დაწყებული) მყარი ნივთიერებებია. მათ სუნი თითქმის არა აქვთ და წყალში უხსნადებია. სპირტების ანალოგიურად, კარბონმჟავების ჰომოლოგიური რიგის პირველი წევრების წყალში ხსნადობა გამოწვეულია წყლის მოლეკულებთან წყალბადური ბმების წარმოქმნით. ამასთან, მჟავას მოლეკულური მასის ზრდასთან ერთად მატულობს ჰიდროფობური ნახშირწყალბადური რადიკალის სიდიდე და, შესაბამისად, მცირდება ხსნადობა.

ქიმიური თვისებები. კარბონმჟავათა ქიმიური თვისებები განპირობებულია მათ მოლეკულაში კარბოქსილის ჯგუფის არსებობით. მათი მოლეკულების ელექტრონული აღნაგობა შეიძლება ასე გამოისახოს:



მართალია, კარბოქსილის ჯგუფი ფორმალურად შეიძლება განვიხილოთ როგორც კარბონილისა და ჰიდროქსილის ჯგუფის სინთეზი, მაგრამ რეალურად ის ამ უკანასკნელთაგან აღნაგობითა და თვისებებით სრულიად განსხვავებული ჯგუფია. აღმოჩნდა, რომ კარბონმჟავებში C=O ბმა უფრო გრძელია (0,1245 ნმ), ვიდრე ალდეჰიდებსა და კეტონებში (0,120 ნმ), C-O ბმა კი – უფრო მოკლე (0,131 ნმ), ვიდრე სპირტებში (0,144 ნმ). ეს იმითაა გამოწვეული, რომ ადგილი აქვს ჰიდროქსილის ჯგუფის ჟანგბადატომის ორელექტრონიანი p-ელექტრონული

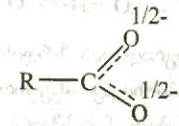
ღრუბლის შეუღლებას კარბონილის ჯგუფის π-ბმის ელექტრონულ ღრუბელთან, რის შედეგადაც წარმოიქმნება ერთიანი, დელოკალიზებული ელექტრონული სისტემა, რომელიც იწვევს C=O და C-O ბმების რამდენადმე გათანაბრებას. ელექტრონული სიმკვრივის ამგვარი გადანაწილება განაპირობებს ჰიდროქსილის ჯგუფში O-H ბმის პოლარიზაციის ხარისხის ზრდას და პროტონის მოწყვეტის გაადვილებას. ამის გამო, კარბონმჟავათა ძირითადი რეაქციები სწორედ პროტონის მოწყვეტის ხარჯზე მიმდინარეობს.

ამასთანავე, ჰიდროქსილის ჯგუფის გავლენით კარბოქსილის ჯგუფის ნახშირბადატომზე ნაწილობრივი დადებითი მუხტი მცირდება, რაც აძნელებს ნუკლეოფილური მიერთების რეაქციების წარმართვას. მაგალითად, კარბონმჟავების აღდგენა წყალბადით გაცილებით მკაცრ პირობებში მიმდინარეობს, ვიდრე ალდეჰიდებში.

1. **დისოციაცია.** ნაჯერი ერთფუძიანი კარბონმჟავები (ჭიანჭველმჟავას გარდა) ტიპური სუსტი ელექტროლიტებია. წყალხსნარებში ისინი უმნიშვნელოდ დისოცირდებიან იონებად, მაგრამ ალკანოლებთან და ფენოლებთან შედარებით უფრო მაღალი მჟავურობით ხასიათდებიან. ეს განპირობებულია კარბონმჟავას დისოციაციის შედეგად სტაბილური კარბოქსილატ-იონის წარმოქმნით:

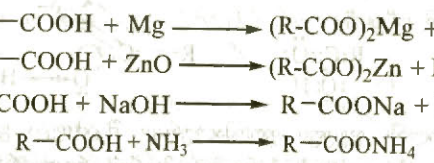


კარბოქსილატ-იონში ორივე ჟანგბადატომი ტოლფასია – ერთნაირ მანძილზე იმყოფება ნახშირბადატომისგან, ბმები და მუხტები გათანაბრებულია:



კარბონმჟავათა წყალხსნარები ლაკმუსის იისფერ ხსნარს აწითლებს. ჭიანჭველმჟავა საშუალო სიძლიერის მჟავაა. მის მოლეკულაში წყალბადატომის შეცვლა ალკილის რადიკალით, ამ უკანასკნელის +I – ეფექტის გამო, ამცირებს ნაწილობრივი დადებითი მუხტის სიდიდეს კარბოქსილის ჯგუფის ნახშირბადატომზე და, აქედან გამომდინარე, ამცირებს O-H ბმის პოლარიზაციის ხარისხს, ეი. აძნელებს პროტონის მოწყვეტას, ამის გამო ყველა ნაჯერი ერთფუძიანი კარბონმჟავა, ჭიანჭველმჟავას გარდა, სუსტი მჟავაა. რადიკალის გაზრდასთან ერთად კარბონმჟავათა დისოციაციის კონსტანტა უმნიშვნელოდ, მაგრამ მაინც მცირდება.

2. **მარილების მიღება.** მინერალური მჟავების ანალოგიურად, კარბონმჟავები აქტიურ ლითონებთან, ფუძე ოქსიდებთან, ფუძეებთან და ამიაკთან ურთიერთქმედებისას წარმოქმნის მარილებს:



ორგანული მჟავები რეაგირებს, ავრეთვე, მათზე უფრო სუსტ და აქროლად მჟავათა მარილებთან, მაგალითად, კარბონატებთან:



რადგან კარბონმჟავები სუსტ მჟავებს მიეკუთვნება, მათი მარილები წყალხსნარებში ჰიდროლიზდება:

$$R{-}COONa + H_2O \rightleftharpoons R{-}COOH + NaOH$$

3. ანჰიდრიდების მიღება. ძლიერი წყალწამრთმევი საშუალებების (P_2O_5) გამოყენებით კარბონმჟავები კარგავს წყალს და შესაბამის ანჰიდრიდად გარდაიქმნება:

$$2\,R{-}COOH \longrightarrow (R\text{-}CO)_2O + H_2O$$

წყალთან გაცხელებისას ანჰიდრიდი კვლავ კარბონმჟავას წარმოქმნის.

4. რთული ეთერების სინთეზი. მინერალური მჟავების (კატალიზატორი) თანაობისას, მაღალ ტემპერატურაზე კარბონმჟავები რეაგირებს სპირტებთან რთული ეთერების წარმოქმნით:



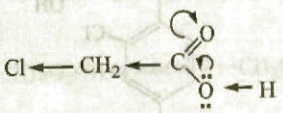
5. ჰალოგენჩანაცვლებული მჟავების სინთეზი. კარბონმჟავათა მოლეკულებში კარბოქსილის ჯგუფის ელექტრონაქცეპტორული თვისებების გამო იზრდება ამ ჯგუფის გვერდით მდგომ ნახშირბადატომთან დაკავშირებული წყალბადის ატომების ძვრადობა, რაც ძლიერ ადვილებს ამ უკანასკნელთა ჩანაცვლებას ჰალოგენის ატომებით:

$$CH_3COOH \xrightarrow[-HCl]{+\,Cl_2} CH_2Cl{-}COOH$$ მონოქლორძმარმჟავა

$$CH_2Cl{-}COOH \xrightarrow[-HCl]{+\,Cl_2} CHCl_2{-}COOH$$ დიქლორძმარმჟავა

$$CHCl_2{-}COOH \xrightarrow[-HCl]{+\,Cl_2} CCl_3{-}COOH$$ ტრიქლორძმარმჟავა

მონოქლორძმარმჟავას დისოციაციის ხარისხი თითქმის ასჯერ მეტია ძმარმჟავას დისოციაციის ხარისხზე, ხოლო ტრიქლორძმარმჟავას დისოციაციის ხარისხი ამ უკანასკნელზე ოთხი რიგით უფრო მაღალია და სიძლიერით მარილმჟავასა და გოგირდმჟავას უახლოვდება. ყოველივე ეს განპირობებულია ქლორის ატომის მაღალი ელექტროუარყოფითობითა და ძლიერი ელექტრონაქცეპტორული თვისებებით, რაც კიდევ უფრო ზრდის ჰალოგენჩანაცვლებულ მჟავებში კარბოქსილის ჯგუფის წყალბადატომის ძვრადობას. ქლორის ატომის გავლენით ელექტრონული სიმკვრივეების გადანაცვლება მონოქლორძმარმჟავას მოლეკულაში შეიძლება ასე გამოისახოს:



კარბოქსილის ჯგუფი, ელექტრონაქცეპტორული თვისებების გამო, თავის მხრივ, გავლენას ახდენს ქლორის ატომის ძვრადობაზე, რის შედეგადაც ეს უკანასკნელი უფრო რეაქციისუნარიანი ხდება, ვიდრე ჰალოგენალკანთა მოლეკულაში იყო, და ადვილად ჩანაცვლება ამინოჯგუფით ან ჰიდროქსილის ჯგუფით:

$$CH_2Cl{-}COOH + 2NH_3 \longrightarrow H_2N{-}CH_2{-}COOH + NH_4Cl$$

$$CH_2Cl{-}COOH + H{-}OH \xrightarrow{t^0} HO{-}CH_2{-}COOH + HCl$$

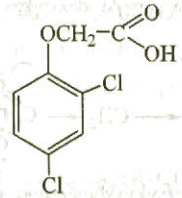
6. ჭიანჭველმჟავას დაჟანგვა. ყველა სხვა კარბონმჟავასაგან განსხვავებით, ჭიანჭველმჟავას გააჩნია ალდეგნი თვისებები, რაც გამოწვეულია მისი მოლეკულის შედგენილობაში ალდეჰიდის ჯგუფის არსებობით. მაგალითად, ამ მჟავასათვის დამახასიათებელია „ვერცხლის სარკის" რეაქცია:

$$H-C(=O)-OH + 2[Ag(NH_3)_2]OH \longrightarrow CO_2 + 2Ag + 4NH_3 + 2H_2O$$

გამოყენება. ნაკერი ერთფუძიანი კარბონმჟავების ჰომოლოგიური რიგის პირველი წევრი – ჭიანჭველმჟავა უფერო, მკვეთრი სუნის მქონე სითხეა, კანზე მოხვედრისას იწვევს დამწვრობასა და წყლულების გაჩენას. ჭიანჭველის კბენისას და ჭინჭრის სხეულზე მოხვედრისას გამოწვეული ტკივილის მიზეზიც ჭიანჭველმჟავაა. ამ მჟავას 1,25%-იანი სპირტხსნარი გამოიყენება მედიცინაში რევმატიზმის მკურნალობისათვის. ჭიანჭველმჟავას ალდეგნ უნარზეა დაფუძნებული მისი გამოყენება ტექნიკასა და ქიმიურ მრეწველობაში. კვების მრეწველობაში იხმარება მადეზინფიცირებელ და მაკონსერვებელ საშუალებად. მის საფუძველზე მიღებულ რთულ ეთერებს იყენებენ გამხსნელებად და სურნელოვან ნივთიერებებად.

ჭიანჭველმჟავას მარილებს ფორმიატები ეწოდება.

ძმარმჟავა ოთახის ტემპერატურაზე მკვეთრი სუნის მქონე სითხეა. 16,6°C-ზე უფრო დაბალ ტემპერატურაზე ის წარმოქმნის ყინულის მსგავს კრისტალებს, რის გამოც უწყლო ძმარმჟავამ ყინულოვანი ძმარმჟავას სახელწოდება მიიღო. წყალში იხსნება ნებისმიერი თანაფარდობით. მისი 3 – 9%-იანი წყალხსნარი იხმარება ძმრად, 70 – 80%-იანი ძმარმჟავა კი ცნობილია ძმრის ესენციის სახელწოდებით. ძმარმჟავას მარილებს აცეტატები ეწოდება. ზოგიერთი მათგანი მედიცინაში გამოიყენება. მაგალითად, ტყვიის აცეტატის ხსნარს იყენებენ კანის ანთებითი დაავადებების დროს. ქიმიურ მრეწველობაში ძმარმჟავა გამოიყენება საღებრების, სამკურნალო პრეპარატების, ხელოვნური (აცეტატური) ბოჭკოს, არააალებადი კინოფირის, პლასტმასებისა და მრავალი სხვა მასალის მისაღებად. ძმარმჟავას მარილებს – აცეტატებს იყენებენ ღებვის დროს. ძმარმჟავას ნაწარმები იხმარება სოფლის მეურნეობაში მავნებლების წინააღმდეგ საბრძოლველად. მაგალითად, სარეველების წინააღმდეგ ფართოდ გამოიყენება 2,4-დიქლორფენოქსიძმარმჟავას (2,4-D) საფუძველზე მიღებული ჰერბიციდები. ამ მიზნებისათვის იხმარება აღნიშნული მჟავას მარილები და ზოგიერთი სხვა ნაწარმი.



2,4-დიქლორფენოქსიძმარმჟავა

უმაღლესი ნაკერი ერთფუძიანი კარბონმჟავები. ამ მჟავებიდან განსაკუთრებული მნიშვნელობა აქვს პალმიტინმჟავას ($C_{15}H_{31}COOH$) და სტეარინმჟავას ($C_{17}H_{35}COOH$). ორივე მჟავას მოლეკულას არაგანშტოებული ალნაგობა აქვს. ისინი მყარი, უსუნო, წყალში უხსნადი თეთრი ფერის ნივთიერებებია, მონაწილეობენ მყარი ცხიმების (ქონების) წარმოქმნაში და ამ უკანასკნელთა ჰიდროლიზით მიიღებიან (იხ. §16.4.2). ჰიდროლიზის შედეგად წარმოქმნილი კარბონმჟავების ნარევის დაწნეხვით ღებულობენ ე.წ. სტეარინს – პალმიტინმჟავასა და სტეარინმჟავას ნარევს. სტეარინს მცირე რაოდენობით პარაფინს უმატებენ და იყენებენ

სანთლების დასამზადებლად. პალმიტინმჟავა შედის, აგრეთვე, ცვილების (პალმიტინმჟავასა და უმაღლესი ერთატომიანი სპირტების რთული ეთერები) შემადგენლობაში. ამ ბოლო დროს პალმიტინისა და სტეარინის მჟავებს ღებულობენ პარაფინების დაჟანგვით მაღალ ტემპერატურასა და წნევაზე კატალიზატორის თანაობისას.

პალმიტინმჟავას და სტეარინმჟავას ახასიათებს იგივე რეაქციები, რაც სხვა კარბონმჟავებს. მაგალითად, ტუტეებისა და ტუტე ლითონთა კარბონატების ხსნარებთან ურთიერთქმედებისას წარმოქმნიან მარილებს (პალმიტატებს, სტეარატებს). მაგალითად:

$$C_{15}H_{31}COOH + NaOH \rightarrow C_{15}H_{31}COONa + H_2O$$

კალიუმისა და ნატრიუმის მარილებს აქვთ აქაფებისა და რეცხვის უნარი, ამიტომ იყენებენ სხვადასხვა ხარისხის საპნების წარმოებაში. ნატრიუმის პალმიტატი და სტეარატი, მყარი საპნის ძირითადი შემადგენელი ნაწილია, ხოლო შესაბამისი კალიუმის მარილები თხევადია და სამედიცინო საპნის სახელწოდებით გამოიყენება.

კალციუმის, მაგნიუმის პალმიტატები და სტეარატები წყალში არ იხსნებიან. სწორედ ამ მარილების გამოლექვით აიხსნება ხისტ წყალში საპნის ზედმეტი ხარჯი და რეცხვითი უნარის დაკარგვა. თუ საპნის შემადგენლობაში შედის 10-16 ნახშირბადატომის შემცველი მჟავას მარილი, მაშინ მიიღება ტუალეტის საპონი, ხოლო, თუ ნახშირბადატომთა რიცხვი 17-21-ის ფარგლებშია – ე.წ. სარეცხი და ტექნიკური მიზნებისათვის გამოსაყენებელი საპონი.

საპნებს, ჩვეულებრივ, ღებულობენ ცხიმების ტუტეებით გასაპნისას (იხ. §16.4.2), თუმცა ამჟამად ამ მიზნებისათვის იყენებენ პარაფინების ჟანგვის შედეგად მიღებულ უმაღლეს კარბონმჟავებს. ძლიერი მინერალური მჟავების მოქმედებით საპნებიდან კვლავ შეიძლება უმაღლესი კარბონმჟავების მიღება:

$$C_{17}H_{35}COONa + H_2SO_4 \rightarrow C_{17}H_{35}COOH + NaHSO_4$$

რადგან საპნების რეცხვითი უნარი ხისტ წყალში მკვეთრად ეცემა, ამიტომ ამ ბოლო დროს სულ უფრო ფართოდ იყენებენ უმაღლესი სპირტებისა და გოგირდმჟავასაგან მიღებულ სინთეზურ გამრეცხ საშუალებებს. ეთერიფიკაციის რეაქციის შედეგად წარმოქმნილ სპირტისა და გოგირდმჟავას რთულ ეთერზე ტუტეების მოქმედებით ღებულობენ მარილებს, რომლებიც საპნების ანალოგიურად ზედაპირულად აქტიურები არიან და გააჩნიათ კარგი რეცხვის უნარი.

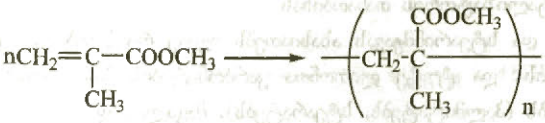
ჩვეულებრივი საპნებისაგან განსხვავებით, ასეთი ნივთიერებები რეცხვის უნარს ხისტ წყალშიაც არ კარგავს, ვინაიდან ამ დროს წარმოქმნილი კალციუმისა და მაგნიუმის მარილები წყალში ხსნადებია:

$$R{-}CH_2OH + HOSO_2OH \rightleftharpoons R{-}CH_2OSO_2OH + H_2O$$

$$R{-}CH_2OSO_2OH + NaOH \longrightarrow R{-}CH_2OSO_2ONa + H_2O$$

უჯერი ერთფუძიანი კარბონმჟავები. ამ მჟავათა უმარტივესი წარმომადგენელია აკრილმჟავა ანუ პროპენმჟავა – $CH_2{=}CH{-}COOH$. უჯერი ერთფუძიანი კარბონმჟავების შედგენილობაში კარბოქსილის ჯგუფთან ერთად ერთი ან რამდენიმე ორმაგი ბმაც შედის, რაც ამ ტიპის ნაერთებს მჟავას თვისებებთან ერთად ალკენის თვისებებსაც ანიჭებს. როგორც კარბონმჟავები, ისინი წარმოქმნიან მარილებს, რთულ ეთერებს, ანჰიდრიდებს, ხოლო როგორც ალკენები – რეაგირებენ წყალბადთან, ჰალოგენებთან, ჰალოგენწყალბადებთან, შედიან ჟანგვისა და პოლიმერიზაციის რეაქციებში. აკრილმჟავა, ეთილენის მსგავსად, განიცდის პოლიმერიზაციას მაღალმოლეკულური

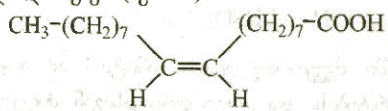
გამჭვირვალე პოლიმერის წარმოქმნით. განსაკუთრებით მნიშვნელოვანია 2-მეთილპროპენმჟავას ანუ მეთილაკრილმჟავას (მეთაკრილმჟავას) მეთილეთერის პოლიმერიზაციის პროდუქტი – პოლიმეთილმეთაკრილატი, რომელიც ორგანული მინის სახელწოდებითაა ცნობილი:



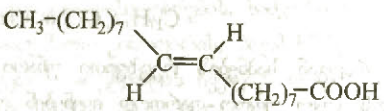
პოლიმეთილმეთაკრილატს ხშირად პლექსიგლასსაც უწოდებენ. ის თერმოპლასტიკური (იხ. §18.1), უფერო, გამჭვირვალე და შეუმჟღეგი ნივთიერებაა, დარტყმისას არ იმსხვრევა და მდგრადია მჟავებისა და ტუტეების მიმართ. გამჭვირვალების გამო ამ პოლიმერმა ორგანული მინის სახელწოდება მიიღო. ის იღებება და ჩვეულებრივი სილიკატური მინისაგან განსხვავებით მექანიკურად ადვილად მუშავდება. პოლიმეთილმეთაკრილატი გამოიყენება თვითმფრინავების, გემების, ავტომობილების შესამინავად, ლინზებისა და გამადიდებელი მინების დასამზადებლად, ლაზერულ ტექნიკაში და სხვა.

უმაღლესი უჯერი კარბონმჟავებიდან აღსანიშნავია ოლეინმჟავა - $C_{17}H_{33}COOH$, ლინოლმჟავა - $C_{17}H_{31}COOH$, ლინოლენმჟავა - $C_{17}H_{29}COOH$ და სხვ. ამ მჟავათა ნაშთები გვხვდება მცენარეული ცხიმების (ზეთების) შედგენილობაში. ისინი დამახასიათებელია, აგრეთვე, ადამიანის ორგანიზმისათვის.

ოლეინმჟავას გრძელი ნახშირწყალბადური რადიკალები ერთ ორმაგ ბმას შეიცავს ჯაჭვის შუაში. ის, დანარჩენი უჯერი მჟავების მსგავსად, შეიძლება არსებობდეს ორი გეომეტრიული იზომერის სახით. ოლეინმჟავა ცის-იზომერია (თხევადია), ხოლო ტრანს-იზომერს წარმოადგენს ელაიდინმჟავა (მყარია):



ოლეინმჟავა



ელაიდინმჟავა

ტრანს-იზომერის მოლეკულები უფრო გაჭიმულია, უფრო მეტად უახლოვდებიან ისინი ერთმანეთს, რის გამოც, მოლეკულათშორისი მიზიდვის ძალები მათ შორის უფრო ძლიერად ვლინდება, ვიდრე ცის-იზომერის შემთხვევაში. ამითაა განპირობებული ამ მჟავათა განსხვავებული აგრეგატული მდგომარეობა.

ჰიდრირებისას ორივე მჟავა სტეარინმჟავად გარდაიქმნება.

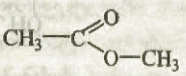
ლინოლმჟავა და ლინოლენმჟავა, აგრეთვე, ცის-იზომერებია. ისინი ვიტამინისმაგვარ ნივთიერებებს წარმოადგენენ და აუცილებელნი არიან ადამიანის ორგანიზმისათვის. სელის ზეთისგან მიღებულია პრეპარატი ლინეტოლი, რომელიც ოლეინმჟავას, ლინოლმჟავას და ლინოლენმჟავას შეიცავს ეთილეთერების სახით და გამოიყენება ათეროსკლეროზის პროფილაქტიკისა და მკურნალობისათვის.

§16.4. რთული ეთერები და ცხიმები

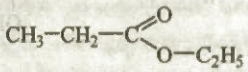
§16.4.1 კარბონმჟავათა რთული ეთერები

რთული ეთერები კარბონმჟავათა ნაწარმებია, სადაც ჰიდროქსილის ჯგუფი ჩანაცვლებულია ალკოქსი-ჯგუფით (RO-). ისინი შეგვიძლია, აგრეთვე, განვიხილოთ როგორც **სპირტების ნაწარმები, სადაც ჰიდროქსილის ჯგუფის წყალბადატომი ჩანაცვლებულია აცილის (RCO-) ჯგუფით.**

ნომენკლატურა. რთული ეთერების სახელწოდება წარმოსდგება შესაბამისი მჟავებისა და სპირტების სახელწოდებიდან სიტყვა ეთერის მიმატებით. მაგალითად, ძმარმჟავაეთილეთერი (ეთილაცეტატი) ($CH_3COOC_2H_5$), ჭიანჭველმჟავამეთილეთერი (მეთილფორმიატი) ($HCOOCH_3$) და ა.შ. საერთაშორისო ნომენკლატურით რთული ეთერის სახელწოდება იწარმოება სპირტის რადიკალისა და კარბონმჟავას სახელწოდებისაგან დაბოლოება „ატი“-ს დამატებით. მაგალითად:



მეთილეთანოატი



ეთილპროპანოატი

მიღება. რთული ეთერი მიიღება კარბონმჟავასა და სპირტის ნარევის გაცხელებით მინერალური მჟავას (კატალიზატორი) თანაობისას:



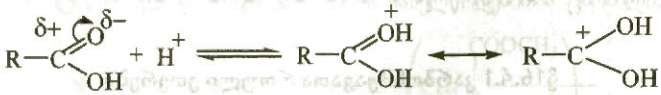
ეს რეაქცია ეთერიფიკაციის რეაქციის სახელწოდებითაა ცნობილი. იგი შექცევადია. ეთერის გამოსავლიანობის გაზრდის მიზნით საჭიროა სარეაქციო არიდან ეთერის ან წყლის მოცილება. კატალიზატორად ხშირად იყენებენ კონცენტრირებულ გოგირდმჟავას, რომელიც, კატალიზურ ზემოქმედებასთან ერთად, ხელს უწყობს გამოყოფილი წყლის შებოჭვას და წონასწორობის მარჯვნივ გადახრას.

ვინაიდან წყალბადის ატომის ძვრადობა კარბონმჟავას კარბოქსილის ჯგუფში გაცილებით მეტია, ვიდრე სპირტის ჰიდროქსილის ჯგუფში, შეიძლებოდა გვეფიქრა, რომ რთული ეთერის წარმოქმნისას მჟავას მოლეკულას წყლად წყალბადატომი, ხოლო სპირტის მოლეკულას – ჰიდროქსილის ჯგუფი. ეთერიფიკაციის რეაქციის მექანიზმის დასადგენად გამოიყენეს სპირტი, რომლის მოლეკულა შეიცავდა ნიშანდებულ ჟანგბადის ატომს – ^{18}O იზოტოპს. რეაქციის დამთავრების შემდეგ ჟანგბადის იზოტოპი რთული ეთერის მოლეკულის შედგენილობაში აღმოჩნდა, რითაც დადგინდა, რომ ეთერიფიკაციის რეაქციის დროს წყლის მოლეკულა გამოიყოფა სპირტის წყალბადატომისა და კარბონმჟავას ჰიდროქსილის ჯგუფის ხარჯზე:

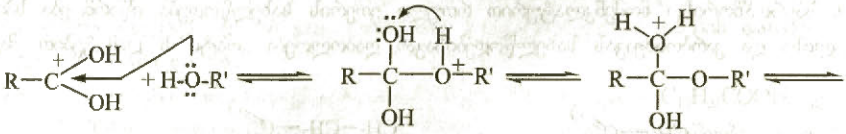


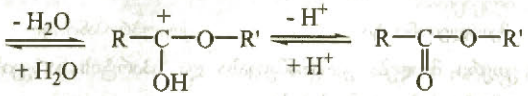
ეთერიფიკაციის რეაქცია მიმდინარეობს ნუკლეოფილური ჩანაცვლების მექანიზმით. კატალიზატორად მინერალური მჟავის გამოყენება ზრდის კარბონილური ნაწილობადატომის რეაქციისუნარიანობას. ამ მჟავას პროტონის კარბონილურ ჟანგბადატომთან მიერთების შედეგად ნაწილობადა-

ტომის ნაწილობრივი დადებითი მუხტი მთლიანში გადადის, რაც აადვილებს შემდგომ ნუკლეოფილურ შეტევას:



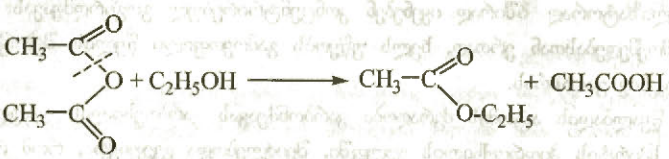
პროტონირებული კარბონმჟავა რეაგირებს სპირტთან, რომელსაც ჟანგბადატომის თავისუფალი ელექტრონული წყვილის ხარჯზე გააჩნია ნუკლეოფილური თვისებები. მიერთების შედეგად წარმოქმნილ ოქსონიუმ-იონში ხდება პროტონის გადასვლა ჰიდროქსილის ჯგუფის ჟანგბადატომზე და მიიღება ახალი ოქსონიუმ-იონი, რომელიც წყალს გამოყოფს და წარმოქმნის კარბკატიონს. ამ უკანასკნელის სტაბილიზაცია კი ხორციელდება პროტონის (კატალიზატორი) მოწყვეტითა და კარბონილის ჯგუფის ორმაგი ბმის წარმოქმნით:





ნუკლეოფილური ჩანაცვლების მექანიზმის განხილვის შემდეგ გასაგები ხდება ნაშანდებული ჟანგბადატომის შემცველი სპირტის გამოყენებით მიღებული ექსპერიმენტის შედეგი.

რადგან ეთერიფიკაციის რეაქცია შექცევადია, უქცევად წარმართვისათვის მას ხშირად ატარებენ კარბონმჟავათა ანჰიდრიდით:



ეთერიფიკაციის რეაქცია დამახასიათებელია არა მარტო კარბონმჟავებისათვის, არამედ არაორგანული მჟავებისთვისაც. მაგალითად, ალკანოლზე აზოტმჟავას მოქმედებით მიიღება აზოტმჟავაალკილეთერი ანუ ალკილნიტრატი, ხოლო გოგირდმჟავას გამოყენებისას შეიძლება წარმოიქმნას როგორც არასრული (მონოალკილსულფატი), ისე სრული (დიალკილსულფატი) რთული ეთერი. ამასთან, კარბონმჟავათა რთული ეთერებისაგან განსხვავებით, ამ შემთხვევაში მინერალურ მჟავას წყდება პროტონი, ხოლო სპირტს – ჰიდროქსილის ჯგუფი.

რთული ეთერების მიღება შეიძლება, აგრეთვე, კარბონმჟავათა ვერცხლის მარილების ურთიერთქმედებით მონოჰალოგენალკანებთან:



ფიზიკური თვისებები. უმარტივესი კარბონმჟავებისა და დაბალმოლეკულური სპირტების რთული ეთერები სასიამოვნო, ხილის სუნის მქონე უფერო, დაბალმდუღარე, ადვილად აორთქლებადი სითხეებია, უმაღლესი რთული ეთერები კი – უსუნო, ცვილისმაგვარი ნივთიერებები. ყველა რთული ეთერი წყალზე მსუბუქია, ცუდად იხსნება მასში, კარგად – ორგანულ

გამხსნელებში. რთულ ეთერებში არ ხდება მოლეკულათა ასოციაცია წყალბადური ბმებით, რის გამოც მათი დუღილის ტემპერატურები უფრო დაბალია, ვიდრე შესაბამისი იზომერული კარბონმჟავებისა.

ქიმიური თვისებები. მინერალური მჟავას თანაობისას კარბონმჟავათა რთული ეთერების წყალთან გაცხელებით წარმოიქმნება საწყისი სპირტი და კარბონმჟავა:

$$\mathrm{R{-}C(=O){-}OR' + H_2O \rightleftharpoons R{-}C(=O){-}OH + R'OH}$$

ამ რეაქციას ჰიდროლიზის რეაქცია ეწოდება. ის ეთერიფიკაციის შებრუნებული პროცესია. ჰიდროლიზის ბოლომდე მისაყვანად სარეაქციო ნარევს უმატებენ ტუტეს, რომელიც მჟავას მარილად გარდაქმნის და რეაქცია აღარ შებრუნდება:

$$\mathrm{R{-}C(=O){-}OR' + NaOH \rightleftharpoons R{-}C(=O){-}ONa + R'OH}$$

შემდეგ კი მარილიდან ადვილია საჭირო მჟავას მიღება:

$$\mathrm{R{-}COONa + HCl \rightarrow RCOOH + NaCl}$$

გამოყენება. დაბალმოლეკულური რთული ეთერების უმრავლესობას სასიამოვნო სუნი აქვს. მაგალითად, პენტილფორმიატს ალუბლის სუნი აქვს, იზოპენტილაცეტატს – მსხლის სუნი, ბუტილბუტირატს – ანანასის სუნი და ა.შ. ყვავილების, ხილისა და კენკროვნების სასიამოვნო არომატი განპირობებულია მათში ამა თუ იმ რთული ეთერის არსებობით. ამის გამო მრავალ მათგანს იყენებენ კვების მრეწველობასა და პარფიუმერიაში ხელოვნური ხილის ესენციების დასამზადებლად. რთული ეთერები გამოიყენება, აგრეთვე, ლაქ-საღებრებისა და სხვა ორგანული ნაერთების გამხსნელად. ზოგიერთი მინერალური მჟავას რთული ეთერი იხმარება მედიცინაში. მაგალითად, იზოპენტილნიტრატი ასუსტებს სტენოკარდიულ შეტევებს, ხოლო ეთილნიტრატი აფართოებს პერიფერიულ სისხლძარღვებს.

§16.4.2. ცხიმები

ცხიმები სამატომიანი სპირტის – გლიცერინისა და უმაღლესი ერთფუძიანი კარბონმჟავების რთული ეთერებია. მათი აღნაგობა დაადგინეს ფრანგმა ქიმიკოსებმა მ. შევრელმა და მ. ბერთლომ. პირველმა გასული საუკუნის დასაწყისში ცხიმების ჰიდროლიზით მიიღო გლიცერინი და უმაღლესი კარბონმჟავების ნარევი, ხოლო მეორემ, ცოტა მოგვიანებით, ჩაატარა ეთერიფიკაციის რეაქცია გლიცერინისა და უმაღლესი კარბონმჟავების გამოყენებით.

ცხიმების ზოგადი სახელწოდებაა ტრიაცილგლიცერინები. ბუნებრივი ცხიმები წარმოადგენს არა ინდივიდუალურ ნივთიერებებს, არამედ სხვადასხვა ტრიაცილგლიცერინის ნარევს, ამასთან, თითოეული ტრიაცილგლიცერინის შედგენილობაში შედის ნახშირბადატომთა ლუწი რიცხვის შემცველი სხვადასხვა არაგანშტოებული კარბონმჟავების ნაშთები. უმრავლეს შემთხვევაში ცხიმების წარმოქმნაში მონაწილეობს უმაღლესი ერთფუძიანი ნაჯერი და უჯერი კარბონმჟავები, როგორიცაა: პალმიტინის, სტეარინის, ოლეინის, ლინოლის, ლინოლენის და სხვ. ცხიმების შედგენილობაში კარბონმჟავათა ჰომოლოგიური რიგის დაბალი წევრების ნაშთები იშვიათად გვხვდება. ასეთია, მაგალითად, ერბომჟავა (ძროხის კარაქში) და კაპრონმჟავა (თხის ქონში).

ფიზიკური თვისებები. ყველა ცხიმი წყალზე მსუბუქია და მასში არ იხსნება. ისინი კარგად იხსნებიან ორგანულ გამხსნელებში – ეთერში, ბენზინში, ქლოროფორმში და სხვა. ცხოველური

ცხიმები (ქონები) უმეტეს შემთხვევებში მყარია (ძროხის, ცხვრის, ღორის და ა.შ.), მაგრამ გვხვდება თხევად მდგომარეობაშიც (თევზის ქონი). ისინი, როგორც წესი, წარმოადგენენ ნაჯერი კარბონმჟავების ტრიაცილგლიცერინებს.

მცენარეული ცხიმები (ზეთები), იშვიათი გამონაკლისის გარდა, თხევადია. თუმცა ცნობილია, აგრეთვე, მყარი მცენარეული ცხიმიც (ქოქოსის ზეთი). მათი მოლეკულების შემადგენლობაში ძირითადად უჯერ კარბონმჟავათა ნაშთებია.

ქიმიური თვისებები. ცხიმების, როგორც რთული ეთერების მნიშვნელოვანი თვისებაა მათი ჰიდროლიზი:

$$\begin{array}{l} CH_2O\text{-}CO\text{-}R' \\ | \\ CHO\text{-}CO\text{-}R'' \\ | \\ CH_2O\text{-}CO\text{-}R''' \end{array} + 3\,H_2O \rightleftharpoons \begin{array}{l} CH_2OH \\ | \\ CHOH \\ | \\ CH_2OH \end{array} + \begin{array}{l} R'COOH \\ R''COOH \\ R'''COOH \end{array}$$

ჰიდროლიზს ატარებენ ცხიმის გაცხელებით წყალთან ერთად, კატალიზატორების – მჟავების, ტუტეების და სხვ. თანაობისას. ჰიდროლიზის რეაქცია შექცევადია, მაგრამ ცხიმის ტუტესთან დულილით რეაქცია პრაქტიკულად ბოლომდე მიდის. ამ დროს მიიღება გლიცერინი და საპონი, რის გამოც აღნიშნულ რეაქციას გასაპნის რეაქციასაც უწოდებენ.

$$\begin{array}{l} CH_2O\text{-}CO\text{-}R' \\ | \\ CHO\text{-}CO\text{-}R'' \\ | \\ CH_2O\text{-}CO\text{-}R''' \end{array} + 3\,NaOH \rightleftharpoons \begin{array}{l} CH_2OH \\ | \\ CHOH \\ | \\ CH_2OH \end{array} + \begin{array}{l} R'COONa \\ R''COONa \\ R'''COONa \end{array}$$

თხევადი ცხიმები ჰიდრირებით შეიძლება მყარად ვაქციოთ. წყალბადის მიერთება ხდება ცხიმის მოლეკულაში არსებული უჯერი ბმების გაწყვეტის ხარჯზე:

$$\begin{array}{l} CH_2O\text{-}CO\text{-}C_{17}H_{33} \\ | \\ CHO\text{-}CO\text{-}C_{17}H_{31} \\ | \\ CH_2O\text{-}CO\text{-}C_{17}H_{29} \end{array} + 6\,H_2 \longrightarrow \begin{array}{l} CH_2O\text{-}CO\text{-}C_{17}H_{35} \\ | \\ CHO\text{-}CO\text{-}C_{17}H_{35} \\ | \\ CH_2O\text{-}CO\text{-}C_{17}H_{35} \end{array}$$

რეაქცია მიმდინარეობს მაღალი წნევისა და ტემპერატურის პირობებში, კატალიზატორის (წვრილად დაქუცმაცებული ნიკელი) თანაობისას. მიღებული მასა თავისი კონსისტენციით ქონის მსგავსია, რის გამოც მას ქონზეთსაც უწოდებენ. ქონზეთებს იყენებენ საპნის, სტეარინისა და გლიცერინის მისაღებად. საკვები ცხიმი – მარგარინი ჰიდრირებული ზეთების, ცხოველური ცხიმების, რძისა და ზოგიერთი სხვა ნივთიერებების (მარილი, შაქარი, ვიტამინები და სხვ.) ნარევია.

ცხიმის დამძაღება გამოწვეულია ჰიდროლიზით, რომელსაც ადგილი აქვს მისი ხანგრძლივი შენახვისას ჩვეულებრივ პირობებში. თხევადმა ცხიმებმა გარკვეულ პირობებში შეიძლება მოლეკულაში არსებული ორმაგი ბმების ხარჯზე სხვადასხვა ქიმიური გარდაქმნაც განიცადოს, რაც, აგრეთვე, აუარესებს მათ ხარისხს.

გამოყენება. ცხიმები საკვების ერთ-ერთი ძირითადი შემადგენელი ნაწილია. ვინაიდან ისინი წყალში არ იხსნებიან, ამიტომ ორგანიზმში მათი უშუალო შეწოვა საჭმლის მომნელებელი ორგანოებიდან ვერ ხერხდება. საკვები ცხიმების ჰიდროლიზის პროცესი ფერმენტის (ლიპაზა) მეშვეობით ხორციელდება. აღნიშნული ფერმენტი ნერწყვშიც არის, მაგრამ პირის ღრუში საკვები დიდხანს არ ჩერდება და ცხიმების ჰიდროლიზიც ნაწილობრივ ხდება. რაც შეეხება კუჭს, აქ ლიპაზა ფაქტობრივ არააქტიურია, რადგან ამ ორგანოში არსებული მჟავა არე იწვევს აღნიშნული ფერმენტის ინაქტივაციას. მხოლოდ კუჭიდან ნაწლავებში გადასვლის შემდეგ ხორციელდება ცხიმების სრული ფერმენტული ჰიდროლიზი. წარმოქმნილი ცხიმოვანი მჟავები ნაღ-

ვლის მოქმედებით ხსნად ფორმაში გადადის, რის შედეგადაც ხდება ნაწლავების მიერ ცხიმის ჰიდროლიზის პროდუქტების შეწოვა და მოცემული ორგანიზმისათვის დამახასიათებელი ცხიმის სინთეზი. სინთეზირებული ცხიმი ლიმფური გზებით გადადის სისხლში, ხოლო სისხლის მეშვეობით – ცხიმოვან ქსოვილებში. აქედან ცხიმი ხვდება სხვადასხვა ორგანოსა და ქსოვილში, რომელთა უჯრედები მონაწილეობს ნივთიერებათა მიმოცვლაში. ორგანიზმში ხელახალი ჰიდროლიზისა და შემდგომი ჟანგვის შედეგად ცხიმიდან მიიღება ნახშირბად (IV)-ის ოქსიდი და წყალი. აღნიშნული ეგზოთერმული რეაქციების შედეგად ორგანიზმი ღებულობს საკიცოცხლო პროცესებისათვის საჭირო ენერგიას. ცხიმების ჟანგვისას გაცილებით მეტი ენერგია გამოიყოფა, ვიდრე იმავე რაოდენობის ნახშირწყლების ან ცილების ჟანგვის დროს.

ცხიმებს ტექნიკაში იყენებენ გლიცერინის, ცხიმოვანი მჟავებისა და საპნების მისაღებად.

§16.5. ნახშირწყლები

ნახშირწყლები ორგანული ნივთიერებებია, რომელთა მოლეკულების შედგენილობაში შედის ნახშირბადის, წყალბადისა და ჟანგბადის ატომები, ამავე დროს, უმეტესად ჟანგბადისა და წყალბადის ატომებს შორის თანაფარდობა ისეთივეა, როგორც წყალში. აქედან წარმოიშვა მათი სახელწოდება და ზოგადი ფორმულა $C_n(H_2O)_m$ ($m,n \geq 3$), საიდანაც გამომდინარეობს, რომ ისინი თითქოსდა შედგებიან ნახშირბადისა და წყლისაგან. შემდგომ აღმოჩნდა, რომ ამ კლასის ბევრი წარმომადგენელი (მაგალითად, რამნოზა – $C_6H_{12}O_5$) არ აკმაყოფილებს მოცემულ ფორმულას, ხოლო მსგავსი შედგენილობის მქონე მრავალი ნაერთი (მაგალითად, CH_2O, $C_2H_4O_2$ და სხვ.) ნახშირწყალს არ წარმოადგენს. მიუხედავად ამისა, ძველი სახელწოდება დღემდე შემორჩა.

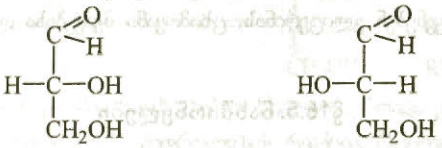
ნახშირწყლები ბუნებაში ფართოდაა გავრცელებული. ისინი შედიან მცენარეული და ცხოველური ორგანიზმების შემადგენლობაში. მცენარეებში ნახშირწყლების შემცველობა 80%-ს აღწევს, ხოლო ადამიანისა და ცხოველის ორგანიზმში – 20%-ს. დიდია ამ ნაერთთა როლი ცოცხალ ორგანიზმებში მიმდინარე ფიზიოლოგიურ პროცესებში.

ნახშირწყლები მოლეკულების აღნაგობის სირთულის მიხედვით იყოფა სამ ჯგუფად: მონოსაქარიდებად, ოლიგოსაქარიდებად და პოლისაქარიდებად. მონოსაქარიდები ჰიდროლიზით უფრო მარტივ ნახშირწყლებად არ იშლებიან. პოლისაქარიდები წარმოადგენს მონოსაქარიდების პოლიკონდენსაციის პროდუქტს. ისინი ტიპური პოლიმერები არიან, მათი მაკრომოლეკულები ხშირად ათასობით მონოსაქარიდული ნაშთებისაგანაა აგებული და ჰიდროლიზდებიან მონოსაქარიდების წარმოქმნით. ოლიგოსაქარიდებს შუალედური ადგილი უკავია მონო- და პოლისაქარიდებს შორის (შეიცავს 2-10 მონოსაქარიდულ ნაშთს).

§16.5.1. მონოსაქარიდები

მონოსაქარიდები პოლიჰიდროქსილალდეჰიდები და პოლიჰიდროქსიკეტონებია, ამასთან, ალდეჰიდის ჯგუფის შემცველ მონოსაქარიდებს ალდოზებს უწოდებენ, ხოლო კეტონის ჯგუფის შემცველ მონოსაქარიდებს – კეტოზებს. დაბოლოება „ოზა“ დამახასიათებელია ნებისმიერი მონოსაქარიდისათვის. ჯაჭვში ნახშირბადატომების რიცხვის მიხედვით არჩევენ: ტრიოზებს, ტეტროზებს, პენტოზებს, ჰექსოზებს და ა.შ.

უმარტივესი ალდოზა, რომელიც ადამიანის ორგანიზმში ჰექსოზებისა და გლიცერინის მეტაბოლიზმის შედეგად წარმოიქმნება, არის გლიცერინის ალდეჰიდი–CH_2OH-CHOH-CHO. მის მოლეკულაში მეორე ნახშირბადატომი, რომლის ვალენტური ორბიტალები sp^3-ჰიბრიდულ მდგომარეობაშია, დაკავშირებულია ოთხივე სხვადასხვა ჩამნაცვლებელთან. მას ასიმეტრიულ ანუ ქირალურ (ბერძნ. cheir – ხელი) ნახშირბადის ატომს უწოდებენ. ასეთი ნახშირბადატომთან დაკავშირებული ატომების ან ატომთა ჯგუფების სივრცითი განლაგება (კონფიგურაცია) შეიძლება განსხვავებული იყოს, რის გამოც გლიცერინის ალდეჰიდი არსებობს ორი სტერეოიზომერის სახით, რომლებიც, მარჯვენა და მარცხენა ხელის ანალოგიურად, ერთმანეთის სარკის გამოსახულებებია:



D-გლიცერინის ალდეჰიდი

L-გლიცერინის ალდეჰიდი

ასეთ სტერეოიზომერებს გააჩნია ოპტიკური აქტივობა, რის გამოც მათ ოპტიკური იზომერები ეწოდათ. ოპტიკური იზომერია სტერეოიზომერიის ერთ-ერთი სახეა.

ბუნებრივი სინათლე შეიძლება განიხილოს როგორც ელექტრომაგნიტური ტალღების ერთობლიობა, რომელთა რხევა სხვადასხვა სიბრტყეში ხდება. თუ ეს ტალღები ერთ სიბრტყეში ირხევა, ასეთი სინათლე პოლარიზებულია. ოპტიკური იზომერები ერთნაირი კუთხით, მაგრამ განსხვავებული მიმართულებით ბრუნებს სინათლის პოლარიზაციის სიბრტყეს: ერთი მარცხნივმბრუნავია, ხოლო მეორე – მარჯვნივმბრუნავი. ამ იზომერთა დასახელება ხდება ე.წ. D,L-ნომენკლატურით. თუ ფორმულაში ჰიდროქსილის ჯგუფი ქირალური ნახშირბადის ატომის მარჯვნივაა მოთავსებული, მაშინ ასეთი ნაერთი D-რიგისაა, ხოლო, თუ მარცხნივ – L-რიგის. D-გლიცერინის ალდეჰიდი სინათლის პოლარიზაციის სიბრტყეს მარჯვნივ ბრუნებს, ხოლო L-გლიცერინის ალდეჰიდი – მარცხნივ. ამასთანავე აღსანიშნავია, რომ ბრუნვის მიმართულება უშუალოდ არაა დაკავშირებული კონფიგურაციასთან. ორ ნაერთს შეიძლება ჰქონდეს ერთნაირი კონფიგურაცია, მაგრამ ბრუნვის საპირისპირო მიმართულება.

თუ ნაერთის მოლეკულის შედგენილობაში რამდენიმე ქირალური ნახშირბადატომია, მაშინ სტერეოიზომერების რიცხვი გამოითვლება ფორმულით – 2^n, სადაც n-მოლეკულაში ქირალური ნახშირბადატომების რაოდენობაა.

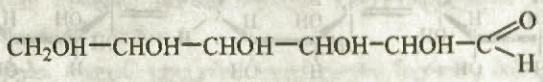
§16.5.1.1. გლუკოზა

ჰექსოზების უმნიშვნელოვანესი წარმომადგენელია გლუკოზა – $C_6H_{12}O_6$. ის შედის მცენარეული და ცხოველური ორგანიზმების შემადგენლობაში. განსაკუთრებით დიდია მისი შემცველობა ყურძნის წვენში (ამიტომ გლუკოზას ყურძნის შაქარს უწოდებენ), თაფლში, მწიფე ხილსა და კენკროვნებში. ადამიანის სისხლი ~0,1% გლუკოზას შეიცავს.

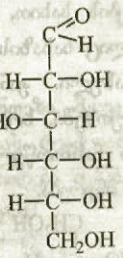
აღნაგობა. გლუკოზის აღნაგობა დადგინდა მისი ქიმიური თვისებების საფუძველზე. ახლად დალექილ სპილენძ(II)-ის ჰიდროქსიდთან გლუკოზის ხსნარი წარმოქმნის ლურჯი ფერის ხსნარს (მრავალატომიანი სპირტების მსგავსად). ამასთან, ძმარმჟავა ანჰიდრიდთან ურ-

თიერთქმედებისას წარმოიქმნება ხუთი მჟავური ნაშთის შემცველი რთული ეთერი. ეჰ. გლუკოზა შეიცავს 5 ჰიდროქსილის ჯგუფს. ვერცხლის ოქსიდის ამიაკურ ხსნართან ურთიერთქმედებისას ერთი მოლი გლუკოზიდან აღდგება ორი მოლი ვერცხლი, რაც იმაზე მეტყველებს, რომ გლუკოზის შედგენილობაში ერთი ალდეჰიდის ჯგუფია, ეჰ. გლუკოზა ალდეჰიდსპირტია.

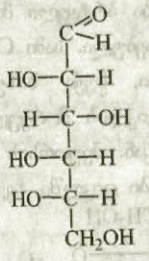
გარდა ამისა, დადგინდა, რომ ნახშირბადატომების ჯაჭვი გლუკოზაში სწორია და არა განშტოებული. რადგან ალდეჰიდის ჯგუფი უნდა იმყოფებოდეს არაგანშტოებული ჯაჭვის თავში, ხოლო ხუთივე ჰიდროქსილის ჯგუფი – სხვადასხვა ნახშირბადის ატომთან, გლუკოზის მოლეკულის აღნაგობა შეიძლება ასე გამოისახოს:



ამ მონოსაქარიდის მოლეკულაში ოთხი (მეორე, მესამე, მეოთხე და მეხუთე) ნახშირბადის ატომი ქირალურია. აქედან გამომდინარე, ოპტიკური სტერეოიზომერების რიცხვი უნდა იყოს 16 (2^4) – რვა D- და რვა L- რიგის. D- და L- რიგისადმი სტერეოიზომერების მიკუთვნება ხორციელდება ალდეჰიდის ჯგუფიდან ყველაზე უფრო დაშორებული ქირალური ნახშირბადატომის კონფიგურაციის შედარებით D- და L- გლიცერინის ალდეჰიდის ქირალური ნახშირბადატომის კონფიგურაციასთან. გლუკოზის ორი ოპტიკური იზომერის (ისინი ამ შემთხვევაშიც ერთმანეთის სარკის გამოსახულებებს წარმოადგენენ) აღნაგობა გამოისახება შემდეგი ფორმულებით:



D-გლუკოზა



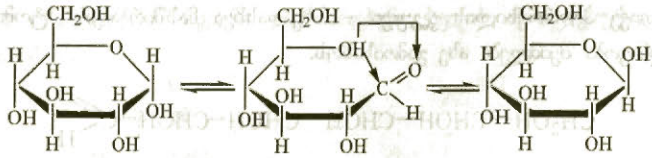
L-გლუკოზა

აღმოჩნდა, რომ გლუკოზის ყველა თვისება არ შეესაბამება მის ასეთ აღნაგობას. ის არ შედის ალდეჰიდებისათვის დამახასიათებელ ბევრ რეაქციაში (მაგალითად, არ აწითლებს ფუქსინსგოგირდოვანმჟავას). გაირკვა, აგრეთვე, რომ ხუთიდან ერთი ჰიდროქსილის ჯგუფი დანარჩენებზე უფრო რეაქციისუნარიანია. მკვლევრებმა დაადგინეს, რომ ალდეჰიდურ ფორმასთან ერთად არსებობს გლუკოზის ციკლური ფორმის მოლეკულებიც.

გლუკოზის ღია ჯაჭვიდან ციკლური აღნაგობის მოლეკულის წარმოქმნა შეიძლება ასე აიხსნას. მარტივი σ-ბმებით დაკავშირებულ ნახშირბადატომებს შეუძლია ბრუნვა ბმების გარშემო, რის გამოც მოლეკულამ შეიძლება ისეთი ფორმა მიიღოს, რომ ალდეჰიდის ჯგუფი ახლოს აღმოჩნდეს მეხუთე ნახშირბადატომთან დაკავშირებულ ჰიდროქსილის ჯგუფთან. მათ შორის მოხდება ურთიერთქმედება. ჰიდროქსილის ჯგუფის ჟანგბადატომი უტევს კარბონილის ჯგუფის ნაწილობრივი დადებითი მუხტის მქონე ნახშირბადის ატომს და თავისუფალი ელექტრონული წყვილის ხარჯზე უერთდება მას, ხოლო ჰიდროქსილის ჯგუფის წყალბადი მიეერთდება კარბონილის ჯგუფის უარყოფითად დამუხტულ ჟანგბადატომს და ახალ, ე.წ. ნახევარაცეტალურ

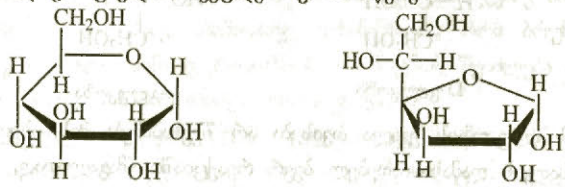
ჰიდროქსილის ჯგუფს წარმოქმნის. ამრიგად, ხდება მოლეკულის შიგნით ფუნქციურ ჯგუფებს შორის ურთიერთქმედება და შიგამოლეკულური ციკლური ნახევარაცეტალის (იხ §16.2.) წარმოქმნა, რომელშიც აღარაა ალდეჰიდის ჯგუფი.

ამავე დროს, რადგან ალდეჰიდის ჯგუფს შეუძლია თავისუფალი ბრუნვა პირველ და მეორე ნახშირბადის ატომებს შორის არსებულ σ-ბმის გარშემო, ჰიდროქსილის ჯგუფები ამ ატომებთან შეიძლება აღმოჩნდეს ციკლის სიბრტყის ერთ (α-ფორმა), ან სხვადასხვა (β-ფორმა) მხარეს:



α–D–გლუკოზა β–D–გლუკოზა

გლუკოზის შემთხვევაში ციკლი შეიძლება იყოს ექვსწევრიანი ან ხუთწევრიანი (ამ შემთხვევაში ალდეჰიდის ჯგუფი ურთიერთქმედებს მეოთხე ნახშირბადატომის ჰიდროქსილის ჯგუფთან). ექვსწევრიან ციკლს პირანოზულს (პირანი – ჟანგბადშემცველი ექვსწევრიანი ჰეტეროციკლური ნაერთია), ხოლო ხუთწევრიან ციკლს – ფურანოზულს (ფურანი – ჟანგბადშემცველი ხუთწევრიანი ჰეტეროციკლური ნაერთია) უწოდებენ. აღნიშნული ციკლური ფორმულები პირველად მოგვაწოდა ინგლისელმა მეცნიერმა უ. ჰეუორსმა და ჰეუორსის ფორმულების სახელწოდებითაა ცნობილი. პირანოზული და ფურანოზული ციკლები ჰეუორსის ფორმულებით გამოისახება ბრტყელი მრავალკუთხედების სახით, რომლებიც ნახაზის მართობულ სიბრტყეშია მოთავსებული. სამი C-C ბმა, რომელიც ნახაზის სიბრტყიდან დამკვირვებლისაკენ არის მიმართული, მუქი ხაზებითაა გამოსახული. ჟანგბადის ატომი, პირანოზის შემთხვევაში, თავსდება ციკლის შორეულ მარჯვენა კუთხეში, ხოლო ფურანოზის შემთხვევაში – ნახაზის სიბრტყის უკან. ჰეუორსის ფორმულებით ნახშირწყლების გამოსახვისას ნახშირბადის ატომთა სიმბოლოები ციკლში, ჩვეულებრივ, არ იწერება.



α–D–გლუკოზა
(პირანოზული ფორმა)

β–D–გლუკოზა
(ფურანოზული ფორმა)

წყალხსნარიდან გამოკრისტალებული D-გლუკოზა α-ფორმის სახითაა. წყალში გახსნისას α-ფორმა ალდეჰიდური ფორმის გავლით β-ფორმაში გადადის და მათ შორის მყარდება წონასწორობა β-ფორმის სიჭარბით. ამიტომ წყალხსნარში შესაძლებელია გლუკოზის როგორც ალდეჰიდური, ისე ციკლური ფორმებისათვის დამახასიათებელი რეაქციების მიმდინარეობა.

მიღება. გლუკოზა წარმოიქმნება მცენარეთა ფოთლებში ფოტოსინთეზის შედეგად:

$$6CO_2 + 6H_2O \longrightarrow C_6H_{12}O_6 + 6O_2$$

წარმოებაში გლუკოზას ღებულობენ სახამებლის ჰიდროლიზით მინერალური მჟავების თანაობისას:

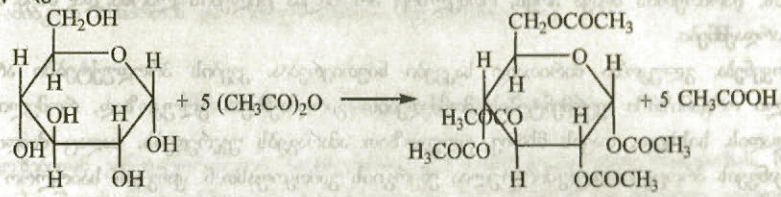
$$\left(C_6H_{10}O_5\right)_n + n\,H_2O \xrightarrow{t^0} n\,C_6H_{12}O_6$$

ამისათვის სახამებელს აცხელებენ განზავებულ გოგირდმჟავასთან ერთად რამდენიმე საათის განმავლობაში. ჰიდროლიზის პროცესის დამთავრების შემდეგ მჟავას ანეიტრალებენ ცარცით. წარმოქმნილ კალციუმის სულფატის ნალექს გაფილტვრით აცილებენ და ხსნარის აორთქლებით ღებულობენ კრისტალურ გლუკოზას. შემუშავებულია, აგრეთვე, გლუკოზის ცელულოზიდან მიღების მეთოდი.

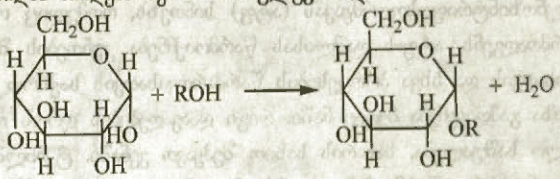
ფიზიკური თვისებები. გლუკოზა თეთრი ფერის კრისტალური ნივთიერებაა, აქვს ტკბილი გემო, წყალში კარგად იხსნება. წყალხსნარებიდან გამოკრისტალდება $C_6H_{12}O_6 \cdot H_2O$ შედგენილობის კრისტალჰიდრატის სახით.

ქიმიური თვისებები. რადგან გლუკოზა ბიფუნქციური ნაერთია, მისთვის დამახასიათებელია როგორც ალდეჰიდების, ისე სპირტების თვისებები.

1. **რთული ეთერების სინთეზი.** ძმარმჟავა ანჰიდრიდთან ურთიერთქმედებისას გლუკოზა, როგორც სპირტი, წარმოქმნის პენტააცეტილგლუკოზას (ძმარმჟავას ნაშთს – CH_3CO- აცეტილი ეწოდება):



2. **გლუკოზიდების სინთეზი.** მჟავა კატალიზატორების თანაობისას სპირტებთან ან ფენოლებთან ურთიერთქმედებისას რეაქციაში შედის მხოლოდ ნახევარაცეტალური ჰიდროქსილის ჯგუფი და გლუკოზიდან მიიღება შესაბამისი გლუკოზიდი:



3. **აღდგენა.** გლუკოზის აღდგენით მიიღება ექვსატომიანი სპირტი – სორბიტი, რომელსაც დიაბეტით დაავადებული ავადმყოფები იყენებენ შაქრის შემცვლელად:

$$CH_2OH-(CH_2O)-CHO + H_2 \xrightarrow{Ni} CH_2OH-(CH_2O)-CH_2OH$$

4. **ჟანგვა.** გლუკოზა იჟანგება ვერცხლის ოქსიდის ამიაკური ხსნარით და წარმოიქმნება გლუკონმჟავა:

$$CH_2OH-(CHOH)_4-CHO + 2\,[Ag(NH_3)_2]OH \longrightarrow CH_2OH-(CHOH)_4-COOH + 2\,Ag + 4\,NH_3 + H_2O$$

ჟანგვის პროცესი შეიძლება განხორციელდეს სპილენძ (II)-ის ჰიდროქსიდითაც:

$$CH_2OH-(CHOH)_4-CHO + 2Cu(OH)_2 \xrightarrow{t^0} CH_2OH-(CHOH)_4-COOH + Cu_2O + 2H_2O$$

5. დულილი. სხვადასხვა მიკროორგანიზმის მოქმედებისას გლუკოზა იშლება და განსხვავებული პროდუქტები მიიღება. ამ პროცესს დულილს უწოდებენ.

ა) **სპირტული დულილი.** საფუარის ფერმენტების მოქმედებით მიმდინარეობს ე.წ. სპირტული დულილი. ამ პროცესის ქიმიზმი ძალიან რთულია და შეკვამებულად ასე გამოისახება:

$$C_6H_{12}O_6 \longrightarrow 2\,C_2H_5OH + 2\,CO_2$$

ბ) **რძემჟავური დულილი.** რძემჟავა ბაქტერიების მოქმედებით მიმდინარეობს ე.წ. რძემჟავური დულილი. ეს პროცესი გამარტივებულად შეიძლება ასე გამოისახოს:

$$C_6H_{12}O_6 \longrightarrow 2\,CH_3-\underset{\displaystyle OH}{\underset{|}{CH}}-COOH$$

რძემჟავური დულილი მიმდინარეობს რძის ამჟავების დროს, რასაც მოჰყვება რძის აჭრა. ამ პროცესთანაა დაკავშირებული მაწვნის, ხაჭოსა და რძის სხვა პროდუქტების წარმოება. რძემჟავური დულილის პროცესი ხორციელდება, აგრეთვე, ბოსტნეულის დამწნილებისა და ცხოველური საკვების დასილოსების დროს, სადაც წარმოქმნილი რძემჟავა მაკონსერვებელ ფუნქციას ასრულებს, წარმოქმნის მჟავა არეს, რომელშიც არ ხდება ცილების ლპობა და სხვა მავნე ქიმიური გარდაქმნები.

გამოყენება. გლუკოზა ძირითადი საკვები ნივთიერებაა. კვების პროდუქტებში არსებული სახამებელი ორგანიზმში ფერმენტების მოქმედებით გარდაიქმნება გლუკოზად, რომელიც სისხლში გადადის. სისხლი, თავის მხრივ, გლუკოზით ამარაგებს უჯრედებს, სადაც მიმდინარეობს ჟანგვა. ჟანგვის პროცესი დაკავშირებულია ენერგიის გამოყოფასთან. ჟანგვის საბოლოო პროდუქტებია ნახშირბად (IV)-ის ოქსიდი და წყალი:

$$C_6H_{12}O_6 + 6\,O_2 \longrightarrow 6\,CO_2 + 6\,H_2O$$

გლუკოზის ჟანგვისას მიღებული ენერგიის ნაწილი გამოიყოფა სითბოს სახით, ხოლო ნაწილი ხმარდება ადენოზინტრიფოსფორმჟავას (ატფ) სინთეზს, რომელიც ორგანიზმისათვის ენერგიის მარაგს წარმოადგენს. ატფ-ს დაშლისას წარმოიქმნება კუნთების შეკუმშვისათვის, ნივთიერებათა სინთეზისათვის და სხვა პროცესების წარმართვისათვის საჭირო ენერგია.

სუფთა გლუკოზა გამოიყენება მედიცინაში. რიგი დაავადებების დროს ის, როგორც მოსამაგრებელი სამკურნალო საშუალება, ხსნარის სახით შეჰყავთ ვენაში. ტკბილმა გემომ განაპირობა მისი გამოყენება საკონდიტრო წარმოებაში. აღმდგენი უნარის გამო გამოიყენება სარკეებისა და მოვერცხლილი სათამაშოების დასამზადებლად და სხვა.

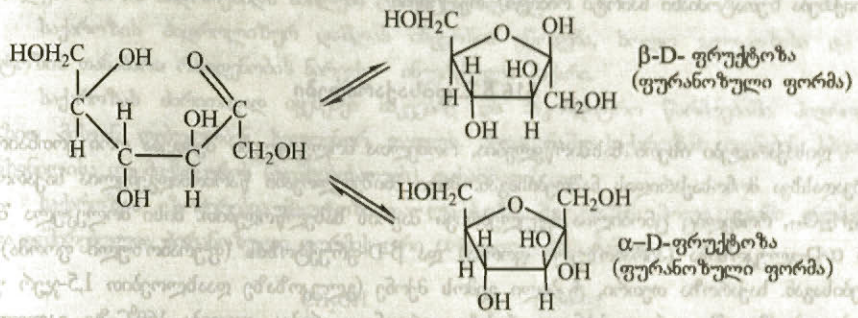
§16.5.1.2. ფრუქტოზა

გლუკოზას იზომერია ფრუქტოზა. ისინი ერთად გვხვდებიან ტკბილ ხილსა და თაფლში. თაფლში გლუკოზა და ფრუქტოზა ტოლი რაოდენობითაა. ფრუქტოზა დაახლოებით 2,5-ჯერ უფრო ტკბილია გლუკოზაზე.

ფრუქტოზა კეტონსპირტია:

$$CH_2OH-CHOH-CHOH-CHOH-\underset{\displaystyle O}{\underset{\|}{C}}-CH_2OH$$

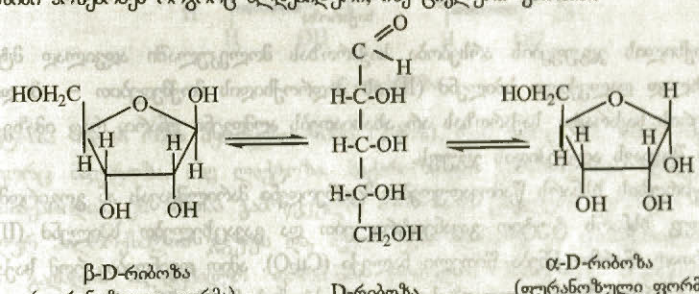
ის, გლუკოზის მსგავსად, არსებობს ციკლური ფორმით, რომლის წარმოქმნა ღია ჯაჭვის მქონე მოლეკულიდან ასე შეიძლება გამოისახოს:

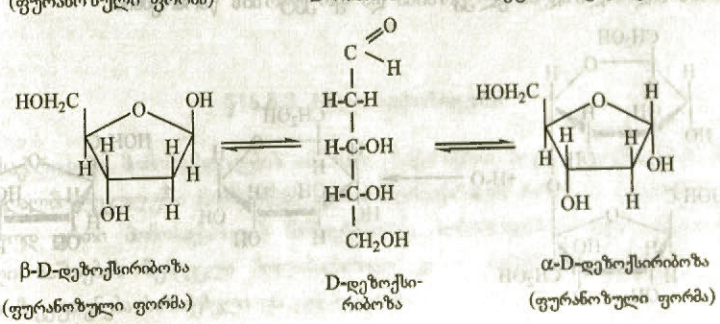


გლუკოზისგან განსხვავებით, ფრუქტოზა ხსნარში ძირითადად ფურანოზული ფორმების სახით არსებობს. ფრუქტოზა შედის მრავალატომიანი სპირტებისათვის დამახასიათებელ ყველა რეაქციაში, მაგრამ მას არ გააჩნია ალდეჰიდის ჯგუფი, რის გამოც არ რეაგირებს ვერცხლის ოქსიდის ამიაკურ ხსნართან და სპილენძ (II)-ის ჰიდროქსიდთან.

§16.5.1.3. რიბოზა და დეზოქსირიბოზა

პენტოზებიდან განსაკუთრებული მნიშვნელობა აქვს რიბოზას და დეზოქსირიბოზას, რადგანაც მათი ნაშთები შედის ნუკლეინმჟავების შედგენილობაში. რიბოზისაგან განსხვავებით, დეზოქსირიბოზას მოლეკულაში მეორე ნახშირბადატომთან ჰიდროქსილის ჯგუფის მაგივრად წყალბადის ატომია დაკავშირებული. ორივე მონოსაქარიდის შემადგენლობაში შედის ალდეჰიდის ჯგუფი და, გლუკოზის მსგავსად, ისინი არსებობენ როგორც ალდეჰიდური, ისე ციკლური ფორმით:



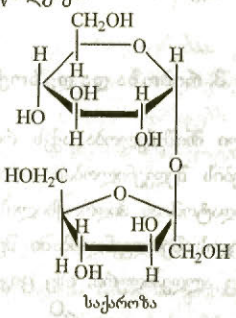


რიბოზა და დეზოქსირიბოზა წყალში ხსნადი, ტკბილი გემოს მქონე კრისტალური ნივთიერებებია. გლუკოზის ანალოგიურად მათთვის დამახასიათებელია როგორც ჟანგვის, ისე აღდგენის (წარმოიქმნება ხუთატომიანი სპირტი რიბიტი) რეაქციები.

§16.5.2. დისაქარიდები

დისაქარიდები ისეთი ნახშირწყლებია, რომელთა მოლეკულები შედგება ორი ერთნაირი, ან სხვადასხვა მონოსაქარიდის ნაშთებისაგან. მათი მნიშვნელოვანი წარმომადგენელია საქაროზა – $C_{12}H_{22}O_{11}$, რომელიც ცნობილია ჩვეულებრივი შაქრის სახელწოდებით. მისი მოლეკულა შედგება α-D-გლუკოზისა (პირანოზული ფორმა) და β-D-ფრუქტოზის (ფურანოზული ფორმა) ნაშთებისაგან. საქაროზა თეთრი, ტკბილი გემოს მქონე (გლუკოზაზე დაახლოებით 1,5-ჯერ უფრო ტკბილი), წყალში კარგად ხსნადი კრისტალური ნივთიერებაა. ლღება 160°C-ზე. გალღობილი საქაროზას გაცივებისას მიიღება ამორფული გამჭვირვალე მასა – კარამელი.

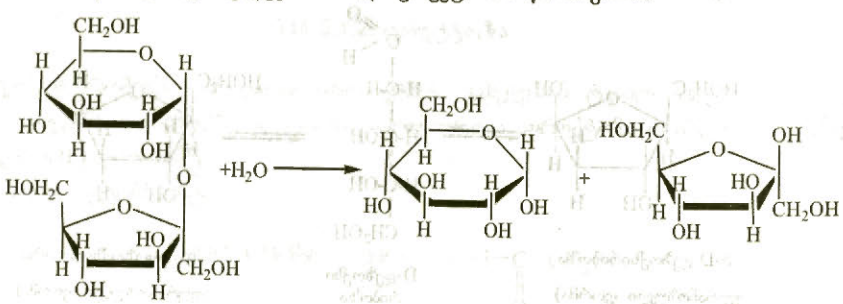
საქაროზას შეიცავს მრავალი მცენარე, სტაფილო, ნესვი. განსაკუთრებით ბევრია შაქრის ჭარხალსა და შაქრის ლერწამში. ამ პროდუქტებიდან ღებულობენ საქაროზას, რის გამოც მას ჭარხლის და ლერწმის შაქარსაც უწოდებენ.



საქაროზა

ჰიდროქსილის ჯგუფების არსებობა საქაროზას მოლეკულაში ადვილად მტკიცდება მის ხსნარზე ახლად დალექილი სპილენძ (II)-ის ჰიდროქსიდის მოქმედებით – ამ დროს მიიღება ლურჯი ფერის საქარატი. საქაროზას არ ახასიათებს აღმდგენი უნარი, რაც იმაზე მეტყველებს, რომ ის არ შეიცავს ალდეჰიდის ჯგუფს.

თუ საქაროზის ხსნარს წამოვადუღებთ მცირეოდენი მარილმჟავას ან გოგირდმჟავას თანაობისას, შემდეგ ხსნარს ტუტით გავანეიტრალებთ და გავაცხელებთ სპილენძ (II)-ის ჰიდროქსიდთან ერთად, წარმოიქმნება წითელი ნალექი (Cu_2O). ამით დგინდება, რომ საქაროზა მჟავას თანაობისას ჰიდროლიზდება გლუკოზისა და ფრუქტოზის წარმოქმნით:

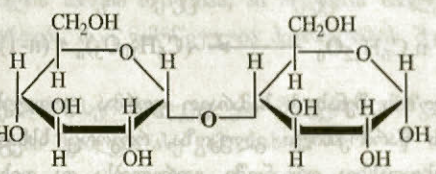


მიღებული α–D-გლუკოზის მოლეკულები ხსნარში წონასწორობაშია სხვა ფორმებთან, კერძოდ კი, ალდეჰიდურ ფორმასთან. სწორედ ალდეჰიდური ფორმის მოლეკულები აღადგენენ სპილენძ (II)-ის ჰიდროქსიდს სპილენძ (I)-ის ოქსიდამდე.

საქაროზის ჰიდროლიზურ დაშლას ინვერსია ეწოდება, ხოლო გლუკოზისა და ფრუქტოზის თანაბარი რაოდენობის ნარევს – ინვერტული შაქარი.

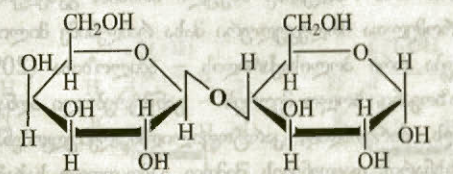
საქაროზას ძირითადად იყენებენ საკვებად და საკონდიტრო წარმოებაში. ჰიდროლიზის გზით მისგან ღებულობენ ხელოვნურ თაფლს. მედიცინაში საქაროზას იყენებენ სხვადასხვა ფხვნილისა და მიქსტურის (ბავშვებისათვის) დასამზადებლად.

საქაროზის იზომერებია მალტოზა და ლაქტოზა. მალტოზის მოლეკულაში ერთმანეთთან დაკავშირებულია პირანოზული ფორმის ორი α-D-გლუკოზის ნაშთი:



მალტოზას შეიცავს ახლად აღმოცენებული მარცვლეული. ის მიიღება სახამებლის არასრული ჰიდროლიზის შედეგად.

ლაქტოზის მოლეკულაში ერთმანეთთან დაკავშირებულია β-D-გალაქტოზისა (ის გლუკოზის სტერეოიზომერია და მისგან განსხვავდება მეოთხე ნახშირბადატომის კონფიგურაციით) და β-D- (ან α-D-) გლუკოზის პირანოზული ფორმის ნაშთები:



α-ლაქტოზა

ლაქტოზა შედის რძის შემადგენლობაში (2-8%), რის გამოც მას რძის შაქარსაც უწოდებენ. როგორც მალტოზა, ისე ლაქტოზა, საქაროზისგან განსხვავებით, ალმდგენი თვისებების მქონე დისაქარიდია. ეს იმითაა გამოწვეული, რომ მათი ციკლური ფორმები შეიცავს ნახევარაცეტალურ ჰიდროქსილის ჯგუფს და, აქედან გამომდინარე, ეს დისაქარიდები ციკლურიდან ადვილად გადადის ალდეჰიდურ ფორმაში, რომელთა ხარჯზეც ხორციელდება ჟანგვის რეაქციები.

§16.5.3. პოლისაქარიდები

პოლისაქარიდები მონოსაქარიდების ან მათი ნაწარმების პოლიკონდენსაციის შედეგად მიღებული მაღალმოლეკულური ნახშირწყლებია. პოლისაქარიდი, რომლის მაკრომოლეკულა შედგება მხოლოდ ერთი მონოსაქარიდის ნაშთებისაგან, ჰომოპოლისაქარიდია, სხვადასხვა მონოსაქარიდული ნაშთების შემცველი პოლისაქარიდი კი – ჰეტეროპოლისაქარიდი. ჰომოპოლისაქარიდებს მიეკუთვნება სახამებელი და ცელულოზა.

§16.5.3.1. სახამებელი

სახამებელი ფართოდაა გავრცელებული ბუნებაში, კერძოდ, მცენარეულ სამყაროში. მას შეიცავს კარტოფილის ტუბერები (24%), ხორბლის (75%) და სიმინდის (72%) მარცვლები, ყველაზე დიდი რაოდენობით ბრინჯშია (80%).

სახამებელი მცენარეებში წარმოიქმნება ფოტოსინთეზის შედეგად (ხელოვნურად დღეს-დღეობით მიღებული არ არის). მზის სინათლეზე ნახშირორჟანგისა და წყლისაგან ჯერ წარმოიქმნება გლუკოზა, რომლიდანაც შემდეგ სინთეზირდება სახამებელი:

$$6CO_2 + 6H_2O \xrightarrow{h\nu} C_6H_{12}O_6 + 6O_2$$

$$n\,C_6H_{12}O_6 \longrightarrow (C_6H_{10}O_5)_n + (n\text{-}1)H_2O$$

სახამებელი გლუკოზის შენახვის სამარაგო ფორმაა. ფოთლებში დაგროვებისას განიცდის ჰიდროლიზს. ამ დროს წარმოქმნილი გლუკოზა, როგორც ხსნადი ნივთიერება, მცენარეული ქსოვილებით გადადის სხვადასხვა ორგანოში. გორგლებსა და თესლებში გლუკოზა ხელახლა წარმოქმნის სახამებელს, რომლითაც იკვებება ნაზარდი, სანამ მას არა აქვს ფოთლები და ფესვები. მცენარეებში გლუკოზიდან სინთეზირდება, აგრეთვე, ცელულოზა და მრავალი სხვა ორგანული ნაერთი.

სახამებელი ბუნებრივი პოლიმერია. მასში ხაზოვანი მაკრომოლეკულების გარდა, რომელთა საშუალო მოლეკულური მასა რამდენიმე ასეული ათასია, გვხვდება განშტოებული აღნაგობის მაკრომოლეკულებიც, რომელთა მოლეკულური მასა რამდენიმე მილიონს აღწევს.

სახამებელი შედგება ორი პოლისაქარიდის – ამილოზისა (20%) და ამილოპექტინისაგან (80%). პირველს – ხაზოვანი, ხოლო მეორეს – განშტოებული აღნაგობა აქვს.

მიღება. სახამებელს, ძირითადად, კარტოფილიდან ღებულობენ. მას აჭუცმაცებენ, წყლით რეცხავენ, მიღებული ხსნარის დაყოვნების შემდეგ გამოყოფილ სახამებელს კვლავ რეცხავენ და აშრობენ თბილი ჰაერით.

ფიზიკური თვისებები. სახამებელი წყალში უხსნადი, თეთრი ფერის ამორფული ნივთიერებაა. ცხელ წყალში ოჭირვკვება და კოლოიდურ ხსნარს – ბუკოს წარმოქმნის.

ქიმიური თვისებები. სახამებელი სპილენძ (II)-ის ჰიდროქსიდთან გაცხელებისას არ წარმოქმნის წითელი ფერის სპილენძ (I)-ის ოქსიდს. მისთვის არაა დამახასიათებელი, აგრეთვე, ვერცხლის სარკის რეაქცია, ე.ი. ის არ შეიცავს ალდეჰიდის ჯგუფს, რის გამოც არ აჟანგებს ალმდგენ ბუნებას. მართალია, ახლად დალექილი სპილენძ (II)-ის ჰიდროქსიდით სახამებელში ჰიდროქსილის ჯგუფების აღმოჩენა არ ხერხდება (სახამებლის ხსნარი თვითონ კოლოიდურ მდგომარეობაშია), მაგრამ სხვა მეთოდებით დადგინდა, რომ სახამებლის მაკრომოლეკულაში გლუკოზის თითოეულ ნაშთზე მოდის სამი ჰიდროქსილის ჯგუფი.

სახამებელი მაღალ ტემპერატურაზე მჟავების თანაობისას განიცდის ჰიდროლიზს. აღნიშნული პროცესი საფეხურებად მიმდინარეობს. ჯერ მიიღება შედარებით დაბალმოლეკულური მასის მქონე პროდუქტები – დექსტრინები, შემდეგ – მალტოზა, ბოლოს კი ჰიდროლიზის საბოლოო პროდუქტი – გლუკოზა. ჰიდროლიზის პროცესი სქემატურად ასე შეიძლება გამოისახოს:

$$\left(C_6H_{10}O_5\right)_n \longrightarrow \left(C_6H_{10}O_5\right)_x \longrightarrow C_{12}H_{22}O_{11} \longrightarrow C_6H_{12}O_6$$

სახამებელი დექსტრინი მალტოზა გლუკოზა

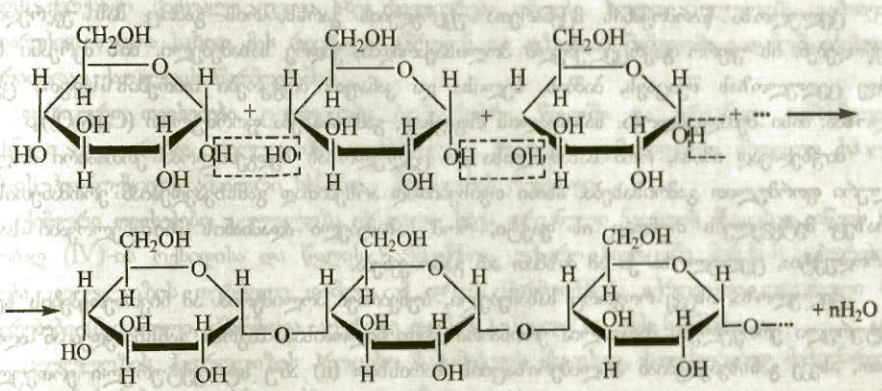
ან მოკლედ:

$$\left(C_6H_{10}O_5\right)_n + n\,H_2O \longrightarrow n\,C_6H_{12}O_6$$

გოგირდმჟავას კატალიზური მოქმედებისას სახამებლის გლუკოზად გარდაქმნის რეაქცია აღმოაჩინა რუსმა მეცნიერმა კ. კირხჰოფმა 1811 წ. მის მიერ დამუშავებული გლუკოზის მიღების ხერხი ამჟამადაც გამოიყენება.

თუ სახამებლის ჰიდროლიზის პროდუქტებს ტუტით გავანეიტრალებთ და მიღებულ ხსნარზე ჩავატარებთ ვერცხლის სარკის რეაქციას, ან რეაქციას სპილენძ (II)-ის ჰიდროქსიდთან, ორივე რეაქცია წარიმართება, რაც გამოწვეულია ჰიდროლიზის შედეგად გლუკოზის წარმოქმნით.

დადგინდა, რომ სახამებლის მაკრომოლეკულები შედგება α-D-გლუკოზის ნაშთებისაგან. ამილოზას წარმოქმნის პროცესი შეიძლება ასე გამოისახოს:



სახამებლის სპეციფიკურ რეაქციას წარმოადგენს მისი ურთიერთქმედება იოდთან. თუ სახამებლის ბუბკოს გაცივებულ კოლოიდურ ხსნარს დავუმატებთ იოდის ხსნარს, მიიღება ლურჯი შეფერვა, რომელიც გაცხელებისას ქრება, ხოლო გაცივებისას ისევ წარმოიქმნება. ამასთან, სახამებლის შემადგენლობაში შემავალი ორი კომპონენტიდან აღნიშნული რეაქცია მიმდინარეობს ამილოზის ხარჯზე.

გამოყენება. სახამებელი ადამიანის საკვების (პური, კარტოფილი, ბურღულეული და სხვ.) ძირითადი ნაწილია, მაგრამ ორგანიზმს უშუალოდ მისი შეთვისება არ შეუძლია. ცხიმების მსგავსად, ის ჯერ ჰიდროლიზდება. ეს პროცესი უკვე პირის ღრუში იწყება ნერწყვში არსებული ფერმენტის ზემოქმედებით. შემდეგ სახამებლის ჰიდროლიზი გრძელდება კუჭსა და ნაწლავებში. წარმოქმნილი გლუკოზა ნაწლავების კედლებით შეიწოვება და ვენის სისხლში. ჭარბი გლუკოზა ღვიძლში გარდაიქმნება გლიკოგენად (ცხოველური სახამებელი), რომელიც სახამებლის სტრუქტურულ და ფუნქციურ ანალოგს წარმოადგენს. ის აღნაგობით წააგავს ამილოპექტინს, მაგრამ მასზე ორჯერ უფრო მეტადაა განშტოებული. ძლიერი განშტოება გაიაპირობებს ამ პოლისაქარიდის ენერგეტიკულ ფუნქციას, რადგან ამ შემთხვევაში შესაძლებელია საჭირო რაოდენობის გლუკოზის მოლეკულების სწრაფი მოწყვეტა.

სახამებლის ჰიდროლიზის შუალედურ პროდუქტებს – დექსტრინებს ადამიანის ორგანიზმი უფრო ადვილად ითვისებს, რადგან ის შედარებით დაბალმოლეკულური ნაერთია და მისი ხსნადობაც უკეთესია. პურის გამცხობა, კარტოფილის ხარშვა და მრავალი სხვა საჭმლის მომზადების პროცესი სწორედ დექსტრინების წარმოქმნასთანაა დაკავშირებული.

კვების მრეწველობაში სახამებლისაგან ამზადებენ გლუკოზასა და ბადაგს. ბადაგი (დექსტრინებისა და გლუკოზის ნარევი) ჰიდროლიზის არასრული პროდუქტია, რომელსაც საკონდიტრო ნაწარმის დასამზადებლად ხმარობენ. სახამებლისაგან მიღებულ დექსტრინებს წებოდ იყენებენ. სახამებელი იხმარება თეთრეულის გასახამებლად. ცხელი უთოს მოქმედებით (ტენის თანაობისას) ის გარდაიქმნება დექსტრინად, რომელიც ქსოვილის ბოჭკოებს შეაწებებს და მკვრივ აფსკს წარმოქმნის. ასეთი აფსკით დაფარული ქსოვილი კი დიდხანს არ ჭუჭყიანდება.

სახამებლის ჰიდროლიზით წარმოქმნილი გლუკოზიდან სპირტული დუღილით ღებულობენ ეთანოლს. მედიცინაში სახამებელს იყენებენ მალამოებისა და აბების დამზადების დროს.

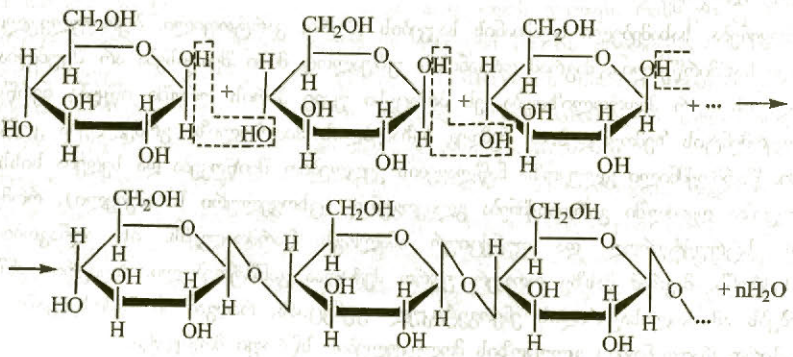
§16.5.3.2. ცელულოზა

ცელულოზა წარმოქმნის მცენარეთა უჯრედების გარსს, რის გამოც მას უჯრედისაც უწოდებენ. ის უფრო გავრცელებული პოლისაქარიდია, ვიდრე სახამებელი. ხის მერქანი 60%-მდე ცელულოზას შეიცავს, ბამბის, სელისა და კანაფის ბოჭკოები თითქმის სუფთა ცელულოზაა. მისი შემადგენლობა, სახამებლის მსგავსად, გამოისახება ფორმულით $(C_6H_{10}O_5)_n$.

მიუხედავად იმისა, რომ სახამებლისა და ცელულოზას შედგენილობა ერთნაირი მოლეკულური ფორმულით გამოისახება, ისინი თვისებითად არსებითად განსხვავდებიან ერთმანეთისაგან, რაზეც მეტყველებს თუნდაც ის ფაქტი, რომ სახამებელი ადამიანის მნიშვნელოვანი საკვები პროდუქტია, ცელულოზა კი ამ მიზნით არ გამოიყენება.

ცელულოზა, ისევე როგორც სახამებელი, ბუნებრივი პოლიმერია. ამ ნივთიერებების სტრუქტურული ერთეულები მართალია ერთნაირი შედგენილობისაა, მაგრამ განსხვავდებიან აღნაგობით, ასევე განსხვავდებიან პოლიმერიზაციის ხარისხით (n) ანუ სტრუქტურული ერთეულების რიცხვით და თვით მაკრომოლეკულების აღნაგობით.

თუ სახამებლის მაკრომოლეკულები აგებულია α-D-გლუკოზის ნაშთებისაგან, ცელულოზის მაკრომოლეკულები შედგება β-D-გლუკოზის ნაშთებისაგან. β-D-გლუკოზიდან ცელულოზას წარმოქმნის პროცესი შეიძლება ასე გამოისახოს:



ცელულოზას n-ის მნიშვნელობა ბევრად უფრო მაღალი აქვს, ვიდრე სახამებელს. მის ზოგიერთ სახეობაში n-ის მნიშვნელობა 40 ათასს აღწევს, ხოლო ფარდობითი მოლეკულური მასა — რამდენიმე მილიონს. სახამებელსა და ცელულოზას შორის ძირითადი განსხვავება მათ მაკრომოლეკულების აღნაგობაშია. თუ სახამებლის მოლეკულებს აქვთ როგორც ხაზოვანი, ისე განშტოებული აღნაგობა, ცელულოზას მაკრომოლეკულები მხოლოდ ხაზოვანი აღნაგობისაა. სწორედ ამით აიხსნება ცელულოზისაგან ისეთი ბოჭკოვანი მასალის წარმოქმნა, როგორიც არის ბამბა, სელი, კანაფი. ბუნებრივ ბოჭკოში ხაზოვანი მაკრომოლეკულები მოწესრიგებული, ბოჭკოს ღერძის გასწვრივ ორიენტირებული განლაგებით ხასიათდება. მაკრომოლეკულებს შორის მრავალრიცხოვანი წყალბადური ბმები ბოჭკოს დიდ სიმტკიცეს ანიჭებს. ბოჭკოვანი მასალიდან რთვის პროცესში ძაფს ღებულობენ. მერქნის ცელულოზადან ძაფი არ მიიღება, მათ მაკრომოლეკულებს, მართალია, ხაზოვანი აღნაგობა აქვს, მაგრამ განლაგება, ორიენტაცია — უწესრიგო.

მიღება. ცელულოზის ძირითად მასას ღებულობენ ხის მერქნისაგან ე.წ. სულფიტური მეთოდით. წვრილად დაჭუქმაცებულ მერქანს ავტოკლავში კალციუმის ან ნატრიუმის ჰიდროსულფიტთან ერთად აცხელებენ 150°C ტემპერატურამდე 0,5-0,6 მპა წნევის პირობებში. ამ დროს მერქანში შემავალი ყველა სხვა ნივთიერება იშლება, ხოლო ცელულოზა გამოიყოფა შედარებით სუფთა სახით. მას რეცხავენ, აშრობენ და აგზავნიან შემდგომი გადამუშავებისათვის (ძირითადად ქაღალდის წარმოებაში).

ფიზიკური თვისებები. ცელულოზა ბოჭკოსებრი, წყალში და ორგანულ გამხსნელებში უხსნადი ნივთიერებაა. ცელულოზის გამხსნელად შეიძლება გამოვიყენოთ მხოლოდ სპილენძ (II)-ის ჰიდროქსიდის ამიაკური ხსნარი – შვეიცერის რეაქტივი.

ქიმიური თვისებები. ცელულოზა, მრავალი სხვა ორგანული ნაერთის მსგავსად, იწვის ნახშირბად (IV)-ის ოქსიდისა და წყლის წარმოქმნით. უჰაერო სივრცეში მერქნის გახურებისას ხდება ცელულოზის თერმული დაშლა. ამ დროს წარმოიქმნება აქროლადი ორგანული ნივთიერებები (მეთანოლი, ძმარმჟავა, აცეტონი და სხვ.), წყალი და ხის ნახშირი.

ცელულოზის ჰიდროლიზის პროცესი, სახამებლის მსგავსად, საფეხურებად მიმდინარეობს. ჰიდროლიზის საბოლოო პროდუქტია გლუკოზა:

$$\left(C_6H_{10}O_5\right)_n + n\,H_2O \xrightarrow{H_2SO_4} n\,C_6H_{12}O_6$$

მიუხედავად იმისა, რომ სახამებელში შედის α-D-გლუკოზის, ხოლო ცელულოზაში - β-D-გლუკოზის ნაშთები, როგორც სახამებლის, ისე ცელულოზის ჰიდროლიზის შედეგად მიღებული ხსნარის შედგენილობა ერთი და იგივეა, რადგან ხსნარში მყარდება მოძრავი წონასწორობა გლუკოზის α- და β- ფორმებს შორის (β- ფორმის სიჭარბით).

ცელულოზის მაკრომოლეკულის თითოეული სტრუქტურული ერთეული შეიცავს სამ ჰიდროქსილის ჯგუფს, რის გამოც ამ პოლისაქარიდის ფორმულას ასეც გამოსახავენ $[C_6H_7O_2(OH)_3]_n$. ჰიდროქსილის ჯგუფების ხარჯზე შეიძლება განიცადოს ქიმიური გარდაქმნა — მოგვცეს მარტივი და რთული ეთერები. ცელულოზაზე კონცენტრირებული აზოტმჟავას მოქმედებით კონცენტრირებული გოგირდმჟავას თანაობისას პირობების მიხედვით მიიღება მონონიტროცელულოზა, დინიტროცელულოზა და ტრინიტროცელულოზა:

$$\left[C_6H_7O_2(OH)_3\right]_n + n\,HNO_3 \xrightarrow{H_2SO_4} \left[C_6H_7O_2(ONO_2)(OH)_2\right]_n + n\,H_2O$$

$$\left[C_6H_7O_2(OH)_3\right]_n + 2n\,HNO_3 \xrightarrow{H_2SO_4} \left[C_6H_7O_2(ONO_2)_2(OH)\right]_n + 2n\,H_2O$$

$$\left[C_6H_7O_2(OH)_3\right]_n + 3n\,HNO_3 \xrightarrow{H_2SO_4} \left[C_6H_7O_2(ONO_2)_3\right]_n + 2n\,H_2O$$

ცელულოზაზე ძმარმჟავა ანჰიდრიდის მოქმედებით მიიღება ცელულოზის ძმარმჟავა ეთერები. ნიტრატების ანალოგიურად, აქაც შესაძლებელია მონო-, დი- და ტრიაცეტატების წარმოქმნა:

$$\left[C_6H_7O_2(OH)_3\right]_n + n(CH_3CO)_2O \longrightarrow \left[C_6H_7O_2(OCOCH_3)(OH)_2\right]_n + n\,CH_3COOH$$

$$\left[C_6H_7O_2(OH)_3\right]_n + 2n(CH_3CO)_2O \longrightarrow \left[C_6H_7O_2(OCOCH_3)_2(OH)\right]_n + 2n\,CH_3COOH$$

$$\left[C_6H_7O_2(OH)_3\right]_n + 3n(CH_3CO)_2O \longrightarrow \left[C_6H_7O_2(OCOCH_3)_3\right]_n + 3n\,CH_3COOH$$

გამოყენება. ცელულოზა, მერქნის სახით, იხმარება მშენებლობაში სხვადასხვა სადურგლო ნაკეთობების დასამზადებლად, დიდი რაოდენობით იხარჯება ქაღალდის წარმოებაში. მისგან ღებულობენ, აგრეთვე, ეთანოლს (ჰიდროლიზატი), რომელსაც იყენებენ კაუჩუკის სინთეზისათვის. მონო- და დინიტროცელულოზის ნარევს კოლოქსილინს უწოდებენ. მას ხსნიან ეთანოლისა და დიეთილეთერის ნარევში და ღებულობენ კოლოდიუმს, რომელიც გამოიყენება მედიცინაში. ნაჭდევზე კოლოდიუმის თხელი ფენის დატანისას სპირტი და ეთერი სწრაფად ქრობლდება და იფარება თხელი გამჭვირვალე აპკით. დინიტროცელულოზა გამოიყენება, აგრეთვე, ცელულოიდის (პლასტმასა) წარმოებაში. ტრინიტროცელულოზა – პიროქსილინი ფეთქებადი ნივთიერებაა და იხმარება უკვამლო დენთის მისაღებად. ცელულოზის ეთერები გამოიყენება ხელოვნური ბოჭკოს, ლაქების, კინოფირებისა და მრავალი სხვა მასალის წარმოებაში.

უნდა აღინიშნოს, რომ ადამიანის კუჭ-ნაწლავის ტრაქტში ცელულოზა პრაქტიკულად არ მოინელება, რადგან საჭმლის მომნელებელი წვენები მის დაშშლელ ფერმენტს (β-გლუკოზიდაზა) არ შეიცავს. მიუხედავად ამისა, ადამიანის საკვების შემადგენლობაში აუცილებლად უნდა შედიოდეს ცელულოზა. ის აძლიერებს ნაწლავების პერისტალტიკას და ამით ხელს უწყობს საკვების მონელებას.

კითხვები და სავარჯიშოები

1. დაწერეთ $C_5H_{12}O$ შედგენილობის იზომერული სპირტების აღნაგობის ფორმულები. დაასახელეთ ისინი საერთაშორისო ნომენკლატურით.
2. დაწერეთ ეთანოლიდან ბუტანოლ–2-ის სინთეზის სქემა. მიუთითეთ შესაბამის რეაქციათა პირობები.
3. დაწერეთ მეთანიდან ბუტანოლ–2-ისა და ბუტანოლ–1-ის სინთეზის სქემები. მიუთითეთ შესაბამის რეაქციათა პირობები.
4. სპირტები, ტუტეების მსგავსად, მოლეკულაში შეიცავს ჰიდროქსილის ჯგუფს, მაგრამ ტუტეებისაგან განსხვავებით მათი წყალხსნარები დენს არ ატარებენ. ახსენით მიზეზი.
5. დაწერეთ მეთილის სპირტის მოლეკულასთან პროტონის მიერთების რეაქცია.

6. დაწერეთ ოთხი ნახშირბადატომის შემცველი იზომერული ნაჯერი ორატომიანი სპირტების აღნაგობის ფორმულები და დაასახელეთ ისინი საერთაშორისო ნომენკლატურით.
7. ეთილენიდან რამდენიმე ხერხით მიიღეთ ეთილენგლიკოლი.
8. რომელი სპირტები წარმოიქმნება ტუტე არეში: ა) 1-ქლორბუტენ-2-ის, ბ) 3-ბრომბუტენ-1-ის; გ) 2,3-დიბრომბუტანის ჰიდროლიზის შედეგად?
9. ეთილენგლიკოლის დაჟანგვისას წარმოიქმნა $C_2H_4O_3$ შედგენილობის ნაერთი, რომელიც შეიცავს ორ ფუნქციურ ჯგუფს. დაწერეთ ამ ნაერთის აღნაგობის ფორმულა, ასევე იმ რეაქციათა განტოლებები, რომელშიც, თქვენი აზრით, მას შეუძლია მიიღოს მონაწილეობა.
10. დაწერეთ გლიცერინის ორი უახლოესი ჰომოლოგისა და მათი ყველა შესაძლო იზომერული ტრიოლის აღნაგობის ფორმულები. დაასახელეთ აღნიშნული ნაერთები საერთაშორისო ნომენკლატურით.
11. გლიცერინზე კონცენტრირებული გოგირდმჟავას მოქმედებით წარმოიქმნება C_3H_4O შედგენილობის ალდეჰიდი. აწერეთ ამ ალდეჰიდის აღნაგობის ფორმულა და დაასახელეთ ის.
12. რატომ ურთიერთქმედებს ეთანოლი ბრომწყალბადთან, ხოლო ფენოლი კი – არა?
13. განალაგეთ რიგში მჟავიანობის ზრდის მიხედვით შემდეგი ნივთიერებები: ფენოლი, გოგირდოვანმჟავა, მეთანოლი. მოიყვანეთ ამ მიმდევრობის დამამტკიცებელი შესაბამის რეაქციათა განტოლებები.
14. რატომ იმღვრევა ნატრიუმის ფენოლატის წყალხსნარი მასში ნახშირბადის დიოქსიდის გატარებისას?
15. ანიზოლი C_nH_{2n-6} რიგის ნახშირწყალბადის ნაწარმია. ის არ იხსნება წყალსა და ტუტეში. დაწერეთ ანიზოლისა და მისი იზომერების აღნაგობის ფორმულები, რომელთაგან ერთი არ იხსნება ტუტეში, ხოლო დანარჩენი კი იხსნება.
16. C_7H_7OK შედგენილობის იზომერულ ნაერთთა შორის შეარჩიეთ ისეთი, რომლიდანაც ორსაფეხურიანი სინთეზით მიიღება $C_7H_6OBr_2$ შედგენილობის ნაერთი.
17. მოცემულია იზომერული ნაერთები – პ-კრეზოლი და ბენზილის სპირტი. რომელი მათგანი რეაგირებს ტუტესთან?
18. როგორ წარიმართება მ-კრეზოლის ჰალოგენირება: ა) მაღალ ტემპერატურასა და სინათლეზე, ბ) სიცივეში რკინა(III)-ის ჰალოგენიდის თანაობისას?
19. დაწერეთ $C_5H_{10}O$ შედგენილობის იზომერული კარბონილური ნაერთების აღნაგობის ფორმულები. დაასახელეთ ისინი საერთაშორისო ნომენკლატურით.
20. როგორია C_4H_9O შედგენილობის ნაერთის აღნაგობა, თუ ცნობილია, რომ მისი კატალიზური აღდგენისას მიიღება მეორეული ბუტილის სპირტი?
21. რომელი სპირტები მიიღება ნიკელის კატალიზატორის თანაობისას შემდეგ ნაერთთა აღდგენის შედეგად: ა) ერბოს ალდეჰიდი; ბ) დი-იზოპროპილკეტონი; ბ) 2-მეთილპენტანონ-3?
22. დაწერეთ პროპილენიდან აცეტონის სინთეზის სქემა.
23. აცეტილენური რიგის რომელი ნახშირწყალბადი უნდა ავიღოთ, რომ კუჩეროვის რეაქციით მივიღოთ: ა) მეთილეთილკეტონი; ბ) მეთილიზოპროპილკეტონი?
24. დაწერეთ: ა) 1,1-დიბრომ-3-მეთილპენტანის; ბ) 3-მეთილ-2,2-დიქლორბუტანის; გ) 4-მეთილ-2,2-დიქლორპენტანის ჰიდროლიზის რეაქციათა განტოლებები. დაასახელეთ მიღებული პროდუქტები.
25. რით ემსგავსება ერთმანეთს ვერცხლის ბრომიდზე სინათლის სხივის მოქმედება და ვერცხლის ოქსიდის ამიაკურ ხსნართან ჭიანჭველას ალდეჰიდის მოქმედება? დაწერეთ შესაბამის რეაქციათა განტოლებები.
26. მიიღეთ: ა) ვალერიანის ალდეჰიდიდან – პენტანოლ-3; ბ) ბუტანოლ-1-დან – ბუტანონი; გ) პროპანდიოლ-1,2-დან – პროპანონი; დ) პროპანალიდან – პროპანონი; ე) აცეტილენიდან – ბუტანოლ-1.
27. მეთანალი უფრო ადვილად რეაგირებს წყალბადთან თუ ეთანალი? პასუხი დაასაბუთეთ.

28. C_7H_8O ბენზოლის ნაწარმია. ის ადვილად აღადგენს ვერცხლის ოქსიდს და წარმოიქმნება სპირტის დაჟანგვისას. დაწერეთ აღნაგობის ფორმულები ამ ნივთიერებისა და იმ სპირტისა, რომლისგანაც ის წარმოიქმნება.
29. დაწერეთ ნაერთის ფორმულა, რომლისთვისაც დამახასიათებელია როგორც ელექტროფილური ჩანაცვლების, ისე ნუკლეოფილური მიერთების რეაქციები.
30. რატომაა კარბონმჟავებში მჟავური თვისებები უფრო ძლიერად გამოხატული, ვიდრე სპირტებში?
31. როგორია $C_5H_{10}O_2$ შედგენილობის კარბონმჟავას აღნაგობა, თუ ცნობილია, რომ ქლორი მასთან არ რეაგირებს?
32. ორთოფოსფორმჟავა უფრო ძლიერია, ვიდრე ძმარმჟავა. მიუხედავად ამისა, ფოსფორიტი იხსნება ძმარმჟავაში. რით აიხსნება ეს?
33. რომელი მჟავაა უფრო ძლიერი: პროპანმჟავა თუ აკრილმჟავა? პასუხი დასაბუთეთ.
34. როგორ დავამტკიცოთ ექსპერიმენტულად, რომ ძმარმჟავა სუსტი მჟავაა?
35. დაწერეთ ეთილენიდან პროპანმჟავას სინთეზის სქემა.
36. რომელი კარბონმჟავა მიიღება 3-მეთილბუთანალის დაჟანგვისას?
37. დაწერეთ პროპილენიდან პოლიმეტაკრილმჟავას სინთეზის სქემა.
38. არაორგანული ნივთიერებების გამოყენებით გლიცერინიდან მიიღეთ იზოერბოსმჟავა.
39. რატომ იხსნება ძმარმჟავაში კალიუმის კარბონატი, ხოლო კალიუმის სულფატი კი არა?
40. მოცემულია წყალხსნარი, რომელიც შეიცავს ძმარმჟავასა და ეთილის სპირტს. როგორ გამოვყოთ ცალ-ცალკე ეს ნაერთები?
41. როგორ ალმოვაჩინოთ ძმარმჟავაში ჭიანჭველმჟავას მინარევი?
42. დაწერეთ აკრილმჟავასთან ბრომწყალბადის ურთიერთქმედების რეაქციის განტოლება. ახსენით ამ რეაქციის მექანიზმი.
43. ძმარმჟავას HCl-ის მინარევისაგან გასუფთავების მიზნით უმატებენ მარილს და გამოხდიან. მოიფიქრეთ, რომელი მჟავას მარილი უნდა დაემატოს.
44. როგორ მივიღოთ ეთილენგლიკოლიდან: ა) მჟაუნმჟავა; ბ) ქარვამჟავა ($HOOC—CH_2—CH_2—COOH$)?
45. დაწერეთ $C_4H_8O_2$ შედგენილობის ყველა იზომერული ნაერთის აღნაგობის ფორმულა და დაასახელეთ ისინი.
46. დაწერეთ $C_5H_{10}O_2$ შედგენილობის იზომერების აღნაგობის ფორმულები. დაასახელეთ ისინი საერთაშორისო ნომენკლატურით.
47. დაწერეთ არაორგანული ნივთიერებების გამოყენებით მეთანიდან ეთილფორმიატის სინთეზის სქემა.
48. დაწერეთ არაორგანული ნივთიერებების გამოყენებით კალციუმის კარბიდიდან ძმარმჟავაეთილეთერის სინთეზის სქემა.
49. 1-ქლორპროპანიდან არაორგანული რეაგენტების გამოყენებით მიიღეთ პროპიონმჟავაიზოპროპილეთერი.
50. რატომ კარგავს საპონი რეცხვის უნარს მჟავა არეში?
51. რატომ იყანგება თხევადი ცხიმი ჰაერზე მყარ ცხიმზე უფრო ადვილად?
52. ცხიმის ჰიდროლიზის შედეგად წარმოიქმნა სტერინმჟავა და ოლეინმჟავა მოლური თანაფარდობით 1:2. დაწერეთ ასეთი ცხიმის წვის რეაქციის განტოლება.
53. ცხიმიანი ლაქების მოსაცილებლად საპნის ნაცვლად შეიძლება ნაცრის გამოყენება, რით აიხსნება ნაცრის რეცხვის უნარი?
54. დაწერეთ მალტოზიდან გლუკონმჟავას სინთეზის სქემა. მიუთითეთ შესაბამის რეაქციათა პირობები.
55. ერთი რეაქტივის საშუალებით როგორ გამოვიცნოთ გლუკოზა, გლიცერინი და აცეტალდეჰიდი?

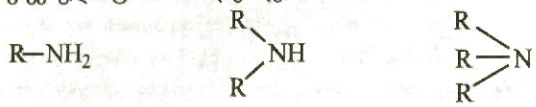
56. თუ საქაროზას ხსნარს დავუმატებთ „კირორძეს“ და ნარევს შევანჯღრევთ, ნალექი გაიხსნება. როგორ შეიძლება ამ მოვლენის ახსნა?
57. რა მსგავსებაა საქაროზას, სახამებლისა და ცელულოზას ქიმიურ თვისებებს შორის?
58. შაქარი დაყანგეს აზოტმჟავათი და წარმოქმნილი ხსნარიდან გამოყვეს დიჰიდრატის სახით. ამ დროს აზოტი აღდგება +2 ჟანგვის ხარისხამდე. შეადგინეთ აღწერილი რეაქციის განტოლება.
59. ულტრაბგერითი გამოსხივებით სახამებლის, კალიუმის იოდიდის წყალხსნარისა და ტეტრაქლორმეთანის ნარევის დამუშავებისას წარმოიქმნა ლურჯი შეფერვა. ახსენით ეს მოვლენა.
60. რა მსგავსება და განსხვავებაა ალნაგობის მიხედვით ცელულოზასა და სახამებელს შორის?
61. დაასახელეთ ცელულოზას გამოყენების სფეროები. რატომ არ შეიძლება სახამებლის გამოყენება იმავე მიზნებისათვის?
62. როგორი ქიმიური გარდაქმნებით შეიძლება მერქნიდან რთული ეთერის მიღება?

თავი 17

აზოტშემცველი ორგანული ნაერთები

§17.1. ამინები

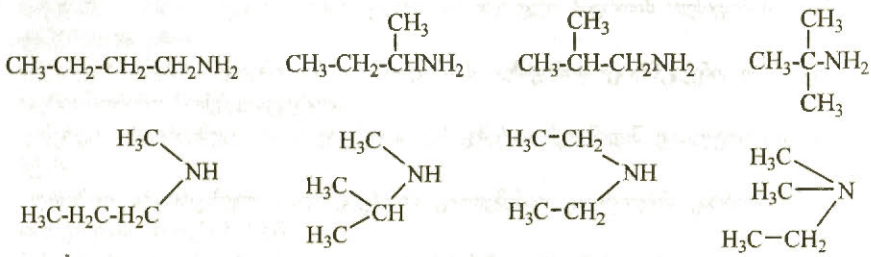
ამინები ამიაკის ნაწარმებია, რომლებშიც ერთი, ორი ან სამივე წყალბადის ატომი ჩანაცვლებულია ნახშირწყალბადის რადიკალებით. რადიკალების რიცხვის მიხედვით არჩევენ პირველად, მეორეულ და მესამეულ ამინებს, რადიკალების ბუნების მიხედვით კი – ალიფატურ (ნავკერ, უკცერ), ალიციკლურ, არომატულ და შერეულ ამინებს. ამ უკანასკნელთა მოლეკულების შედგენილობაში განსხვავებული ტიპის რადიკალებია.



პირველადი ამინი მეორეული ამინი მესამეული ამინი

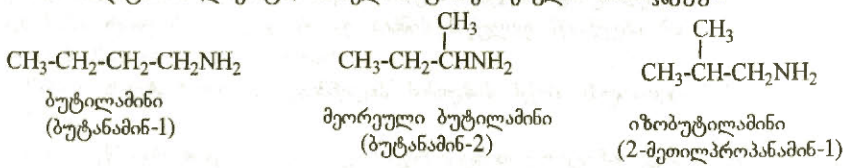
§17.1.1. ალიფატური ამინები

იზომერია და ნომენკლატურა. ნავკერი ალიფატური ამინების ზოგადი ფორმულაა $C_nH_{2n+3}N$. მათი იზომერია განპირობებულია აზოტის ატომთან დაკავშირებული რადიკალების რიცხვითა და აღნაგობით. მაგალითად, $C_4H_{11}N$ შედგენილობის ამინი შეიძლება არსებობდეს შემდეგი იზომერების სახით:



ამინების სახელწოდებები, ჩვეულებრივ, წარმოსდგება მოლეკულაში შემავალ ნახშირწყალბადთა რადიკალების (მათ ასახელებენ ნახშირბადატომთა რიცხვის ზრდის მიხედვით) სახელწოდებებზე დაბოლოება „ამინი“-ს დამატებით.

საერთაშორისო ნომენკლატურით ამინებს განიხილავენ ალკანების ნაწარმებად და უთითებენ იმ ნახშირბადატომის ლოკანტს, რომელთანაც მიერთებულია ამინოჯგუფი.



ბუტილამინი (ბუტანამინ-1) მეორეული ბუტილამინი (ბუტანამინ-2) იზობუტილამინი (2-მეთილპროპანამინ-1)

მიღება. ნავკერი ალიფატური ამინების მიღება შეიძლება:

1. მაღალი წნევის პირობებში **ჰალოგენალკანების ამიაკთან გახურებით:**

$$R\text{-}Cl + 2\,NH_3 \longrightarrow R\text{-}NH_2 + NH_4Cl$$

2. **ნიტრონაერთების აღდგენით:**

$$R\text{-}NO_2 + 6\,[H] \longrightarrow R\text{-}NH_2 + 2H_2O$$

აღდგენისათვის იყენებენ ამონიუმის სულფიდს (ზინინის რეაქცია), თუთიას ან რკინას (მჟავა არეში), ალუმინს (ტუტე არეში) ან უშუალოდ წყალბადს (კატალიზატორების თანაობისას).

3. ცოცხალ ორგანიზმებში ამინები წარმოიქმნება ფერმენტების მეშვეობით **ამინომჟავების დეკარბოქსილირებისას:**

$$R-\underset{\displaystyle NH_2}{\underset{|}{CH}}-COOH \xrightarrow{-CO_2} R-CH_2NH_2$$

ფიზიკური თვისებები. ნაკლერი ალიფატური ამინების ჰომოლოგიური რიგის დაბალი წევრები ამიაკის სუნის მქონე აირებია, საშუალო წევრები – თევზის არასასიამოვნო სუნის მქონე სითხეები, ხოლო მაღალი წევრები – უსუნო მყარი ნივთიერებები. თხევად ფაზაში ამინების მოლეკულებს შორის წარმოიქმნება სუსტი წყალბადური ბმები, რის გამოც მათი დუღილის ტემპერატურები უფრო მაღალია, ვიდრე შესაბამისი ალკანებისა და უფრო დაბალი, ვიდრე შესაბამისი სპირტებისა. ამინები წყალბადურ ბმებს წარმოქმნის წყლის მოლეკულებთანაც, რის გამოც ჰომოლოგიური რიგის პირველი წევრები კარგად იხსნება წყალში. ნახშირწყალბადური ჯაჭვის ზრდასთან ერთად ამინების წყალში ხსნადობა მცირდება.

ქიმიური თვისებები. აზოტის ატომის ვალენტური ორბიტალები ამინის მოლეკულაში იმყოფება sp^3-ჰიბრიდულ მდგომარეობაში. სამი ჰიბრიდული ორბიტალი მონაწილეობს σ-ბმების (N-C და N-H) წარმოქმნაში. მეოთხე ჰიბრიდული არაეკვივალენტური ორბიტალი, თავისუფალი ელექტრონული წყვილით, განაპირობებს ამინების ფუძე თვისებებს. მათ ხშირად ორგანულ ფუძეებსაც უწოდებენ. ამასთან, ნაკლერ ალიფატურ ამინებს ამიაკთან შედარებით უფრო ძლიერად აქვს გამოხატული ფუძე თვისებები, რაც გამოწვეულია ალკილის ჯგუფების გავლენით. ამ ჯგუფების ელექტრონდონორული ბუნების გამო აზოტის ატომზე იზრდება ელექტრონული სიმკვრივე. შედეგად ეს უკანასკნელი უფრო მტკიცედ იერთებს წყლის მოლეკულიდან პროტონს, ხსნარში უფრო მეტად გროვდება ჰიდროქსიდ-იონები, რომლებიც ამინის წყალხსნარის ფუძე თვისებების გაზრდას იწვევს. ამავე მიზეზით რადიკალების რიცხვის ზრდასთან ერთად ამინის ფუძე თვისებები მატულობს და ყველაზე ძლიერ ფუძეს მესამეული ამინი წარმოადგენს.

რადგან ამინები ამიაკის ნაწარმებია, ისინი იმეორებენ ამიაკისათვის დამახასიათებელ ქიმიურ რეაქციებს.

1. **ამინების წყალხსნარებს ტუტე რეაქცია აქვს:**

$$R:\ddot{N}:H + H:\ddot{O}:H \rightleftharpoons \left[R:\overset{\displaystyle H}{\underset{\displaystyle H}{\ddot{N}}}:H\right]^{+} + [:\ddot{O}:H]^{-}$$

2. **ისინი რეაგირებენ მჟავებთან მარილების წარმოქმნით:**

$$R{-}NH_2 + HCl \longrightarrow [R{-}NH_3]Cl$$

ალკილამონიუმის ქლორიდი

$$\begin{matrix} R \\ R \end{matrix}\!\!>\!NH + H_2SO_4 \longrightarrow \left[\begin{matrix} R \\ R \end{matrix}\!\!>\!NH_2\right] HSO_4$$

დიალკილამონიუმის
ჰიდროსულფატი

მიღებული მარილები, ამონიუმის მარილების მსგავსად, წყალში ხსნადი კრისტალური ნივთიერებებია. წყალხსნარში ისინი დისოცირდებიან იონებად, ხოლო ტუტეებთან ურთიერთქმედებისას წარმოქმნიან საწყის ამინებს:

$$[R\text{-}NH_3]Cl \rightleftharpoons [R\text{-}NH_3]^+ + Cl^-$$

$$[R\text{-}NH_3]Cl + NaOH \longrightarrow R\text{-}NH_2 + NaCl + H_2O$$

3. ამიაკისაგან განსხვავებით, ამინები ჰაერზე იწვის:

$$4C_2H_5NH_2 + 15O_2 \longrightarrow 8CO_2 + 2N_2 + 14H_2O$$

გამოყენება. დაბალმოლეკულური ნაჯერი ალიფატური ამინები გამოიყენება სამკურნალო პრეპარატების, პესტიციდებისა და პლასტმასების წარმოებაში.

§17.1.2. არომატული ამინები

არომატული ამინების უმარტივესი წარმომადგენელია ფენილამინი ანუ ანილინი – $C_6H_5NH_2$. ის შეიძლება წარმოვიდგინოთ როგორც ბენზოლის ნაწარმი, რომელშიც წყალბადის ერთი ატომი ჩანაცვლებულია ამინოჯგუფით, ან როგორც ამიაკის ნაწარმი, რომელშიც წყალბადატომი ფენილის რადიკალითაა ჩანაცვლებული.

მიღება. ანილინი მიიღება ნიტრობენზოლის აღდგენით. აღდგენას აწარმოებენ ლითონებით, მაგალითად, რკინის ბურბუშელათი, მჟავა არეში. რკინა მჟავადან გამოაძევებს წყალბადს, რომელიც გამოყოფის მომენტში ატომურია, ძლიერ აქტიური და აღადგენს ნიტრობენზოლს ანილინამდე:

$$C_6H_5NO_2 + 6\,[H] \longrightarrow C_6H_5NH_2 + 2H_2O$$

ნიტრობენზოლის აღდგენით ანილინი პირველად მიიღო რუსმა ქიმიკოსმა ნ. ზინინმა და ეს რეაქცია მის სახელს ატარებს. აღდგენისათვის მან ამონიუმის სულფიდი გამოიყენა:

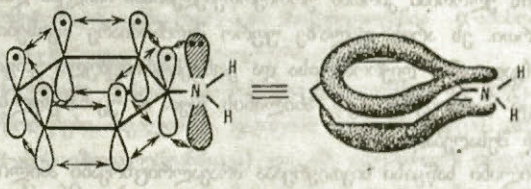
$$C_6H_5NO_2 + 3(NH_4)_2S \longrightarrow C_6H_5NH_2 + 3S + 6NH_3 + 2H_2O$$

უკანასკნელ წლებში ანილინს აღადგენენ მოლეკულური წყალბადით კატალიზატორის თანაობისას. ამ მიზნით ნიტრობენზოლის ორთქლსა და წყალბადს ატარებენ ნიკელის კატალიზატორზე 300°C ტემპერატურის პირობებში:

$$C_6H_5NO_2 + 3H_2 \longrightarrow C_6H_5NH_2 + 2H_2O$$

ფიზიკური თვისებები. ანილინი უფერო, ზეთისებრი, დამახასიათებელი სუნის მქონე, წყალში მცირედ ხსნადი, მოშუშამლავი სითხეა. კარგად იხსნება სპირტში, ეთერსა და ბენზოლში.

ქიმიური თვისებები. ანილინი უფრო სუსტი ფუძეა, ვიდრე ნაკლერი ალიფატური ამინები და ამიაკი. ფუძე ბუნების შესუსტება აიხსნება ამინოჯგუფის აზოტის თავისუფალი ელექტრონული წყვილის ურთიერთქმედებით არომატული ბირთვის π ელექტრონულ სისტემასთან – მათი შეუღლებით (სურათი 17.1). ასეთი შეუღლება ასუსტებს თავისუფალი წყვილის მიერ პროტონის მიერთების უნარს და იწვევს ფუძე ბუნების შესუსტებას.



სურათი 17.1. ანილინის მოლეკულის აღნაგობა

ანილინი იმდენად სუსტი ფუძე ბუნებისაა, რომ ის წყალთან არ ურთიერთქმედებს, რის გამოც წყალში მცირედ იხსნება და მიღებული წყალხსნარი ლაკმუსს ფერს არ უცვლის. ფუძე ბუნებას ანილინი მხოლოდ ძლიერ მჟავებთან ურთიერთქმედებისას ავლენს. ამ რეაქციის შედეგად ის, ალიფატური ამინების მსგავსად, მარილებს წარმოქმნის:

$$C_6H_5NH_2 + HCl \longrightarrow [C_6H_5NH_3]Cl \quad \text{ან} \quad C_6H_5NH_2 \cdot HCl$$

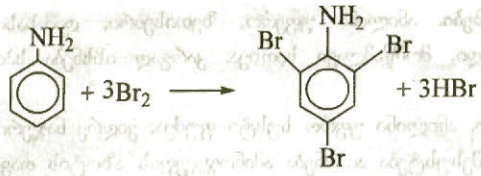
ფენილამონიუმის ქლორიდი — მარილმჟავა ანილინი

მარილმჟავა ანილინი ორგანულ გამხსნელებში – ცუდად, ხოლო წყალში კარგად იხსნება. თუ ამ მარილის წყალხსნარს ტუტის ხსნარს დავუმატებთ, ანილინი თავისუფალი სახით გამოიყოფა:

$$C_6H_5NH_2 \cdot HCl + NaOH \longrightarrow C_6H_5NH_2 + NaCl + H_2O$$

მაშასადამე, ფენილის რადიკალის გავლენით ამინოჯგუფის აზოტის ატომის ფუძე თვისებები სუსტდება. თავის მხრივ, ამინოჯგუფიც ახდენს გავლენას ბენზოლის ბირთვზე. იგი ელექტრონდონორული თვისებების (+M – ეფექტი) გამო ზრდის ელექტრონულ სიმკვრივეს არომატულ ბირთვში, შედეგად ელექტროფილური ჩანაცვლების რეაქციები ანილინში გაცილებით უფრო ადვილად წარიმართება, ვიდრე ბენზოლში. ამასთან, როგორც I რიგის ორიენტანტი (იხ. § 15.4), ის ახდენს ახალი ჩამნაცვლებლის ორიენტირებას ორთო- და პარამდგომარეობაში.

ანილინი ჩვეულებრივ პირობებში გაცხელებისა და კატალიზატორის გარეშე ადვილად ურთიერთქმედებს ბრომიან წყალთან და წარმოქმნის 2,4,6-ტრიბრომანილინის თეთრი ფერის ნალექს:



ანილინის უშუალო ნიტრირება კონცენტრირებული აზოტმჟავათი არ ხერხდება, რადგან რეაქცია ძალიან ენერგიულად მიმდინარეობს და აფეთქებით მთავრდება. ანილინი ჰაერზე ადვილად იჟანგება და თანდათანობით მუქ ფერს ღებულობს. ის ადვილად რეაგირებს, აგრეთვე, სხვა მჟანგავებთანაც და წარმოქმნის სხვადასხვა შეფერილობის ნაერთებს. მაგალითად, ანილინის წყალხსნარის ქლორიან კირთან ურთიერთქმედებისას მიიღება დამახასიათებელი იისფერი შეფერილობის ნაერთი. ეს არის ყველაზე უფრო მგრძნობიარე თვისებითი რეაქცია ანილინზე. ქრომის ნარევთან (კალიუმის დიქრომატისა და კონცენტრირებული გოგირდმჟავას ნარევი) ურთიერთქმედებისას კი წარმოიქმნება ე.წ. ანილინის შავი. ამ უკანასკნელს იყენებენ ქსოვილებისა და ქარქების შავად შესაღებად.

გამოყენება. ანილინი საწყისი ნივთიერებაა მრავალრიცხოვანი ანილინიანი საღებრების წარმოებისათვის. ის გამოიყენება, აგრეთვე, სამკურნალო პრეპარატების (მაგალითად, სტრეპტოციდი), ფეთქებადი ნივთიერებების, მაღალმოლეკულური ნაერთების მისაღებად.

§17.2. ამინომჟავები

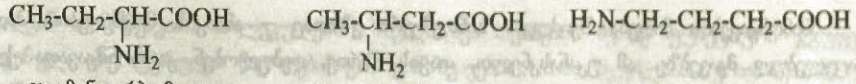
ამინომჟავები ორგანული ბიფუნქციური ნაერთებია, რომელთა მოლეკულები ერთდროულად შეიცავს ამინო- და კარბოქსილის ჯგუფს. ისინი შეიძლება განვიხილოთ როგორც კარბონმჟავების ნაწარმები, რომლებიც მიიღება ნახშირწყალბადის რადიკალში ერთი ან რამდენიმე წყალბადის ატომის ამინოჯგუფებით ჩანაცვლებისას (იხ. ცხრილი 17.1).

ცხრილი 17.1.

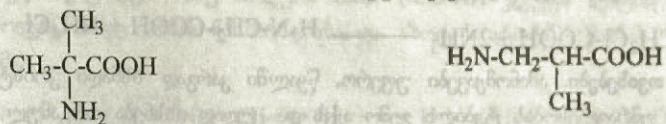
ამინომჟავების ზოგიერთი წარმომადგენელი

მჟავების დასახელება	ფორმულა
ამინომარმჟავა	H_2N-CH_2-COOH
ამინოპროპიონმჟავა	$H_2N-CH_2-CH_2-COOH$
ამინოერბომჟავა	$H_2N-CH_2-CH_2-CH_2-COOH$
ამინოკაპრონმჟავა	$H_2N-(CH_2)_5-COOH$
ამინოენანტმჟავა	$H_2N-(CH_2)_6-COOH$

იზომერია და ნომენკლატურა. ამინომჟავებში გვხვდება ნახშირბადატომთა ჯაჭვის იზომერია და ფუნქციური ჯგუფების ურთიერთმდებარეობის იზომერია. ტრივიალური სახელწოდებების გამოყენებისას ამინოჯგუფის მდებარეობას კარბოქსილის მიმართ გამოსახავენ ბერძნული ანბანის ასოებით (α, β, γ, δ და ა.შ.). საერთაშორისო ნომენკლატურით კი ამინომჟავას სახელწოდება წარმოსდგება შესაბამისი კარბონმჟავების სახელწოდებისაგან პრეფიქს „ამინო“-ს დამატებით. ამასთან, ამინოჯგუფის მდებარეობის მითითება ხდება შესაბამისი ლოკანტით:



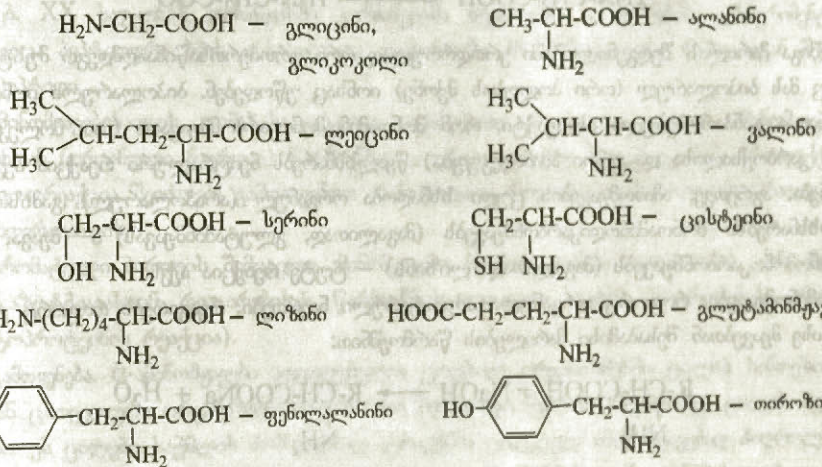
α–ამინოერბომჟავა (2-ამინობუტანმჟავა) | β–ამინოერბომჟავა (3-ამინობუტანმჟავა) | γ–ამინოერბომჟავა (4-ამინობუტანმჟავა)



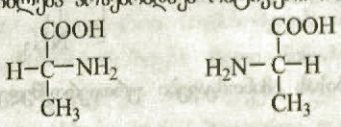
α–ამინოიზოერბომჟავა (2-ამინო-2-მეთილპროპანმჟავა) | β–ამინოიზოერბომჟავა (3-ამინო-2-მეთილპროპანმჟავა)

ამინომჟავების იზომერებიდან განსაკუთრებით მნიშვნელოვანია α-ამინომჟავები, რომლებისგანაც აგებულია ყველა მცენარეული და ცხოველური ცილა.

ცილების შემადგენლობაში შემავალ α-ამინომჟავებს გააჩნია, ავრეთვე, ისტორიულად ჩამოყალიბებული სახელწოდებები. მაგალითად, გლიცინი (ამინომჟარმჟავა), ალანინი (α-ამინოპროპიონმჟავა), ვალინი (α-ამინოიზოვალერიანმჟავა) და ა.შ. დღეისათვის დადგენილია, რომ ცილების აგებაში მონაწილეობს 20 ძირითადი α-ამინომჟავა. ზოგიერთი მათგანის აღნაგობა და სახელწოდება მოყვანილია ქვემოთ:



ყველა ცილოვანი ამინომჟავა, გლიცინის გარდა, შეიცავს ქირალურ ნახშირბადატომს და, აქედან გამომდინარე, ისინი შეიძლება არსებობდნენ ოპტიკური იზომერების სახით. მაგალითად:



D-ალანინი | L-ალანინი

უნდა აღინიშნოს, რომ ცხოველური ორგანიზმების შემადგენლობაში გვხვდება მხოლოდ L-ამინომჟავები.

მიღება. α-ამინომჟავებს ღებულობენ **ცილის სრული ჰიდროლიზით.** წარმოქმნილ ამინომჟავათა ნარევს ყოფენ ფიზიკურ-ქიმიური მეთოდებით.

ამინომჟავების მიღება შეიძლება **სინთეზური გზითაც** – ამიაკის მოქმედებით ჰალოგენჩანაცვლებულ მჟავებზე. ამ უკანასკნელთ, თავის მხრივ, ღებულობენ კარბონმჟავათა ქლორირებით:

$$Cl_2 + CH_3\text{-}COOH \longrightarrow CH_2Cl\text{-}COOH + HCl$$

$$CH_2Cl\text{-}COOH + 2NH_3 \longrightarrow H_2N\text{-}CH_2\text{-}COOH + NH_4Cl$$

ფიზიკური თვისებები. ამინომჟავები უფერო, წყალში კარგად ხსნადი კრისტალური ნივთიერებებია. მათ უმრავლესობას ტკბილი გემო აქვს და ცუდად იხსნება ორგანულ გამხსნელებში.

ქიმიური თვისებები. ამინომჟავების შედგენილობაში შედის მჟავა ბუნების მქონე კარბოქსილის ჯგუფი და ფუძე ბუნების ამინოჯგუფი. ამიტომ ისინი ორგანულ ამფოტერულ ნივთიერებებს წარმოადგენენ.

ამინომჟავების მოლეკულაში კარბოქსილის ჯგუფის დისოციაციის შედეგად წარმოქმნილი პროტონი უერთდება ამინოჯგუფის აზოტის ატომს ამ უკანასკნელის თავისუფალი ელექტრონული წყვილის ხარჯზე და წარმოიქმნება ე.წ. შიგა მარილი:

$$H_2N\text{-}CH_2\text{-}COOH \rightleftharpoons H_3\overset{+}{N}\text{-}CH_2\text{-}COO^{-}$$

შიგა მარილის შედგენილობაში ერთდროულად ორი ურთიერთსაწინააღმდეგო მუხტია, რის გამოც მას ბიპოლარულ (ორი პოლუსის მქონე) იონსაც უწოდებენ. ბიპოლარული იონის წარმოქმნითაა განპირობებული ის ფაქტი, რომ მონოამინომონოკარბონმჟავათა (მათ მოლეკულებში ერთი კარბოქსილისა და ერთი ამინოჯგუფია) წყალხსნარებს ნეიტრალური რეაქცია აქვს. ამით აიხსნება, აგრეთვე, ამინომჟავების ცუდი ხსნადობა ორგანულ (არაპოლარულ) გამხსნელებში. წყალხსნარებში მონოამინოდიკარბონმჟავებს (მაგალითად, გლუტამინმჟავას) – მჟავა, ხოლო დიამინომონოკარბონმჟავებს (მაგალითად, ლიზინს) – ტუტე რეაქცია აქვს.

ამინომჟავები, როგორც ორგანული ამფოტერული ნაერთები, რეაგირებს როგორც ტუტეებთან, ისე მჟავებთან შესაბამისი მარილების წარმოქმნით:

$$R\text{-}\underset{\displaystyle NH_2}{\underset{|}{CH}}\text{-}COOH + NaOH \longrightarrow R\text{-}\underset{\displaystyle NH_2}{\underset{|}{CH}}\text{-}COONa + H_2O$$

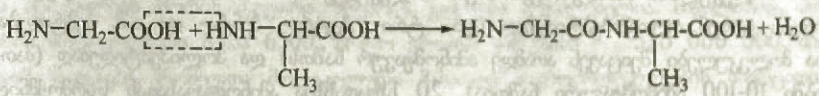
$$R\text{-}\underset{\displaystyle NH_2}{\underset{|}{CH}}\text{-}COOH + HCl \longrightarrow \left[R\text{-}\underset{\displaystyle \overset{+}{N}H_3}{\underset{|}{CH}}\text{-}COOH\right]Cl^{-}$$

ქლორწყალბადის თანაობისას ამინომჟავები ურთიერთქმედებს სპირტებთან და წარმოქმნის რთული ეთერების მარილებს:

$$R\text{-}\underset{\displaystyle NH_2}{\underset{|}{CH}}\text{-}COOH + R'OH + HCl \rightleftharpoons \left[R\text{-}\underset{\displaystyle \overset{+}{N}H_3}{\underset{|}{CH}}\text{-}COOR'\right]Cl^{-} + H_2O$$

აღნიშნული მარილებიდან თავისუფალი ეთერების მიღება შესაძლებელია ამიაკის მოქმედებით.

რადგან ამინომჟავათა მოლეკულებში სხვადასხვა თვისების მქონე ფუნქციური ჯგუფებია, არაორგანულ ამფოტერული ნაერთებისაგან განსხვავებით, მათ შეუძლიათ ერთმანეთთან ურთიერთქმედება. ამ დროს ხდება წყლის გამოყოფა და ამინომჟავათა ნაშთების ერთმანეთთან დაკავშირება ე.წ. პეპტიდური ანუ ამიდური ბმით (-CO-NH- ჯგუფს პეპტიდური ანუ ამიდური ჯგუფი ეწოდება, ხოლო ბმას ნახშირბადისა და აზოტის ატომებს შორის – პეპტიდური ანუ ამიდური ბმა):



გლიცინი ალანინი გლიცილალანინი

მიღებულ ნაერთს დიპეპტიდს უწოდებენ. მის მოლეკულაში კვლავ რჩება ორივე ფუნქციური ჯგუფი, რის გამოც დიპეპტიდი ისევ შედის კონდენსაციის რეაქციაში ამინომჟავასთან და წარმოქმნის ტრიპეპტიდს. ეს უკანასკნელი შემდეგ გარდაიქმნება ტეტრაპეპტიდად, პენტაპეპტიდად და ა.შ. პოლიკონდენსაციის რეაქციის საბოლოო პროდუქტი პოლიპეპტიდია.

რუსმა ბიოქიმიკოსმა ა. დანილევსკიმ გასული საუკუნის ბოლოს პირველმა გამოთქვა მოსაზრება ცილის მოლეკულაში ამინომჟავათა ნაშთებს შორის პეპტიდური ბმების არსებობის შესახებ. XX საუკუნის დასაწყისში გერმანელმა მეცნიერმა ე. ფიშერმა ექსპერიმენტულად დაამტკიცა პეპტიდური ბმის არსებობა და დაასინთეზა 18 ამინომჟავური ნაშთისაგან შემდგარი პოლიპეპტიდი.

ამინომჟავებისათვის დამახასიათებელია თვისებითი რეაქციები. ყველა ამინომჟავა ნინჰიდრინთან (ორგანული ნაერთია) წარმოქმნის ლურჯი-იისფერი შეფერილობის პროდუქტს. აღნიშნული რეაქცია შეიძლება გამოვიყენოთ ამინომჟავათა როგორც თვისებითი, ისე რაოდენობითი განსაზღვრისათვის.

არომატული ბირთვის შემცველი ამინომჟავები (ფენილალანინი, თიროზინი) კონცენტრირებულ აზოტმჟავასთან რეაგირებისას წარმოქმნის ყვითელი ფერის ნიტრირების პროდუქტს (ქსანტოპროტეინის რეაქცია).

გამოყენება. α-ამინომჟავები აუცილებელია ცოცხალ ორგანიზმებში ცილის სინთეზისათვის. ამასთან ცხოველური ორგანიზმებისათვის მათი ძირითადი წყაროა სხვადასხვა ცილის შემცველი საკვები. ეს ცილები საჭმლის მომნელებელ ტრაქტში ცალკეულ ამინომჟავებად ჰიდროლიზდება, ხოლო შემდგომ ამ უკანასკნელთაგან მოცემული ორგანიზმისათვის დამახასიათებელი ცილა სინთეზირდება. სპეციფიკური ცილების სინთეზისათვის საჭირო მრავალი ამინომჟავა თვით ამ ორგანიზმში წარმოიქმნება, მაგრამ ზოგიერთი α-ამინომჟავას შეტანა აუცილებელია გარედან, რადგან მათი ბიოსინთეზი ორგანიზმში არ ხდება. ასეთი ამინომჟავები შეუცვლელი ამინომჟავების სახელწოდებითაა ცნობილი. შეუცვლელ ამინომჟავებს რვა ამინომჟავას მიაკუთვნებენ (ვალინი, ლიზინი, ფენილალანინი და სხვ.), მაგრამ ზოგიერთი თანდაყოლილი დაავადების დროს მათი რიცხვი კიდევ უფრო იზრდება.

ამინომჟავებს იყენებენ, აგრეთვე, სამკურნალო საშუალებად ზოგიერთი დაავადების დროს. მაგალითად, გლუტამინმჟავას – ნერვული დაავადების დროს.

არაგანშტოებული ალნაგობის ამინომჟავები, რომელთა ფუნქციური ჯგუფები მოლეკულის თავში და ბოლოშია განლაგებული, მაგალითად, ε-ამინოკაპრონმჟავა და ω-ამინოენანტმჟავა, გამოყენებულია სინთეზური პოლიამიდური ბოჭკოს – კაპრონისა და ენანტის მისაღებად (იხ. §14.4)

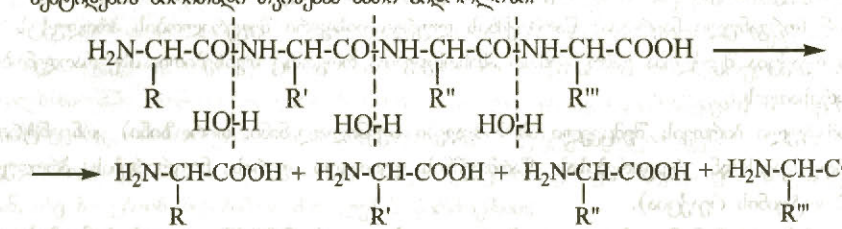
§17.3. პეპტიდები და ცილები

§17.3.1. პეპტიდები

პეპტიდი ორი ან მეტი ამინომჟავას კონდენსაციის პროდუქტია. პირობითად მიღებულია, რომ მის მოლეკულაში ასამდე (შეესაბამება მოლეკულურ მასას ~10000) ამინომჟავური ნაშთია. პეპტიდებს ყოფენ ოლიგოპეპტიდებად (დი-, ტრი-, ტეტრა-, პენტა- და ა.შ. პეპტიდებად, რომელთა მოლეკულები შეიცავენ ათამდე ამინომჟავურ ნაშთს) და პოლიპეპტიდებად (მათ მოლეკულებში 10-100 ამინომჟავური ნაშთია). 20 სხვადასხვა ამინომჟავასაგან წარმოქმნილი პეპტიდების რაოდენობა ძალიან დიდია და თეორიულად შესაძლებელია 20^n პეპტიდის მიღება, სადაც n ამინომჟავათა ნაშთების რიცხვია. როგორც წესი, პეპტიდების ჩაწერისას თავისუფალი ამინოჯგუფი იმყოფება ჯაჭვის მარცხენა ბოლოში, ხოლო თავისუფალი კარბოქსილის ჯგუფი – ჯაჭვის მარჯვენა ბოლოში. ამასთან, პოლიპეპტიდის სტრუქტურას, ჩვეულებრივ, შემოკლებულად გამოსახავენ, იყენებენ რა ამისათვის ამინომჟავათა შემოკლებულ სამასოიან აღნიშვნებს (მაგალითად, ალანინისათვის – Ala, სერინისათვის – Ser, ვალინისათვის – Val და ა.შ.).

პეპტიდების სახელწოდება შედგება მასში შემავალი ამინომჟავების სახელწოდებებისაგან. ამინომჟავების დასახელება ხდება თანმიმდევრობით, მარცხნიდან მარჯვნივ. ამასთანავე, პეპტიდური ჯაჭვის ბოლო ამინომჟავას სახელწოდება უცვლელია, ხოლო ყველა დანარჩენი ამინომჟავას სახელწოდებაში დაბოლოება "ინი" იცვლება "ილ"-ით (მაგალითად, ალანილ-სერილლიზინი).

პეპტიდების ძირითადი თვისებაა მათი ჰიდროლიზი.



პეპტიდების როგორც არასრული (შედარებით მოკლე პეპტიდების წარმოქმნით), ისე სრული (ამინომჟავების წარმოქმნით) ჰიდროლიზი შეიძლება ჩატარდეს მჟავა ან ტუტე არეში. ჩვეულებრივ, ჰიდროლიზი ტარდება მჟავა არეში (კონცენტრირებული მარილმჟავას გამოყენებით), რადგან ტუტე არეში მრავალი ამინომჟავა არამდგრადია.

ხშირად პეპტიდების ჰიდროლიზს ატარებენ ფერმენტების მეშვეობით. ფერმენტული ჰიდროლიზი სელექციურად მიმდინარეობს. ცალკეული ფერმენტი წყვეტს პეპტიდურ ბმებს მხოლოდ მკაცრად განსაზღვრულ ამინომჟავურ ნაშთებს შორის.

გარდა იმისა, რომ პეპტიდები შედის ცილების შემადგენლობაში, მრავალი დაბალმოლეკულური პეპტიდი ფიზიოლოგიურად აქტიურია და მნიშვნელოვან როლს ასრულებს ნივთიერებათა ცვლის პროცესში. აღმოჩნდა, რომ ზოგიერთი პენტაპეპტიდი ორგანიზმში ნეირომედიატორის (ნერვული იმპულსების გადამცემი) როლს ასრულებს, ზოგი ნონაპეპტიდი კი – ჰორმონალური აქტიურობით გამოირჩევა (ვაზოპრესინი ზრდის წნევას, ხოლო ოქსიტოცინი ასტიმულირებს სარძევე ჯირკვლების მიერ რძის გამოყოფას). ასევე დადგინდა, რომ ძლიერი ტოქსინები – ბოტულინური, დიფტერიული, ქოლერული და ა.შ. პეპტიდური ბუნებისაა, მრავალი ანტიბიოტიკი ან მთლიანად პეპტიდური ბუნებისაა, ან თავის სტრუქტურაში შეიცავს პეპტიდურ ფრაგმენტს.

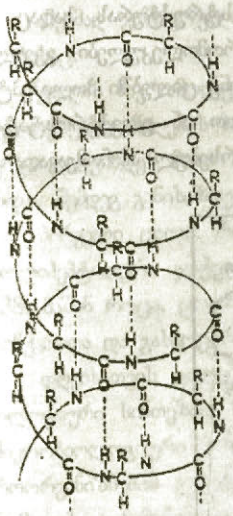
§17.3.2. ცილები

ცილა ბუნებრივი მაღალმოლეკულური ნაერთი ანუ ბიოპოლიმერია, რომლის სტრუქტურულ საფუძველს პოლიპეპტიდური ჯაჭვები წარმოადგენს. პირობითად, ცილებს მიეკუთვნება ნაერთები, რომელთა მოლეკულებში ასზე მეტი ამინომჟავური ნაშთია, ხოლო მოლეკულური მასა ათი ათასიდან რამდენიმე ასეულ მილიონამდე იცვლება. მიუხედავად ამისა, პოლიპეპტიდებსა და ცილებს შორის მკვეთრი ზღვარის გავლება შეუძლებელია. მაგალითად, ჰორმონ ინსულინის მოლეკულური მასაა 6500, ხოლო გრიპის ვირუსისა – 320 000 000. მიღებულია, რომ ნაერთები, რომელთა მოლეკულური მასა და მაკრომოლეკულების სივრცითი ორგანიზაცია შედარებით დაბალია, პოლიპეპტიდებია.

აღნაგობა. ცილის მოლეკულაში რომ შედიოდეს 20 ცნობილი ცილოვანი ამინომჟავას თითო მოლეკულის ნაშთიც კი, თეორიულად შესაძლებელია $2{,}4 \cdot 10^{18}$ სხვადასხვა კომბინაციის არსებობა. ამიტომ ცილის აღნაგობა ძალიან მრავალფეროვანი და რთულია.

მაკრომოლეკულის ფორმის მიხედვით ცილები შეიძლება დავყოთ ორ ჯგუფად: გლობულურ (სფერულ, უფრო ხშირად კი ელიფსოიდურ ან თითისტარის ფორმის) და ფიბრილურ (ძაფისებურ) ცილებად. გლობულურ ცილებს მიეკუთვნება წყალში და მარილთა განზავებულ ხსნარებში ხსნადი ცილები (სისხლის შრატის ალბუმინი, რძისა და კვერცხის ცილის ალბუმინი, ჰემოგლობინი და ა.შ.), ფიბრილური ცილები კი წყალში უხსნადია (კუნთის ცილა მიოზინი, თმის ცილა კერატინი, შემაერთებელი ქსოვილის ცილა კოლაგენი და ა.შ.).

ქიმიური შედგენილობის მიხედვით ცილებს ყოფენ ორ ძირითად ჯგუფად: მარტივ ცილებად ანუ პროტეინებად და რთულ ცილებად ანუ პროტეიდებად. პროტეინების ჰიდროლიზის შედეგად წარმოიქმნება მხოლოდ ამინომჟავათა ნარევი, ხოლო პროტეიდების ჰიდროლიზის დროს მათთან ერთად მიიღება სხვა ორგანული და არაორგანული ნაერთები. ამ არაცილოვან ნაწილს პროსთეტულ ჯგუფს უწოდებენ.



სურათი 17.2. α-სპირალი

ცილის ბიოლოგიური ფუნქციის, კერძოდ მისი ფიზიოლოგიური ზემოქმედების მოლეკულური მექანიზმის, გაგება შეუძლებელია მისი აღნაგობის დეტალური ცოდნის გარეშე. ცილებში გვხვდება ოთხი სტრუქტურული დონე, რომლებსაც პირველად, მეორეულ, მესამეულ და მეოთხეულ სტრუქტურებს უწოდებენ.

ცილის პირველადი სტრუქტურა გვიჩვენებს ამინომჟავათა ნაშთების თანმიმდევრობას მოცემული ცილის პოლიპეპტიდურ ჯაჭვში.

შედარებით მცირე რაოდენობის ცილებს აქვს გაჭიმული პოლიპეპტიდური ჯაჭვი. ცილების უმრავლესობაში ეს ჯაჭვი გარკვეული სახით დახვეულია სივრცეში. მეორეული სტრუქტურა გვიჩვენებს პოლიპეპტიდური ჯაჭვის კონფორმაციას, ანუ –NH– და –CO– ჯგუფებს შორის დამყარებული წყალბადური ბმების ხარჯზე პოლიპეპტიდური ჯაჭვის დახვევის ხერხს სივრცეში. კვლევის თანამედროვე ფიზიკური მეთოდების მეშვეობით დადგინდა, რომ პოლიპეპტიდურ ჯაჭვში გვხვდება ორი სახის კონფორმაცია - α-სპირალი და β-სტრუქტურა (სურათი 17.2 და 17.3). α–სპირალის თითოეულ ხვიაზე ოთხი ამინომჟავას ნაშთი თავსდება. ამინომჟავათა ყველა რადი-

კალი სპირალის გარეთაა მოთავსებული, მეზობელ ხვიებზე განლაგებულ –NH– და –CO– ჯგუფებს შორის კი მყარდება წყალბადური ბმები, რომლებიც განაპირობებენ α-სპირალის სტაბილურობას.

პოლიპეპტიდური ჯაჭვის მეორე სახის კონფორმაციაა β-სტრუქტურა ანუ β-დაკეცილფურცლოვანი სტრუქტურა. ამ სტრუქტურაში პოლიპეპტიდური ჯაჭვი გაშლილ მდგომარეობაშია და ზიგზაგისებური ფორმა აქვს. ორი პოლიპეპტიდური ჯაჭვის ცალკეული უბნები ერთმანეთის პარალელურად თავსდება და ერთმანეთს წყალბადური ბმებით უკავშირდება. α-სპირალისაგან განსხვავებით, β-სტრუქტურაში ზიგზაგისებური პოლიპეპტიდური ჯაჭვის შიგნით წყალბადური ბმები არ მყარდება. მრავალ ცილაში ერთდროულად გვხვდება როგორც α-სპირალი, ისე β-სტრუქტურა.

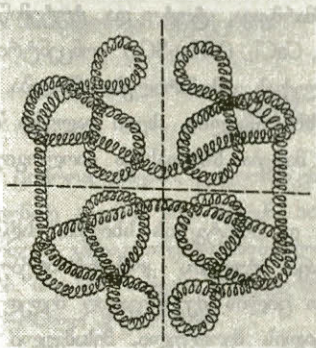
ერთი ან ერთმანეთთან დაკავშირებულ რამდენიმე პოლიპეპტიდური ჯაჭვის გარკვეული სივრცითი ორიენტაციის შედეგად წარმოქმნილ სტრუქტურას ცილის მესამეული სტრუქტურა ეწოდება. ამ სტრუქტურის ხარჯზე ცილის გრძელი პოლიპეპტიდური ჯაჭვი სივრცეში კომპაქტურ ალნაგობას ღებულობს. მესამეული სტრუქტურის სტაბილიზაციას ხელს უწყობს პოლიპეპტიდურ ჯაჭვში არსებულ სხვადასხვა ფუნქციურ ჯგუფებს შორის ურთიერთქმედება. მაგალითად, ცისტეინის ნაშთებს შორის წარმოიქმნება დისულფიდური ხიდაკი (-S-S-), კარბოქსილისა და ჰიდროქსილის ჯგუფებს შორის – რთულეთერული ხიდაკი, ხოლო კარბოქსილის ჯგუფებსა და ამინოჯგუფებს შორის – მარილის ხიდაკი. ამასთანავე, რადიკალთა ფუნქციურ ჯგუფებს შორის შეიძლება დამყარდეს, აგრეთვე, წყალბადური ბმები, ხოლო ამინომჟავათა ნაშთების არაპოლარულ რადიკალებს შორის მოქმედებს მოლეკულათშორისი მიზიდვის ძალები.

მესამეული სტრუქტურა ცილის სივრცითი ორგანიზაციის უმაღლესი ფორმაა, მაგრამ რიგ მაკრომოლეკულებს აქვს ერთმანეთთან შეერთებისა და შედარებით მსხვილი აგრეგატების წარმოქმნის უნარი. ასეთი ოლიგომერული წარმონაქმნის სივრცით სტრუქტურას, სადაც მონომერებად მესამეული სტრუქტურის მქონე პოლიპეპტიდის მაკრომოლეკულები გვევლინება, მეოთხეული სტრუქტურა ეწოდება. მეოთხეული სტრუქტურის მქონე ცილებში პოლიპეპტიდურ ჯაჭვებს ერთმანეთთან დაკავშირება შეუძლია წყალბადური ბმებით ან ელექტროსტატიკური მიზიდულობის ძალებით, რომლებიც წარმოიქმნება ამ ჯაჭვებში არსებულ ამინომჟავათა რადიკალებს შორის.



სურათი 17.3. ორ პოლიპეპტიდურ ჯაჭვს შორის
β-დაკეცილფურცლოვანი სტრუქტურა

მრავალი ცილა შეიცავს ორ ან ოთხ პოლიპეპტიდურ ჯაჭვს. ზოგჯერ მათი რიცხვი (უფრო ხშირად – ლუწი) კიდევ უფრო მეტია. ამასთან, თითოეულ მათგანს, რომელმაც სუბერთეულის სახელწოდება მიიღო, არ გააჩნია ბიოლოგიური აქტივობა. ცილა აქტივობით გამოირჩევა მხოლოდ სუბერთეულების გაერთიანებისა და გარკვეული სივრცითი ორიენტაციის შემდეგ. მეოთხეული სტრუქტურა აქვს მრავალ ცილას (სურ. 17.4), მათ შორის აღსანიშნავია ჰემოგლობინი. იგი 4 სუბერთეულისაგან შედგება და მხოლოდ ასეთ, ფუნქციური და სტრუქტურული თვალსაზრისით ერთიან, მაკრომოლეკულურ წარმონაქმნს გააჩნია ორგანიზმში ჟანგბადის მიერთებისა და ტრანსპორტის უნარი.



სურათი 17.4. ცილის მეოთხეული სტრუქტურის წარმოქმნა ცალკეული სუბერთეულებისაგან

ცილის სტრუქტურის დადგენისათვის მნიშვნელოვანი ეტაპია ამინომჟავათა თანმიმდევრობის დადგენა პოლიპეპტიდურ ჯაჭვში. ამისათვის საჭიროა ამინომჟავათა მიმდევრული მოხლეჩა პოლიპეპტიდური ჯაჭვიდან და მათი იდენტიფიკაცია. ეს პროცესი ძალიან შრომატევადია. პირველი ცილა, რომლის პირველადი სტრუქტურა დადგინა 1959 წელს ინგლისელმა ბიოქიმიკოსმა ფ. სენგერმა, იყო ინსულინი (არეგულირებს შაქრის შემცველობას სისხლში). ამ ექსპერიმენტს 10 წელი დასჭირდა. დადგინდა, რომ ინსულინი შედგება ორი (A და B) პოლიპეპტიდური ჯაჭვისაგან. A ჯაჭვი შეიცავს 21, ხოლო B ჯაჭვი – 30 ამინომჟავურ ნაშთს, ჯაჭვები ერთმანეთთან დაკავშირებულია ორი დისულფიდური ხიდით.

ამჟამად გაშიფრულია მრავალი ცილის სტრუქტურა, მათ შორის რთული აღნაგობის ცილებისაც.

ცილის მაკრომოლეკულათა განსაკუთრებული რთული აღნაგობიდან გამომდინარეობს მათი ხელოვნურად მიღების სირთულეც. ესაა თუ ის ცილა რომ დასინთეზდეს, უპირველეს ყოვლისა, უნდა დადგინდეს მისი პირველადი სტრუქტურა, ე. ი. ამინომჟავების ნაშთების მონაცვლეობის რიგი, შემდეგ განისაზღვროს ცილის სივრცითი კონფიგურაცია.

პირველი ცილა, რომლის ქიმიური სინთეზი განხორციელდა, იყო ინსულინი. მისი ერთი პოლიპეპტიდური ჯაჭვის მიღებას დასჭირდა 89 რეაქციის განხორციელება, მეორისას კი – 138, მაშინ როცა, ცოცხალ ბუნებაში ცილის სინთეზი მიმდინარეობს „რბილ“ პირობებში, დიდი სიჩქარითა და გასაოცარი სიზუსტით (2-3 წმ-ში).

დღეისათვის ცილების ხელოვნური მიღება ხორციელდება არა ქიმიური, არამედ მიკრობიოლოგიური სინთეზით. მიკროორგანიზმების დახმარებით ეს პროცესი ძალიან სწრაფად ხდება. მიკრობიოლოგიური სინთეზით მიღებულ პროდუქტს იყენებენ საკვებად მეცხოველეობაში. მიკროორგანიზმების გამოყენებით ღებულობენ სხვა ნივთიერებებსაც, მაგალითად, სხვადასხვა ამინომჟავას, ვიტამინებს და სხვა.

ფიზიკური თვისებები. ცილების განსხვავებული აღნაგობით აიხსნება მათი საკმაოდ მრავალფეროვანი თვისებები. ზოგიერთი ცილა იხსნება წყალში ან წარმოქმნის კოლოიდურ ხსნარს, ზოგი კი – წყალში უხსნადია. ზოგიერთი ცილა (ქათმის კვერცხის ცილა, ჰემოგლობინი და სხვ.) შეიძლება გამოვყოთ კრისტალური სახითაც.

ქიმიური თვისებები. ცილის მაკრომოლეკულაში ჰიდროფილური ჯგუფების (-OH, $-NH_2$, -COOH, -SH) არსებობის გამო მოლეკულის გარშემო წარმოიქმნება ჰიდრატული გარსი, რომელიც განაპირობებს მის ხსნად მდგომარეობაში ყოფნას. ისევე როგორც ნებისმიერი კოლოიდური სისტემა, ცილის ხსნარიც გამოირჩევა არამდგრადობით. ყველა ის ნივთიერება, რომლებსაც შეუძლია ცილის ნაწილაკიდან ჰიდრატული გარსის ჩამოცილება, იწვევს ცილის დალექვას. ასეთი ნივთიერებებია: სპირტი, აცეტონი, ტრიქლორძმარმჟავა, ტუტე და ტუტემიწათა ლითონებისა და ამონიუმის მარილთა (მაგალითად, Na_2SO_4, $CaCl_2$, $(NH_4)_2SO_4$) კონცენტრირებული ხსნარები. მარილის დამატებით ხსნარიდან ცილის დალექვას გამომარილება ეწოდება. თუ მარილის მოცილების შემდეგ გამოლექილი ცილა კვლავ გაიხსნა წყალში, ასეთი დალექვა შექცევადია. ამ მეთოდით შესაძლებელია ცილის პრეპარატის მიღება სხვადასხვა ბიოლოგიური ობიექტებიდან.

სხვადასხვა ფიზიკური (ულტრაბგერა, ულტრაიისფერი და რენტგენის სხივები, მაღალი ტემპერატურა) და ქიმიური (კონცენტრირებული აზოტმჟავა, ტუტეთა კონცენტრირებული ხსნარები, მძიმე ლითონთა მარილები) აგენტების მოქმედებით ცილის შეუქცევადად შედედებას (დალექვას) დენატურაცია ეწოდება. ამ დროს ირღვევა ცილის მეორეული, მესამეული და მეოთხეული სტრუქტურები, მაგრამ უცვლელი რჩება პირველადი სტრუქტურა. კლინიკურ ლაბორატორიებში კონცენტრირებული აზოტმჟავათი ცილების დენატურაცია ცილის აღმოჩენისა და რაოდენობითი განსაზღვრისათვის გამოიყენება.

თანამედროვე გამოკვლევებმა ცხადყო, რომ, თუ დენატურაციის საწყის ეტაპზე ცილის მოლეკულამ ღრმა სტრუქტურული ცვლილებები არ განიცადა, აღნიშნული პროცესი შეიძლება შექცევადი გახდეს და განხორციელდეს ცილის რენატურაცია. ცილები, პოლიპეპტიდების ანალოგიურად, განიცდის ჰიდროლიზს ფერმენტების მოქმედებით, მჟავების ან ტუტეების ხსნარებთან გაცხელებისას.

ბიოლოგიურ სითხეებში ცილის არსებობის დასამტკიცებლად იყენებენ ე.წ. ფერად რეაქციებს:

1. თუ ცილის ტუტე ხსნარს წვეთწვეთობით დავუმატებთ სპილენძ (II)-ის სულფატის ხსნარს, წარმოიქმნება მოწითალო-იისფერი შეფერვა. ამ რეაქციას **ბიურეტის რეაქცია** ეწოდება. ის დამახასიათებელია არა ცალკეული ამინომჟავასათვის, არამედ პეპტიდური ბმისათვის.

2. ცილებისათვის დამახასიათებელია **ქსანტოპროტეინის რეაქცია** და **რეაქცია ნინჰიდრინთან** (იხ. §17.2).

3. **თუ ცილის ტუტე ხსნარს დავუმატებთ ტყვია (II)-ის აცეტატს და შევათბობთ, გამოიყოფა შავი ნალექი,** რაც მიგვითითებს ცილის მოლეკულაში გოგირდის არსებობაზე. ამ დროს ხდება ტუტით ჰიდროლიზი და წარმოიქმნება სულფიდ-იონები, რომლებიც ტყვიის იონებთან შავი ფერის ნალექს იძლევა.

გამოყენება. მიუხედავად იმისა, რომ ადამიანის ორგანიზმის არსებობისათვის ცილების გარდა სხვა ნივთიერებებიც (ნახშირწყლები, ცხიმები, ნუკლეინმჟავები და ა.შ.) არის საჭირო, გადამწყვეტი როლი მაინც ცილებს ენიჭება, რადგან სწორედ ცილოვან ნივთიერებებთან არის დაკავშირებული სიცოცხლის გამოვლინებანი: გაღიზიანება, შეკუმშვა, ზრდა და გამრავლება, მოძრაობა და სხვ. ცილების როლი ცოცხალ ორგანიზმებში მეტად მრავალფეროვანია. ისინი ასრულებენ კატალიზურ (ორგანიზმში ბიოქიმიური რეაქციები ხორციელდება ცილოვანი ბუნების ბიოლოგიური კატალიზატორების – ფერმენტების მეშვეობით), სტრუქტურულ (ცილა ბი-

ოლოგიური მემბრანის ძირითადი სტრუქტურული კომპონენტია), სატრანსპორტო (ფილტვებიდან ქსოვილში ჟანგბადის ტრანსპორტირება ხორციელდება ჰემოგლობინის მეშვეობით), დაცვით (ანტისხეულები, რომლებსაც იმუნური სისტემა ორგანიზმში ბაქტერიების მოხვედრისას გამოიმუშავებს, ცილოვანი ბუნებისაა), რეგულაციურ (ნივთიერებათა ცვლის რეგულაციაში მონაწილე ზოგიერთი ჰორმონი ქიმიური ბუნებით ცილას ან პოლიპეპტიდს წარმოადგენს) და სხვა მნიშვნელოვან ფუნქციებს.

§17.4. ჰეტეროციკლური ნაერთები

ციკლოალკანებში, ციკლოალკენებში, ციკლოალკადიენებში ან არენებში ნახშირბადის ერთი ან რამდენიმე ატომის სხვა (ბერძნ. heteros) ატომით ჩანაცვლებისას წარმოიქმნება ჰეტეროციკლური ნაერთები. განსაკუთრებით მნიშვნელოვანია აზოტის შემცველი ხუთ- და ექვსწევრიანი ჰეტეროციკლები. მრავალი მათგანი საფუძვლად უდევს ბუნებრივ ფიზიოლოგიურად აქტიურ ნივთიერებებსა და სამკურნალო პრეპარატებს.

პიროლი. ერთი ჰეტეროატომის შემცველი ხუთწევრიანი ჰეტეროციკლების მნიშვნელოვანი წარმომადგენელია პიროლი.

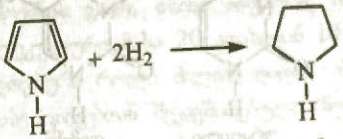


პიროლი

ის ქლოროფორმის სუნის მქონე უფერო სითხეა, ცუდად იხსნება წყალში. პიროლი მიიღება ცხიმგამოცლილი ძვლების პიროლიზის შედეგად მიღებული ნარევიდან. ის არომატული ნაერთია. ნახშირბადატომების მსგავსად, პიროლის აზოტის ატომის ვალენტური ორბიტალები sp^2-ჰიბრიდიზაციის მდგომარეობაშია. სამივე ჰიბრიდული ორბიტალი მონაწილეობს σ-ბმების წარმოქმნაში. ორელექტრონიანი p-ორბიტალი, რომელიც ციკლის სიბრტყის პერპენდიკულარულად მდებარეობს, ნახშირბადატომების ანალოგიურად ორიენტირებულ p-ორბიტალებთან ერთად წარმოქმნის ბენზოლის მსგავს ექვსი ელექტრონისაგან შემდგარ ერთიან π-ელექტრონულ სისტემას.

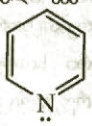
არომატული სისტემის არსებობის გამო პიროლი ადვილად შედის ელექტროფილური ჩანაცვლების მექანიზმით მიმდინარე რეაქციებში. ამასთან, ჩანაცვლება ხორციელდება აზოტის ატომის მეზობელ ნახშირბადატომებთან.

პიროლს გააჩნია სუსტი მჟავა თვისებები. აზოტთან დაკავშირებული წყალბადატომის ჩანაცვლება შესაძლებელია მხოლოდ ტუტე ლითონებთან რეაგირებისას. ორმაგი ბმების გაწყვეტის ხარჯზე ერთი მოლი ჰეტეროციკლი იერთებს ორ მოლ წყალბადს და წარმოქმნის ტეტრაჰიდროპიროლს ანუ პიროლიდინს:

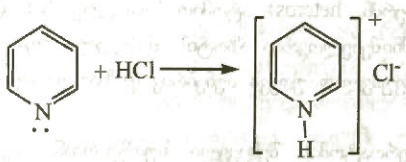


პიროლი გამოიყენება მრავალი სამკურნალო პრეპარატის სინთეზისათვის. ე.წ. ტეტრაპიროლურ ნაერთებს მიეკუთვნება ისეთი მნიშვნელოვანი ნივთიერებები, როგორებიცაა: ქლოროფილი, ჰემოგლობინი, ვიტამინი B_{12} და ა.შ.

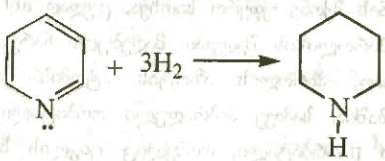
პირიდინი. ერთი აზოტის ატომის შემცველი ექვსწევრიანი ჰეტეროციკლია პირიდინი.



მას ღებულობენ ქვანახშირის ფისიდან. პირიდინი უფერო, არასასიამოვნო სუნის მქონე სითხეა. წყალში კარგად იხსნება. ის პიროლის მსგავსად, არომატულ სისტემას ქმნის. ამასთან, არომატული სექსტეტის წარმოქმნაში მონაწილეობს აზოტის ატომის ერთელექტრონიანი არაჰიბრიდული p-ორბიტალი. სამიდან ორი ვალენტური sp^2-ჰიბრიდული ორბიტალის ხარჯზე მყარდება σ-ბმები, ხოლო მესამე ორელექტრონიანი ჰიბრიდული ორბიტალი განაპირობებს პირიდინის ფუძე თვისებებს (ამინების მსგავსად რეაგირებს მინერალურ მჟავებთან მარილების წარმოქმნით):

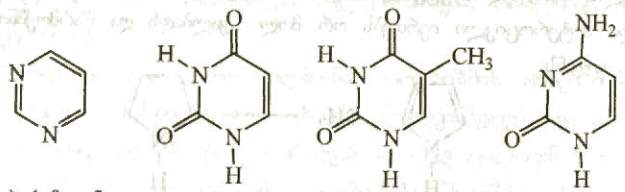


ბენზოლის ანალოგიურად, პირიდინისათვისაც დამახასიათებელია ელექტროფილური ჩანაცვლების რეაქციები, მაგრამ ისინი ბენზოლთან შედარებით ძნელად მიმდინარეობენ, რადგან ელექტროუარყოფითი აზოტის ატომის გავლენით ნახშირბადატომებზე მცირდება ელექტრონული ღრუბლის სიმკვრივეები. სრული ჰიდრირების პროცესი ბენზოლთან შედარებით უფრო ადვილად ხორციელდება და მიიღება პიპერიდინი:



პირიდინული ბირთვი შედის მრავალი სამკურნალო პრეპარატის, PP და B_6 ვიტამინების შემადგენლობაში.

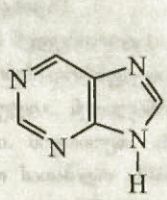
პირიმიდინი და პურინი. ორი აზოტის ატომის შემცველი ექვსწევრიანი ჰეტეროციკლების მნიშვნელოვანი წარმომადგენელია პირიმიდინი. პირიმიდინული ბირთვი შედის საძილე და კრუნჩხვის საწინააღმდეგო პრეპარატებისა და B_1 ვიტამინის შემადგენლობაში, მაგრამ განსაკუთრებით მნიშვნელოვანია მისი ნაწარმები – ურაცილი, თიმინი და ციტოზინი:



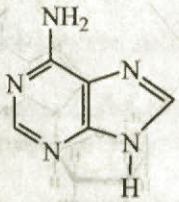
პირიმიდინი ურაცილი თიმინი ციტოზინი

აღნიშნული ნაერთები ნუკლეინმჟავების ერთ-ერთ ძირითად კომპონენტებს წარმოადგენს.

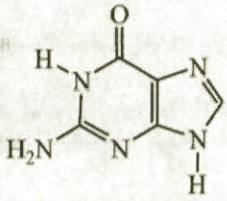
ბიციკლური (ორი ციკლის შემცველი) ჰეტეროციკლების მნიშვნელოვანი წარმომადგენელია პურინი. მისი ნაწარმებიდან აღსანიშნავია ნუკლეინმჟავათა შემადგენლობაში შემავალი კიდევ ორი აზოტოვანი ფუძე – ადენინი და გუანინი:



პურინი



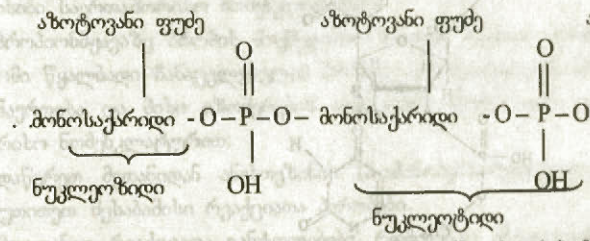
ადენინი



გუანინი

§17.5. ნუკლეინმჟავები

ნუკლეინმჟავები, ცილების მსგავსად, მაღალმოლეკულურ ნაერთებს მიეკუთვნება. მათი ჰიდროლიზის შედეგად წარმოიქმნება ფოსფორმჟავას, რიბოზას ან დეზოქსირიბოზას და აზოტოვანი ფუძეების ნარევი. ნუკლეინმჟავათა აღნაგობა შეიძლება შემდეგი სქემით გამოისახოს:



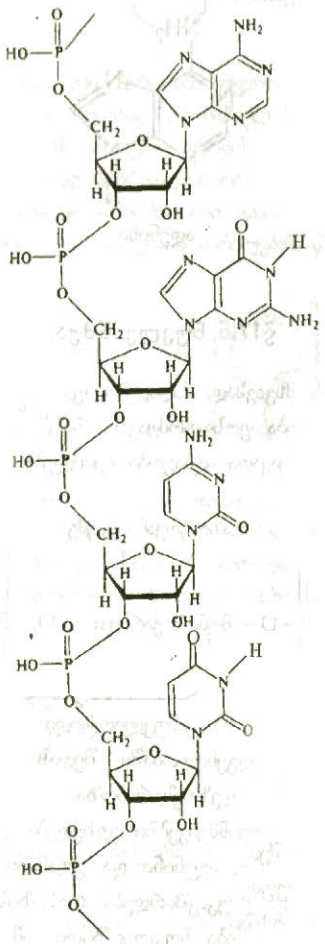
რიბონუკლეინმჟავას (რნმ) შედგენილობაში შედის რიბოზა, ხოლო დეზოქსირიბონუკლეინმჟავას (დნმ) შედგენილობაში – დეზოქსირიბოზა.

აზოტოვანი ფუძეებიდან ნუკლეინმჟავებში გვხვდება ურაცილი (მხოლოდ რნმ-ში), თიმინი (მხოლოდ დნმ-ში), ციტოზინი, ადენინი და გუანინი (იხ. §17.4). ყოველი აზოტოვანი ფუძე აზოტის ატომის მეშვეობით უკავშირდება რიბოზის (ან დეზოქსირიბოზის) პირველ ნახშირბადის ატომს და წარმოიქმნება ნუკლეოზიდი. ამ უკანასკნელის ფოსფორმჟავასთან ურთიერთქმედების შედეგად კი მიიღება ნუკლეოზიდმონოფოსფატი ანუ მონონუკლეოტიდი (მაგალითად, ადენოზინმონოფოსფატი, ურიდინმონოფოსფატი და ა.შ.). მონონუკლეოტიდების რთულეთერული ბმებით ერთმანეთთან დაკავშირებით წარმოიქმნება ნუკლეინმჟავას გრძელი პოლინუკლეოტიდური ჯაჭვი.

ნუკლეინმჟავები თეთრი ან ღია ყვითელი ფერის წყალში უხსნადი მყარი ნივთიერებებია, მაგრამ, მარილთა წარმოქმნის გამო, ისინი ადვილად იხსნებიან ტუტეთა წყალხსნარებში. მათი ფარდობითი მოლეკულური მასა 20 ათასიდან 10 მილიონამდე მერყეობს.

ნუკლეინმჟავათა ფიზიოლოგიური როლი ძალიან დიდია. ისინი გვხვდებიან ყველა უჯრედში როგორც თავისუფალი, ისე ცილებთან შეკავშირებული (ნუკლეოპროტეინები) სახით. მრავალი ვირუსი თითქმის მხოლოდ ნუკლეოტიდებისაგან შედგება. სწორედ ნუკლეინმჟავები წარმართავს ამინომჟავებიდან ცილების სინთეზის პროცესს. დნმ უზრუნველყოფს გენეტიკური ინფორმაციის (გენეტიკური კოდი) შენახვასა და გადაცემას. მასში დევს თავისებური პროგრამა

სხვადასხვა რნმ-ს სინთეზისათვის, რომლებიც, თავის მხრივ, ასრულებენ მატრიცის როლს ცილების ბიოსინთეზში (სურ. 17.5).



სურათი 17.5. რნმ-ს ფრაგმენტის აღნაგობა

ᲙᲘᲗᲮᲕᲔᲑᲘ ᲓᲐ ᲡᲐᲕᲐᲠᲯᲘᲨᲝᲔᲑᲘ

1. დაწერეთ $C_4H_{11}N$ ყველა იზომერული ამინის აღნაგობის ფორმულა და დაასახელეთ ისინი.
2. რომელი ნიტრონაერთის აღდგენით მიიღება: ა) იზოპროპილ-ამინი, ბ) პ-მეთილანილინი, გ) ეთილამინი.
3. არაორგანული ნივთიერებებიდან მიიღეთ ანილინი.
4. დაწერეთ C_7H_9N შედგენილობის იზომერული ამინების აღნაგობის ფორმულები და დაასახელეთ ისინი.

5. როგორ მოვაცილოთ ანილინს ფენოლის მინარევი?
6. როგორ განვასხვავოთ ანილინი ნიტრობენზოლისაგან?
7. როგორ დავაშოროთ ერთმანეთს ქიმიური მეთოდებით გოგირდ(IV)-ის ოქსიდი, მეთილამინი და ჟანგბადი?
8. C_4H_9N შედგენილობის რამდენი იზომერული პირველადი ამინი არსებობს? დაწერეთ მათი აღნაგობის ფორმულები.
9. მოცემულია მეთილამონიუმის, დიმეთილამონიუმის, ამონიუმის, ფენილამონიუმის ქლორიდები. მიუთითეთ, ამ ნივთიერებებიდან რომელი ჰიდროლიზდება უფრო ადვილად და მიეცით სათანადო ახსნა.
10. მოცემულია ფენოლის, ანილინისა და ძმარმჟავას ნარევი. როგორ დავაშოროთ ისინი ერთმანეთს?
11. როგორ გამოვყოთ ქიმიური რაქციების საშუალებით ინდივიდუალური ნივთიერებები დიმეთილამონიუმის ქლორიდისა და სპილენძ(II)-ის ქლორიდის ნარევიდან?
12. რა პროცესების მიმდინარეობაა შესაძლებელი რკინა(III)-ის ქლორიდსა და ტრიმეთილამინს შორის წყალხსნარში?
13. როგორ გამოვყოთ ინდივიდუალური ნივთიერებები ფენოლის, ნიტროფენოლის, ბენზომჟავასა და ანილინის ნარევიდან? დაწერეთ შესაბამის რეაქციათა განტოლებები.
14. დაწერეთ ამინოვალერიანმჟავას ყველა იზომერის აღნაგობის ფორმულა და დაასახელეთ ისინი საერთაშორისო ნომენკლატურით.
15. პროპიონმჟავაზე ბრომის მოქმედებით მიიღება ნაერთი, რომლის მოლეკულაში ერთი ატომი წყალბადი ჩანაცვლებულია ბრომით. ის დაამუშავეს ამიაკით. დაწერეთ წარმოქმნილი ნაერთისა და მისი იზომერების აღნაგობის ფორმულები. დაასახელეთ ისინი საერთაშორისო ნომენკლატურით.
16. დაწერეთ მეთანიდან ანესთეზინის (პ-ამინობენზომჟავაეთილეთერი) სინთეზის სქემა. მიუთითეთ შესაბამისი რეაქციათა პირობები.
17. მოიყვანეთ რეაქციათა განტოლებები, რომლებიც ამტკიცებენ ალანინის ამფოტერულ თვისებებს.
18. დაასახელეთ ლიზინი, ვალინი და სერინი საერთაშორისო ნომენკლატურით.
19. პროპილის სპირტიდან მიიღეთ ალანინი.
20. დაწერეთ ეთილენიდან ალანინის სინთეზის ორი ხერხი.
21. $C_3H_5O_2Cl$ შედგენილობის ნაერთთა შორის დაასახელეთ ის, რომლისგანაც შეიძლება $C_3H_9NO_6S$ შედგენილობის ნაერთის მიღება.
22. $C_3H_5O_2Cl$ შედგენილობის ნაერთებიდან დაასახელეთ ის, რომლისგანაც შეიძლება $C_2H_6N_2O_5$ შედგენილობის ნაერთის მიღება.
23. როგორ განვასხვავოთ ერთმანეთისაგან ალანინი, გლუტამინმჟავა და ლიზინი?
24. როგორ გარდავქმნათ პროპანოლ-1 α-ალანინის იზოპროპილეთერად? დაწერეთ შესაბამის რეაქციათა განტოლებები.
25. თიროზინი არსებობს ბიპოლარული იონის სახით. რატომ არ წარმოქმნის ასეთივე იონს პ-ამინობენზომჟავა?
26. $C_2H_6N_2O_2$ შედგენილობის მარილზე ტუტის მოქმედებით გამოიყო ამიაკი და მიღებულ იქნა მარილი $C_2H_4NO_2Na$. დაადგინეთ საწყისი ნაერთის აღნაგობა.
27. რამდენი ტრიპეპტიდი მიიღება სამი ამინომჟავიდან – ცისტეინი, სერინი და ალანინი? დაწერეთ ამ ტრიპეპტიდების ფორმულები.
28. კალციუმის კარბონატიდან მიიღეთ დიპეპტიდი.

29. დაწერეთ დიპეპტიდის ფორმულა, რომელიც შედგება სხვადასხვა ამინომჟავას ნაშთებისაგან და რომლის მოლეკულაში 6 ნახშირბადისა და 3 ჟანგბადის ატომია.
30. რა არის საერთო ამიაკისა და პირიდინის თვისებებს შორის?
31. პიროლისაგან განსხვავებით, რატომ აქვს პიროლიდინს საკმაოდ ძლიერი ფუძე თვისებები?
32. რა ძირითადი განსხვავებაა რნმ და დნმ მაკრომოლეკულათა აღნაგობაში?
33. დაწერეთ რიბონუკლეოტიდის ფორმულა, რომლის შემადგენლობაშიც შედის ციტოზინი.
34. დაწერეთ დეზოქსირიბონუკლეოტიდის ფორმულა, რომლის შემადგენლობაშიც შედის ადენინი.

თავი 18

მაღალმოლეკულური ნივთიერებები

ორგანული ქიმიის კურსში განხილული იყო მაღალმოლეკულურ ნივთიერებათა წარმოქმნასთან დაკავშირებული არაერთი რეაქცია. აღნიშნულ ნაერთებს ძალიან დიდი მნიშვნელობა აქვს, რის გამოც მათი აღნაგობის, თვისებებისა და ზოგიერთი წარმომადგენლის განხილვას ცალკე თავი ეთმობა. ამასთან, ამ თავში ძირითადი ყურადღება გამახვილებულია სინთეზურ მაღალმოლეკულურ ნაერთებზე, რომელთა როლი, პრაქტიკული გამოყენების თვალსაზრისით, უაღრესად დიდია.

§18.1. მაღალმოლეკულურ ნივთიერებათა ზოგადი დახასიათება

მაღალმოლეკულურ ნივთიერებებს ანუ პოლიმერებს მიეკუთვნება ნაერთები, რომელთა მოლეკულური მასა რამდენიმე ათეულ ათასს აღემატება და ზოგჯერ რამდენიმე (ან მრავალ) მილიონს აღწევს. წარმოშობის მიხედვით მაღალმოლეკულური ნივთიერებები იყოფა ბუნებრივ მაღალმოლეკულურ ნაერთებად, ანუ ბიოპოლიმერებად (მაგალითად, ცილები, ნუკლეინმჟავები, პოლისაქარიდები) და სინთეზურ მაღალმოლეკულურ ნაერთებად (მაგალითად, პოლიეთილენი, ფენოლფორმალდეჰიდური ფისი, კაპრონი).

მიღება. არსებობს პოლიმერების სინთეზის ორი განსხვავებული მეთოდი – პოლიმერიზაცია (იხ. §15.3.1, §18.2, §18.3) და პოლიკონდენსაცია (იხ. §16.2, §18.4). **ერთნაირი მოლეკულების უფრო დიდ მოლეკულებად შეერთების პროცესს პოლიმერიზაცია ეწოდება.** პოლიმერიზაციის რეაქციის პროდუქტი **პოლიმერია** (ბერძნ. poly – ბევრი, meros – ნაწილი), ხოლო საწყისი დაბალმოლეკულური ნივთიერება, რომლისგანაც პოლიმერი მიიღება – **მონომერი** (ბერძნ. monos – ერთი). პოლიმერის მოლეკულებს ხშირად **მაკრომოლეკულებს** (ბერძნ. makros – დიდი, გრძელი) უწოდებენ. პოლიმერიზაციის დროს ერთმანეთს უერთდება დაბალმოლეკულური ნივთიერებების მოლეკულათა დიდი რიცხვი. თუ მონომერს აღვნიშნავთ ზოგადი ფორმულით:

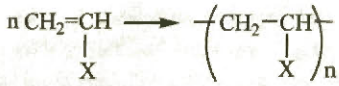
$$CH_2{=}\underset{\displaystyle X}{\underset{|}{CH}}$$

სადაც X – ატომი ან ატომთა ჯგუფია (Cl, CH_3, C_6H_5 და სხვ.), პოლიმერიზაციის რეაქცია შეიძლება გამოვსახოთ შემდეგნაირად:

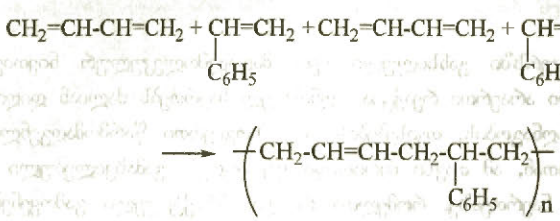
$$CH_2{=}\underset{\displaystyle X}{\underset{|}{CH}} + CH_2{=}\underset{\displaystyle X}{\underset{|}{CH}} + CH_2{=}\underset{\displaystyle X}{\underset{|}{CH}} + \cdots \longrightarrow$$

$$\longrightarrow \cdots - CH_2 - \underset{\displaystyle X}{\underset{|}{CH}} - CH_2 - \underset{\displaystyle X}{\underset{|}{CH}} - CH_2 - \underset{\displaystyle X}{\underset{|}{CH}} - \cdots$$

ან მოკლედ:



პოლიმერიზაციის პროცესში შეიძლება მონაწილეობდეს ორი (ან მეტი) მონომერი. ამ შემთხვევაში მიღებულ პროდუქტს თანაპოლიმერს უწოდებენ. მაგალითად, ბუტადიენისა და სტიროლის ერთობლივი პოლიმერიზაციით მიიღება ბუტადიენ-სტიროლის თანაპოლიმერი:



თანაპოლიმერს ცალკეული საწყისი მონომერებიდან წარმოქმნილი პოლიმერებისაგან განსხვავებული თვისებები აქვს.

პოლიმერიზაცია შეიძლება წარიმართოს რადიკალური ან იონური მექანიზმით. პროცესი სამი სტადიისაგან შედგება: 1. მონომერის ინიცირება (აღგზნება); 2. ჯაჭვის ზრდა; 3. ჯაჭვის გაწყვეტა.

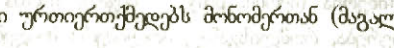
რადიკალური პოლიმერიზაციის ინიცირება ხორციელდება ტემპერატურით, სინათლის მოქმედებით, γ-სხივებით, ან ე.წ. ინიციატორების დახმარებით. ინიციატორები არამდგრადი ნაერთებია, რომლებიც ადვილად იშლებიან თავისუფალი რადიკალების წარმოქმნით. მაგალითად, ინიციატორად იყენებენ ბენზოილის პეროქსიდს, რომელიც ადვილად იშლება ფენილის რადიკალების წარმოქმნით:



ასევე წყალბადის პეროქსიდს:



წარმოქმნილი რადიკალი ურთიერთქმედებს მონომერთან (მაგალითად, ეთილენთან):



ჯაჭვის ზრდისათვის აუცილებელია, რომ ყველა საფეხურზე მიიღებოდეს ნაწილაკი, რომელსაც აქვს მონომერის შემდგომი მოლეკულის მიერთების უნარი. ეს პირობა მაშინ სრულდება, როცა დაბალმოლეკულური ნივთიერება შეიცავს ორმაგ ბმას, ან ციკლს, რომელიც რეაქციის პირობებში იხსნება.

ინიცირების შედეგად წარმოქმნილი რადიკალი ურთიერთქმედებს მონომერის ახალ მოლეკულასთან და თანდათანობით ხორციელდება ჯაჭვის ზრდა:





და ა.შ.

ჯაჭვის გაწყვეტა (დასრულება) ხდება სამი გზით:

ა) რეკომბინაციით:

$$R-(CH_2)_n-CH_2\cdot + \cdot CH_2-(CH_2)_m-R \longrightarrow$$

$$\longrightarrow R-(CH_2)_n-CH_2-CH_2-(CH_2)_m-R$$

ბ) დისპროპორციით:

$$R-(CH_2)_n-CH_2\cdot + \cdot CH_2-CH_2-(CH_2)_m-R \longrightarrow$$

$$\longrightarrow R-(CH_2)_n-CH_3 + CH_2=CH-(CH_2)_m-R$$

გ) ჯაჭვის გადაცემით:

$$R-(CH_2)_n-CH_2\cdot + R-(CH_2)_m-CH_2-(CH_2)_p-R \longrightarrow$$

$$\longrightarrow R-(CH_2)_n-CH_3 + R-(CH_2)_m-\dot{C}H-(CH_2)_p-R$$

ამ შემთხვევაში წარმოიქმნება განშტოებული აღნაგობის პოლიმერი.

რადიკალური პოლიმერიზაციისათვის ყველაზე ხშირად იყენებენ მონომერებს: ეთილენს, პროპილენს, ვინილქლორიდს, ვინილაცეტატს, მეთილმეთაკრილატს, სტიროლს, ბუტადიენს და სხვა.

იონური პოლიმერიზაციის დროს აქტიურ ცენტრებს, რომლებიც ჯაჭვურ პროცესს წარმართავენ, იონები წარმოადგენს. რეაქცია მიმდინარეობს კატალიზატორების ($AlCl_3$, $TiCl_4$, $3(C_6H_5)_3Al \cdot TiCl_3$ – ციგლერ-ნატას კატალიზატორი, ტუტე ლითონები, ტუტე ლითონთა ალკილნაწარმები და სხვ.) მონაწილეობით.

პოლიკონდენსაციის პროცესის დროს მონომერებიდან, პოლიმერის გარდა, დაბალმოლეკულური თანაური პროდუქტებიც (წყალი, ჰალოგენწყალბადი, ამიაკი და სხვ.) გამოიყოფა. ამ რეაქციებში მონაწილეობს მონომერები, რომელთა მოლეკულები შეიცავს ორ ან მეტ ფუნქციურ ჯგუფს. სწორედ ამ ფუნქციური ჯგუფების ხარჯზე ხორციელდება დაბალმოლეკულური ნივთიერებების გამოყოფა. მაგალითად, პოლიამიდური ბოჭკო კაპრონი მიიღება ε-ამინოკაპრონმჟავას პოლიკონდენსაციით (§18.4). პოლიკონდენსაციის პროცესში შეიძლება მონაწილეობენ ისეთი ნივთიერებებიც, რომელთა მოლეკულებში ერთნაირი ფუნქციური ჯგუფებია. მაგალითად, პოლიამიდური ბოჭკო ნაილონი მიიღება ჰექსამეთილენდიამინისა და ადიპინმჟავას (მჟაუნმჟავას ჰომოლოგი) პოლიკონდენსაციით:

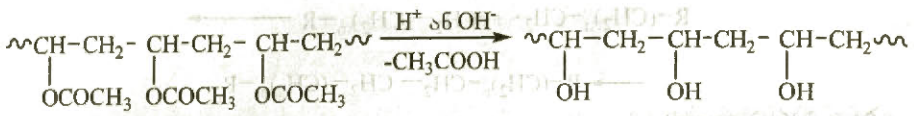
$$H_2N-(CH_2)_6-NH_2 + HOOC-(CH_2)_4-COOH + \cdots \longrightarrow$$

$$\longrightarrow NH_2-(CH_2)_6-NH-CO-(CH_2)_4-CO-\cdots + nH_2O$$

ნაილონის მაკრომოლეკულის აღნაგობა შეიძლება ასე გამოისახოს:

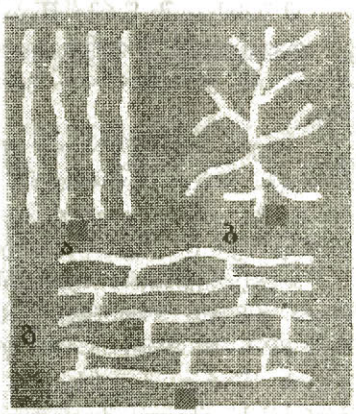
$$H-[NH-(CH_2)_6-NH-CO-(CH_2)_4-CO]_n-OH$$

პოლიმერები შეიძლება მივიღოთ მესამე გზითაც – უკვე არსებული პოლიმერების გარდაქმნით. ასეთ რეაქციებს პოლიმერანალოგიურ გარდაქმნებს უწოდებენ. მაგალითად, ცელულოზიდან მონო-, დი- და ტრიაცეტატ- და - ნიტრატცელულოზების სინთეზი. პოლივინილის სპირტი პირდაპირი გზით არ მიიღება საწყისი მონომერიდან. ის მიიღება პოლივინილაცეტატის პოლიმერანალოგიური გარდაქმნით, ფუძე ან მჟავური ჰიდროლიზით.



აღნაგობა. პოლიმერის მაკრომოლეკულები შედგება მრავალჯერ განმეორებადი, ერთნაირი აგებულების მქონე ატომთა დაჯგუფებებისაგან. ამ დაჯგუფებებს ელემენტარულ რგოლებს, ან სტრუქტურულ ერთეულებს უწოდებენ. მაგალითად, პოლიეთილენში სტრუქტურულ ერთეულს წარმოადგენს ატომთა დაჯგუფება $-CH_2-CH_2-$. პოლიმერიზაციის გზით მიღებული მაკრომოლეკულის შემთხვევაში მონომერსა და სტრუქტურულ ერთეულს ერთნაირი შედგენილობა, მაგრამ განსხვავებული აღნაგობა აქვთ. პოლიკონდენსაციის გზით მიღებულ მაკრომოლეკულის შემთხვევაში კი სტრუქტურული ერთეულის შედგენილობა განსხვავდება მონომერის შედგენილობისაგან.

n რიცხვს, რომელიც გვიჩვენებს მაკრომოლეკულაში სტრუქტურული ერთეულების რაოდენობას, პოლიმერიზაციის ხარისხი ეწოდება. მისი განსხვავებული მნიშვნელობების დროს ერთი და იმავე მონომერიდან შეიძლება მივიღოთ სხვადასხვა თვისების მქონე პოლიმერები. მაგალითად, პოლიეთილენი, რომლისთვისაც n=20, სითხეა. თუ პოლიმერიზაციის ხარისხი 1500-2000-ის ფარგლებშია, წარმოიქმნება მყარი პლასტიკური პოლიეთილენი, რომლისგანაც ამზადებენ აფსკებს და სხვადასხვა ჭურჭელს. ხოლო პოლიეთილენი, რომლის პოლიმერიზაციის ხარისხი 5-6 ათასია, საკმაოდ მტკიცე ნივთიერებაა და მისგან მზადდება მილები, ქიმიური აპარატურის დეტალები და სხვადასხვა ნაკეთობა.

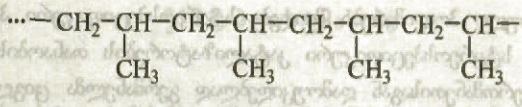


სურათი 18.1. პოლიმერების მაკრომოლეკულათა სტრუქტურები: ა – ხაზოვანი, ბ – განშტოებული, გ – ბადისებრი

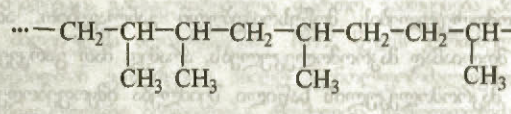
პოლიმერიზაციის პროცესში თითოეული მაკრომოლეკულის წარმოქმნაში მონაწილეობს მონომერების სხვადასხვა რიცხვი, რადგან პოლიმერული ჯაჭვის გაწყვეტა შემთხვევითი ხასიათის ატარებს. შედეგად მიიღება სხვადასხვა მოლეკულური მასის მქონე მაკრომოლეკულათა ნარევი. აქედან გამომდინარე, პოლიმერებისათვის იხმარება ე.წ. საშუალო მოლეკულური მასის ცნება, რითაც ისინი განსხვავდებიან დაბალმოლეკულური ნივთიერებებისაგან.

პოლიეთილენის მაკრომოლეკულას ხაზოვანი სტრუქტურა აქვს (ანალოგიური აღნაგობა ჰქონდა, აგრეთვე, ამილოზას და ცელულოზას). ხაზოვანი სტრუქტურის პოლიმერების გარდა არსებობს განშტოებული (მაგალითად, ამილოპექტინი) და ბადისებრი, ანუ სივრცითი სტრუქტურის (რეზიტი, რეზინი) პოლიმერები. ბადისებრი სტრუქტურის პოლიმერებში ხაზოვანი მაკრომოლეკულები ერთმანეთთან დაკავშირებულია ქიმიური ბმებით (სურათი 18.1.).

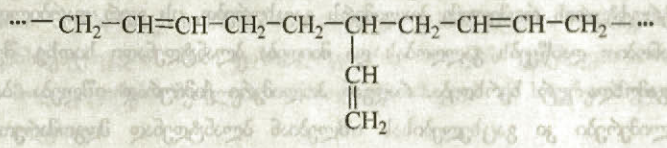
პოლიმერებს შეიძლება ჰქონდეს რეგულარული ან არარეგულარული აღნაგობა. თუ მონომერები ერთმანეთს უკავშირდება გარკვეული წესით (მაგალითად, „თავი-ბოლოსთან“), პოლიმერი რეგულარული აღნაგობისაა. მაგალითად, პროპილენის პოლიმერიზაციის დროს:



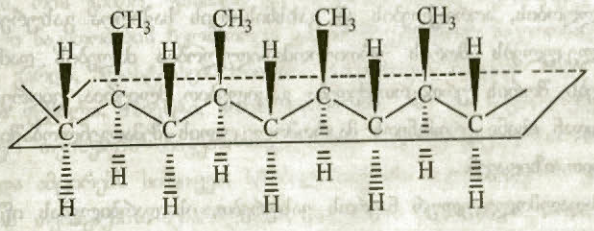
თუ მონომერები შერეული წესით (ზოგჯერ „თავი-თავთან“) უკავშირდება ერთმანეთს, პოლიმერი არარეგულარული აღნაგობისაა:



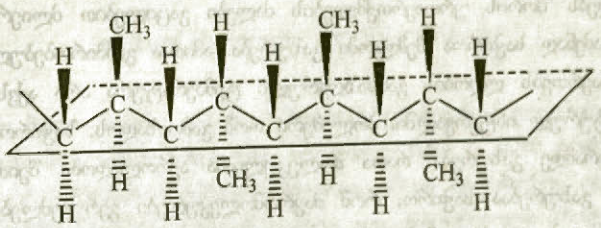
არარეგულარულია პოლიმერი, თუ მას განშტოებული აღნაგობა აქვს ან როცა თანაპოლიმერიზაციის დროს მონომერები არარეგულარული მიმდევრობით უერთდება ერთმანეთს. მაგალითად:



თუ რეგულარული აღნაგობის პოლიმერში ჩანაცვლებული ჯგუფები რეგულარული სივრცითი განლაგებისაა (თუ ზიგზაგისებური მაკრომოლეკულის წარმომქმნელ ნახშირბადატომებს ერთ სიბრტყეზე წარმოვიდგენთ, მაშინ ჩანაცვლებული ჯგუფები აღმოჩნდება ამ სიბრტყის მიმართ ერთ მხარეს, ან რეგულარული მონაცვლეობით ხან ერთ, ხან მეორე მხარეს), პოლიმერი სტერეორეგულარულია. ამასთან, თუ ჩანაცვლებული ჯგუფები ერთ მხარესაა, პოლიმერი იზოტაქტიკურია:



თუ ჩანაცვლებული ჯგუფები კანონზომიერად მონაცვლეობს ნახშირბადატომების სიბრტყის მიმართ ხან ერთ, ხან მეორე მხარეს, პოლიმერი სინდიოტაქტიკურია:



თუ რეგულარული აღნაგობის პოლიმერში ჩანაცვლებული ჯგუფების სივრცითი განლაგება არავითარ კანონზომიერებებს არ ექვემდებარება, პოლიმერი ატაქტიკური ანუ არასტერეორეგულარულია.

სტერეორეგულარული პოლიმერები მიიღება სტერეოსპეციფიკური პოლიმერიზაციით, რომელიც მიმდინარეობს სტერეოსპეციფიკური კატალიზატორების თანაობისას. ასეთი კატალიზატორები აღმოაჩინეს ერთმანეთისაგან დამოუკიდებლად გერმანელმა ციგლერმა და იტალიელმა ნატამ და მათ ციგლერ-ნატას კატალიზატორებს უწოდებენ.

პოლიმერებს შეიძლება გააჩნდეს კრისტალური ან ამორფული აღნაგობა. კრისტალურობა განპირობებულია მაკრომოლეკულების მოწესრიგებული განლაგებით. ამასთან, მოწესრიგებულობა ახასიათებს არა მთლიანად მაკრომოლეკულებს, არამედ მათ გარკვეულ მონაკვეთებს, რის გამოც ერთი და იმავე მაკრომოლეკულის ნაწილი შეიძლება იმყოფებოდეს კრისტალურ, ნაწილი კი — ამორფულ უბანში.

ფიზიკური თვისებები. დაბალმოლეკულური ნივთიერებები ხასიათდება ლღობის, დულილის განსაზღვრული ტემპერატურებით და სხვა ფიზიკური მახასიათებლების მუდმივობით. თუ ჩვენ ხაზოვანი სტრუქტურის რომელიმე პოლიმერს გავახურებთ, ის ვერ დარბილდება, ხოლო შემდეგ თანდათანობით დაიწყებს გალღობას და მიიღება ბლანტდენადი სითხე. შემდგომი გახურებისას მისი გამოხდა ვერ ხერხდება, რადგან პოლიმერი ჭიმურად იშლება. ბადისებრი სტრუქტურის პოლიმერები კი გაცხელებისას იშლებიან ბლანტდენად მდგომარეობაში გადასვლის გარეშე.

მრავალი მაღალმოლეკულური ნაერთი ცუდი ხსნადობით გამოირჩევა. ბადისებრი სტრუქტურის პოლიმერები კი არა მარტო ულღობი, არამედ უხსნადიცაა, ისინი მხოლოდ ივერვკვებიან გამხსნელებში. ამავე დროს პოლიმერები მაღალი მექანიკური სიმტკიცით ხასიათდებიან, რაც სხვა მნიშვნელოვან თვისებებთან ერთად მათ ფართო გამოყენებას განაპირობებს.

მაღალმოლეკულურ ნაერთთა აღნიშნული თვისებები შეიძლება შემდეგნაირად აიხსნას. ნივთიერების გალღობის, აორთქლების ან გახსნისათვის საჭიროა გახურებით, ან გამხსნელის მოქმედებით მოლეკულებს შორის ურთიერთმიზიდულობის ძალების დაძლევა. პოლიმერებში მაკრომოლეკულებს შორის ურთიერთქმედება გაცილებით ძლიერია, ვიდრე დაბალმოლეკულურ ნაერთებში, ვინაიდან ისინი ერთმანეთს მაკრომოლეკულის შემადგენლობაში არსებული უამრავი ატომთა ჯგუფებით იზიდავენ.

როდესაც მაღალმოლეკულურ ნაერთს ვახურებთ, ის დარბილებას იწყებს. ამ დროს ზოგიერთ მაკრომოლეკულას შორის ურთიერთქმედების ძალები იმდენად შესუსტებულია, რომ სითბური მოძრაობის შედეგად ისინი ერთმანეთის მიმართ გადაადგილდებიან. მაგრამ უფრო დიდ მაკრომოლეკულებს შორის ურთიერთქმედების ძალები გაცილებით ძლიერია და ანალოგიური ძვრადობის შესაძენად საჭიროა შემდგომი გახურება. ამითაა განპირობებული ის, რომ მაღალმოლეკულურ ნაერთებს ლღობის განსაზღვრული ტემპერატურა არა აქვს და ლღვება გარკვეულ ტემპერატურულ ინტერვალში. პოლიმერი რომ გამოიხადოს, საჭიროა კიდევ უფრო მაღალ ტემპერატურამდე გახურება, რათა მოლეკულებმა აქროლადობა შეიძინოს. ამისათვის კი ისეთი ძლიერი გახურებაა საჭირო, რომ მაკრომოლეკულები ვერ უძლებენ, ატომებს შორის ქიმიური ბმები წყდება და პოლიმერი იწყებს დაშლას. მაშასადამე, პოლიმერები არ გამოიხდება.

მოლეკულათშორისი ძლიერი ძალებით აიხსნება, აგრეთვე, პოლიმერების ცუდი ხსნადობა და მაღალი მექანიკური სიმტკიცე.

§18.2. პლასტმასები

პლასტმასებს (პლასტიკურ მასებს) უწოდებენ ბუნებრივი ან სინთეზური პოლიმერების საფუძველზე დამზადებულ ისეთ მასალებს, რომლებიც გაცხელებისას მინიჭებულ ფორმას ინარჩუნებენ გაცივების შემდეგაც. განსაკუთრებული ფართო გამოყენება პოვა სინთეზური პოლიმერების საფუძველზე მიღებულმა პლასტმასებმა. 1872 წელს გერმანელმა ქიმიკოსმა ა. ბაიერმა ფენოლის ფორმალდეჰიდთან გაურებით მიიღო ფენოლფორმალდეჰიდური ფისი – პირველი სინთეზური მაღალმოლეკულური ნივთიერება, რომელიც ფენოლფორმალდეჰიდური პლასტმასების საფუძველს წარმოადგენს.

პლასტმასებს გააჩნია დაბალი სიმკვრივე (0,85–1,85 გ/სმ^3), ძალიან უმნიშვნელო ელექტრო- და თბოგამტარობა, მაღალი მექანიკური სიმტკიცე, მდგრადობა ტენის, მჟავებისა და ტუტეების მიმართ. პლასტმასების ხსნადობა ორგანულ გამხსნელებში, მათი ქიმიური ბუნებიდან გამომდინარე, განსხვავებულია. ისინი ფიზიოლოგიურად თითქმის უვნებლები არიან. პლასტმასების თვისებათა მოდიფიცირება შეიძლება თანაპოლიმერიზაციის ან სტერეოსპეციფიკური პოლიმერიზაციის მეთოდებით.

პოლიმერებიდან პლასტმასების მიღებისას გასათვალისწინებელია, თუ როგორი ბუნებისაა პოლიმერი – თერმოპლასტიკური თუ თერმორეაქტიული. თერმოპლასტიკური პოლიმერი გაცხელებისას გარეგანი ძალის ზემოქმედებით იცვლის ფორმას და გაცივებისას ამ ფორმას ინარჩუნებს. ასეთი პოლიმერი შემდგომი გაცხელებისას ისევ რბილდება და შესაძლებელია მისი ხელმეორედ გადამუშავება, ნაკეთობისათვის ახალი ფორმის მიცემა.

თერმორეაქტიული პოლიმერი გაცხელებისას კარგავს ხაზოვან სტრუქტურას, იძენს სივრცით სტრუქტურას, რის გამოც, უხსნადი და ულღობი ხდება. თერმორეაქტიული პოლიმერებიდან დამზადებული ნაკეთობების ხელმეორედ გადამუშავება ახალ ნაკეთობად შეუძლებელია.

პოლიმერების გარდა, პლასტმასები თითქმის ყოველთვის შეიცავს სხვა კომპონენტებსაც – შემავსებლებს (ხის ფქვილი, აზბესტი, მინის ბოჭკო და ა.შ.) და ნივთიერებებს, რომლებიც მასალას სპეციფიკურ თვისებებს ანიჭებს. მაგალითად, პლასტიფიკატორი ხრდის პლასტმასის ელასტიკურობას და ამცირებს სიმყიფეს; სტაბილიზატორი ხელს უწყობს გადამუშავების პროცესში პლასტმასის თვისებების შენარჩუნებას; საღებარი ნივთიერება მასალას საჭირო ფერს ანიჭებს და ა.შ. განვიხილოთ პლასტმასების ზოგიერთი მნიშვნელოვანი წარმომადგენელი.

პოლიეთილენი – მიიღება ეთილენის პოლიმერიზაციით

$$n\,CH_2{=}CH_2 \longrightarrow -\left(CH_2{-}CH_2\right)_n-$$

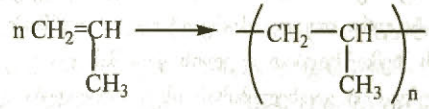
პოლიეთილენი მყარი, თეთრი ფერის, რამდენადმე ცხიმოვანი ნივთიერებაა. ჰგავს პარაფინს (ვლინდება მსგავსება მათ არსებობაში). მისი სიმკვრივეა 0,93 – 0,96 გ/სმ^3, ამიტომ წყალზე ტივტივებს. დენს არ ატარებს, თერმოპლასტიკურია, იწვის მოცისფრო, ოდნავ მწვანე ალით. ჩვეულებრივ პირობებში მდგრადია მჟავების (გარდა კონცენტრირებული აზოტმჟავასი, რომელიც შლის მას), ტუტეებისა და მჟანგავების მიმართ. ~100°C ტემპერატურაზე რბილდება, ამიტომ მისგან დამზადებული ნაკეთობების გახურებას უნდა ვერიდოთ.

პოლიეთილენს ღებულობენ 200 - 280°C ტემპერატურაზე 150 – 300 მპა წნევის პირობებში ინიციატორის (ჟანგბადი ან ორგანული პეროქსიდი) თანაობისას. ასეთი მაღალი წნე-

ვის მიღება გარკვეულ ტექნიკურ სიძნელეებთან არის დაკავშირებული. გარდა ამისა, ამ გზით მიღებული პოლიეთილენის მაკრომოლეკულებში გვხვდება განშტოებებიც, რაც განპირობებულია მაღალტემპერატურაზე უპირატესად მიმდინარე ჯაჭვის გადაცემის პროცესით. შესაბამისად, დაბალია მაღალი წნევის პოლიეთილენის (M_r=250000–500000) კრისტალურობის ხარისხი (55-65%) და ლღობის ტემპერატურა (107-120^{0}C). ამჟამად პოლიეთილენს ძირითადად ღებულობენ დაბალი წნევისა და ტემპერატურის (0,2 – 2,5 მპა, 80 – 100°C) პირობებში კატალიზატორის (ციგლერ-ნატას კატალიზატორი) თანაობისას. ამ შემთხვევაში მაკრომოლეკულები იძენს მკაცრად ხაზოვან სტრუქტურას, იზრდება პოლიმერის ლღობის ტემპერატურა (124-131°C), კრისტალურობის ხარისხი (78 – 90%) და ის უფრო მტკიცე ხდება. ეს განაპირობებს დაბალი წნევის პოლიეთილენის უფრო ფართო გამოყენებას.

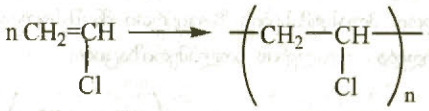
პოლიეთილენი, როგორც კარგი დიელექტრიკი, იხმარება ელექტროსადენებისა და კაბელების იზოლაციისათვის. წყალ- და აირშეუღწევადობის გამო მისი აფსკები გამოიყენება სხვადასხვა ნაკეთობისა და კვების პროდუქტების შესაფუთად. ქიმიური მედეგობის გამო პოლიეთილენისაგან მზადდება სხვადასხვაგვარი მილი, ქიმიური აპარატურის დეტალები, რეაქტივების შესანახი და გადასაზიდი ჭურჭლები, საყოფაცხოვრებო დანიშნულების საგნები.

პოლიპროპილენი – მიიღება პროპილენის პოლიმერიზაციით:



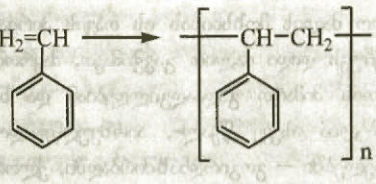
ციგლერ-ნატას კატალიზატორის თანაობისას პროპილენის სტერეოსპეციფიკური პოლიმერიზაციით მიიღება პოლიპროპილენი. ამ გზით მიღებული პოლიმერი იზოტაქტიკურია და მისი მაკრომოლეკულები პრაქტიკულად არ შეიცავს განშტოებებს. პოლიპროპილენი თვისებებით გავს პოლიეთილენს, მაგრამ მასზე უფრო დაბალი სიმკვრივე (0,92 გ/სმ^3), მეტი სიმტკიცე და მაღალი ლღობის ტემპერატურა (120 - 140°C) აქვს. მისგან ამზადებენ დიდი სიმტკიცის მილებს, მანქანათა ნაწილებს, ბავრებს, ბადეებსა და ტექნიკურ ქსოვილებს.

პოლივინილქლორიდი – მიიღება ვინილქლორიდის პოლიმერიზაციით (M_r = 10000 – 150000).



თერმოპლასტიკური პოლიმერია, გამოირჩევა მექანიკური სიმტკიცით, მდგრადია მჟავებისა და მარილების მიმართ, არ იწვის, გაცხელებისას ადვილად იშლება ქლორწყალბადის გამოყოფით. ასევე იშლება მჟანგავებისა და კონცენტრირებული ტუტეთა ხსნარების ზემოქმედებით. მისგან ამზადებენ ვინიპლასტს (დიდი სიმაგრის პლასტმასა, რომლისგანაც კეთდება ქიმიური აპარატურის ნაწილები, აკუმულატორის ქილები და სხვ.) და პლასტიკატს (შედარებით რბილი, დრეკადი პლასტმასა, რომლისგანაც მზადდება ხელოვნური ტყავი, მუშამბა, ლინოლეუმი და სხვ.).

პოლისტიროლი – მიიღება სტიროლის პოლიმერიზაციით (M_r = 50000 – 300000).



თერმოპლასტიკური პოლიმერია, მდგრადია მჟავებისა (გარდა აზოტმჟავასი) და ტუტეების მიმართ. მრავალი სხვა პოლიმერისაგან განსხვავებით ის გახურებისას, 200°C-ზე ზემოთ, განიცდის დეპოლიმერიზაციას სტიროლის წარმოქმნით. მაღალი დიელექტრიკული თვისებების გამო პოლისტიროლი გამოიყენება ელექტრო- და რადიოაპარატურის დეტალებისა და კაბელების საიზოლაციო მასალის დასამზადებლად. მას აგრეთვე იყენებენ მსუბუქი არშეკვსებული პლასტიკური მასების, ე.წ. ქაფპლასტების (ფენოპლასტი - ფოროვანი პოლიმერი) დამზადებისას. მისგან ამზადებენ მოსაპირკეთებელ ფილებს, საყოფაცხოვრებო ჭურჭელს, სათამაშოებს და სხვ. სტიროლის ბუტადიენ-1,3-თან თანაპოლიმერიზაციით ღებულობენ მაღალი მექანიკური სიმტკიცის მქონე ბუტადიენ-სტიროლის კაუჩუკს. ამა თუ იმ მასალის დამზადების პროცესში ამქაფებლების დამატებით ღებულობენ ე.წ. ქაფპოლისტიროლს. ის ძალიან მსუბუქია და გამოიყენება თბოიზოლაციისათვის მშენებლობაში, სამაცივრო ტექნიკაში, გადასაზიდი ხელსაწყოების და კვების პროდუქტების შესაფუთად და ა.შ.

§18.3. კაუჩუკი

XVI საუკუნეში სამხრეთ ამერიკაში მოხვედრილმა ესპანელებმა ყურადღება მიაქციეს ბურთებს, რომლითაც თამაშობდნენ ადგილობრივი ინდიელები. ბურთები დამზადებული იყო ესპანეთში უცნობი დრეკადი, ელასტიკური მასალისგან, რომელსაც ინდიელები ღებულობდნენ ტროპიკული ხის – ჰევეას რძისებრი წვენისაგან (ლატექსი). კაუჩუკის მისაღებად ხეს სერავენ და აგროვებენ ლატექსს, რომელიც კაუჩუკის კოლოიდურ ხსნარს წარმოადგენს. გაცხელებით ან ელექტროლიტის დამატებით ახდენენ ამ ხსნარის კოაგულაციას და ღებულობენ კაუჩუკს. აღნიშნულ წვენს ადგილობრივი მცხოვრებლები უწოდებდნენ „კაუჩუ“-ს (ხის ცრემლები), საიდანაც წარმოიშვა სახელწოდება კაუჩუკი.

თვისებითი და რაოდენობითი ანალიზით დადგინდა, რომ ბუნებრივი კაუჩუკი დიენური ნახშირწყალბადის – იზოპრენის (2-მეთილბუტადიენ-1,3) პოლიმერია. მისი მოლეკულური ფორმულაა $(C_5H_8)_n$, სადაც n რამდენიმე ათასის ტოლია, ხოლო ფარდობითი მოლეკულური მასა 150000 – 500000-ის ფარგლებში მერყეობს. იზოპრენის პოლიმერიზაცია ასე შეგვიძლია გამოვსახოთ:



კაუჩუკის მნიშვნელოვანი თვისებაა ელასტიკურობა, ძალის მოქმედებით შეუძლია განიცადოს დრეკადი დეფორმაცია – გაიჭიმოს ან შეიკუმშოს, ხოლო ძალის მოხსნის შემდეგ აღიდგინოს პირვანდელი ფორმა. კაუჩუკის ელასტიკურობა აიხსნება იმით, რომ მისი ხაზოვანი მაკრომოლეკულები გაჭიმული კი არ არის, არამედ დაკლაკნილი და გორგლებად დახვეულია. ძალის მოქმედებისას ასეთი მოლეკულები სწორდება ძალის მოქმედების მიმართულებით და

ნიმუში გრძელდება, ხოლო ძალის მოხსნისას ის თავის პირვანდელ ფორმას იბრუნებს და ნიმუში მოკლდება. თუ კაუჩუკს დიდი ძალით გავჭიმავთ, მაკრომოლეკულები არა მარტო სწორდებიან, არამედ ერთმანეთის მიმართ გადაადგილდებიან და ნიმუში შეიძლება გაწყდეს. კაუჩუკისათვის დამახასიათებელია ასევე წყალ-, აირშეუღწევადობა და ცვეთამედეგობა. კარგად იხსნება ორგანულ გამხსნელებში – გოგირდნახშირბადში, ქლოროფორმში, ბენზინში.

ბუნებრივი კაუჩუკი არ გამოიყენება, რადგან ის განსაკუთრებით არამდგრადია ტემპერატურის ცვლილებისადმი – სიცხეში წებვადია, ხოლო სიცივეში კარგავს ელასტიკურობას და მყიფე ხდება. ამ ნაკლის თავიდან აცილება მოხერხდა კაუჩუკის ვულკანიზაციით, ე.ი. მისი დამუშავებისას გოგირდით გაცხელების პირობებში. ამ დროს კაუჩუკი რეზინად გარდაიქმნება. ვულკანიზებული კაუჩუკი, ანუ რეზინა უფრო ელასტიკურია, მტკიცეა და მდგრადი ტემპერატურის ცვლილებისადმი.

კაუჩუკი რეზინის სახით ფართოდ გამოიყენება ავია- და ავტოსაბურავების წარმოებაში, ასევე სხვადასხვა სამრეწველო საქონლისა და სამედიცინო ხელსაწყოების დასამზადებლად.

სახალხო მეურნეობის სწრაფი განვითარების გამო ბუნებრივი რესურსები ვეღარ აკმაყოფილებდა კაუჩუკზე მოთხოვნილებას, ამიტომ საჭირო გახდა კაუჩუკის მიღების სინთეზური მეთოდის შემუშავება. 1928 წელს რუსმა ქიმიკოსმა ს. ლებედევმა პირველმა განახორციელა კაუჩუკის სინთეზი ბუტადიენ-1,3-ის პოლიმერიზაციით ლითონური ნატრიუმის (კატალიზატორი) თანაობისას:

$$n CH_2=CH-CH=CH_2 \longrightarrow -\left(CH_2-CH=CH-CH_2\right)_n-$$

საწყის მონომერს ის ღებულობდა ეთილის სპირტის ერთდროული დეჰიდრირება-დეჰიდრატაციით (იხ. §15.3.2).

ამ გზით მიღებული ბუტადიენის კაუჩუკი ხასიათდება კარგი წყალ- და აირშეუღწევადობით, მაგრამ ბუნებრივ კაუჩუკს ჩამორჩება ელასტიკურობითა და ცვეთამედეგობით, რის გამოც თანდათანობით დაკარგა თავისი მნიშვნელობა. ამჟამად მრეწველობა აწარმოებს რიგ სინთეზურ კაუჩუკებს, რომელთაგან ზოგი დიდი მექანიკური სიმტკიცით ხასიათდება, ზოგი – მაღალი ქიმიური მდგრადობით და ა.შ. თითოეულ მათგანს იყენებენ მისი თვისებების შესაბამისად. მაგალითად, 2-ქლორბუტადიენ-1,3-ის ანუ ქლოროპრენის პოლიმერიზაციით მიიღეს ქლოროპრენის კაუჩუკი, რომელიც ხასიათდება სინათლის, სითბოსა და გამხსნელების მოქმედებისადმი დიდი მედეგობით:

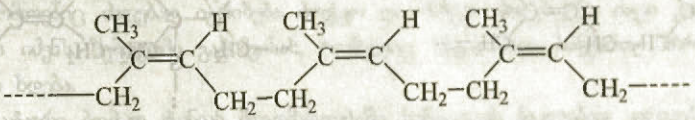
$$n CH_2=\underset{\displaystyle Cl}{\underset{|}{C}}-CH=CH_2 \longrightarrow -\left(CH_2-\underset{\displaystyle Cl}{\underset{|}{C}}=CH-CH_2\right)_n-$$

ქლოროპრენს კი ღებულობენ აცეტილენის დიმერიზაციით წარმოქმნილ ვინილაცეტილენზე ქლორწყალბადის მოქმედებით კატალიზატორის ($CuCl, NH_4Cl$) თანაობისას:

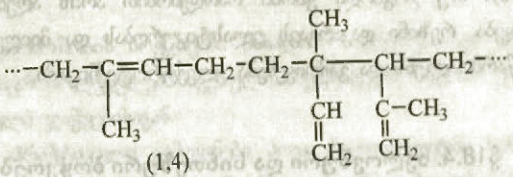
$$CH\equiv CH + CH\equiv CH \longrightarrow CH_2=CH-C\equiv CH$$

$$CH_2=CH-C\equiv CH + HCl \longrightarrow CH_2=CH-\underset{\displaystyle Cl}{\underset{|}{C}}=CH_2$$

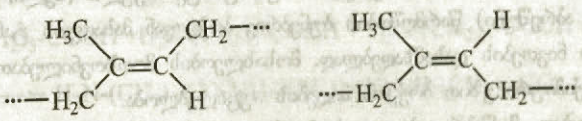
განხორციელდა, აგრეთვე, ბუნებრივი კაუჩუკის ანალოგის – იზოპრენის კაუჩუკის სინთეზი, მაგრამ ბუნებრივი კაუჩუკის თვისებების მიღწევა სრულყოფილად ვერ მოხერხდა. ამის მიზეზი დადგინდა ბუნებრივი კაუჩუკის სივრცითი აღნაგობის შესწავლის შემდეგ. აღმოჩნდა, რომ მას სტერეორეგულარული აღნაგობა აქვს. მეთილენის ჯგუფები მისი მაკრომოლეკულის სტრუქტურულ ერთეულებში ყოველთვის განლაგებულია ორმაგი ბმის ერთ მხარეს, ე.ი. ცის-მდგომარეობაში:



მაშასადამე, ბუნებრივი კაუჩუკი ცის-პოლიიზოპრენია. ქიმიური სინთეზის შედეგად სტერეორეგულარული აღნაგობის პოლიმერი არ მიიღებოდა (მიიღებოდა 1,4-ცის-ტრანს იზომერების ნარევი, რომლის პოლიმერულ ჯაჭვში არ იყო გამორიცხული ასევე 1,2- ან 3,4-მიერთების სტრუქტურული ერთეულის არსებობაც), რაც გავლენას ახდენდა პოლიმერის თვისებებზე.



(1,4) (1,2) (3,4)



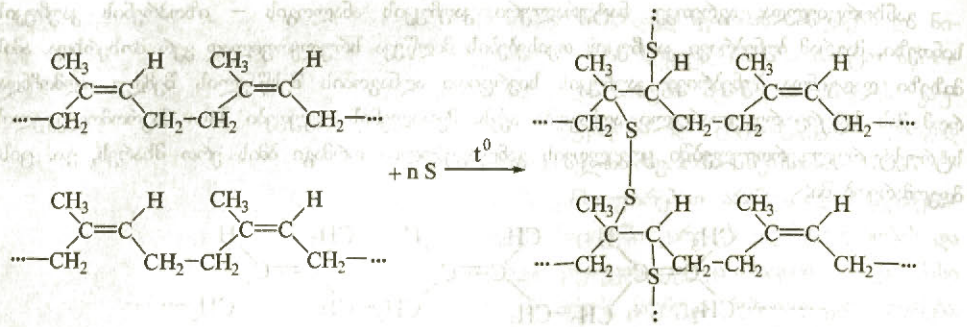
ტრანს-ფორმა ცის-ფორმა

აღსანიშნავია, რომ ბუნებაში გვხვდება ტრანს-პოლიიზოპრენიც, რომელსაც გუტაპერჩი (შეიცავს მცენარე გუტა) ეწოდება. ის ჩვეულებრივ პირობებში მყარი ნივთიერებაა, არ ახასიათებს ელასტიკურობა, თერმოპლასტიკურია (რაც გამომდინარეობს მისი სივრცითი ტრანს-აღნაგობიდან).

სტერეოსპეციფიკური კატალიზატორების (ციგლერ-ნატას კატალიზატორები) აღმოჩენის შემდეგ შესაძლებელი გახდა დიენების პოლიმერიზაციით ცის- სტერეორეგულარული აღნაგობის პოლიმერების მიღება. მიიღეს ცის-პოლიიზოპრენი, ასევე ცის-პოლიბუტადიენი, რომელსაც უწოდეს დივინილის კაუჩუკი. აღმოჩნდა, რომ იგი ცვეთამედეგობით ნატურალურ კაუჩუკსაც კი სჯობდა, რამაც განაპირობა მისი გამოყენება საბურავების პროტექტორების (გარეთა ნაწილი) დასამზადებლად.

კაუჩუკის სინთეზისათვის საჭირო მონომერებს ღებულობენ ნახშირწყალბადებიდან, რომელთაც შეიცავს ნავთობის თანმხლები აირები და ნავთობის გადამუშავების პროდუქტები.

როგორც ნატურალური, ისე სინთეზური კაუჩუკი გამოიყენება რეზინის სახით, რისთვისაც ახდენენ მათ ვულკანიზაციას და მიიღება სივრცითი სტრუქტურის პოლიმერი:



კაუჩუკის, გოგირდის და შემავსებლების (მურა, ცარცი) ნარევისაგან აყალიბებენ საჭირო ნაკეთობებს და ახურებენ 130 - 140°C ტემპერატურაზე. ამ დროს გოგირდის ატომები უერთდება კაუჩუკის ხაზოვან მოლეკულებს ორმაგი ბმის ადგილას და „კერავს“ მათ.

მიღებული რეზინის ნაკეთობა უხსნადი და ულღობია (კაუჩუკი იხსნება ბენზინში, რეზინი მხოლოდ ჯირკვლდება). თუ გოგირდი ჭარბი რაოდენობით არის აღებული, მაშინ „გაკერვა“ ბევრ ადგილას მოხდება, რეზინი დაკარგავს ელასტიკურობას და მიიღება ებონიტი, რომელიც კარგ იზოლატორს წარმოადგენს და გამოიყენება ელექტროტექნიკაში.

§18.4. ხელოვნური და სინთეზური ბოჭკოები

ადამიანი უძველესი დროიდან იყენებს როგორც მცენარეული (სელი, ბამბა), ისე ცხოველური (მატყლი, აბრეშუმი) წარმოშობის ბუნებრივ ბოჭკოვან მასალებს ტანსაცმლისა და სხვადასხვა საოჯახო ნივთების დასამზადებლად. მოსახლეობის მოთხოვნილებათა ზრდამ დღის წესრიგში დააყენა ქიმიური გზით ბოჭკოს მიღების აუცილებლობა.

ვინაიდან ბოჭკო მოწესრიგებული, ბოჭკოს ღერძის გასწვრივ ხაზოვანი მაკრომოლეკულების ორიენტირებული განლაგებით ხასიათდება, ამიტომ შეიძლება ავიღოთ მოუწესრიგებელი სტრუქტურის ბუნებრივი პოლიმერი და ქიმიური გადამუშავების გზით მაკრომოლეკულები დავალაგოთ ერთი მიმართულებით. შეიძლება პოლიმერი მივიღოთ დაბალმოლეკულური ნივთიერებებიდან სინთეზური გზით და შემდეგ განვახორციელოთ მასში მოლეკულების საჭირო ორიენტაცია. ბოჭკოს, რომლებიც ბუნებრივი პოლიმერული მასალების გადამუშავებით მიიღება, ხელოვნური ეწოდება, ხოლო სინთეზის გზით წარმოქმნილი პოლიმერებისაგან მიღებულ ბოჭკოს – სინთეზური. რადგან როგორც ხელოვნური, ისე სინთეზური ბოჭკოს წარმოებისას ქიმიურ მეთოდებს იყენებენ, მათ ქიმიურ ბოჭკოს უწოდებენ.

ხელოვნური ბოჭკოს მისაღებად საწყის ბუნებრივ პოლიმერად იყენებენ მერქნიდან გამოყოფილ ცელულოზას, ან ბამბის შეგროვების შემდეგ თესლზე დარჩენილ ბამბის ღინღლს. პოლიმერის ხაზოვანი მოლეკულები ბოჭკოს ღერძის გასწვრივ რომ დალაგდეს, ისინი ჯერ უნდა გავაცალკევოთ ერთმანეთისაგან. ამის მიღწევა პოლიმერის გალღობით არ შეიძლება, რადგან ცელულოზა გახურებისას გაულღობლად იშლება. ასევე შეუძლებელია მაკრომოლეკულების დაცილება გამხსნელის დახმარებით, რადგან ცელულოზა არ იხსნება წყალსა და ორგანულ გამხსნელებში. ამიტომ მიმართავენ ქიმიური გადამუშავების მეთოდს – ცელულოზას ამუშავებენ ძმარმჟავა ანჰიდრიდით კონცენტრირებული გოგირდმჟავას თანაობისას, ხოლო ეთერიფიკაციის პროდუქტს – ცელულოზის ტრიაცეტატს (იხ. §16.5.3.2) ხსნიან დიქლორმეთანისა და ეთანო-

ლის ნარევში. მიიღება ბლანტი ხსნარი, რომელშიც მოლეკულებს უკვე შეუძლია გადაადგილება და საჭირო ორიენტაციის მიღება. ამ მიზნით მიღებულ ბლანტ ხსნარს გაატარებენ ე.წ. თვალაკებში (მრავალნასვრეტიან ლითონის თალფაქებში). ხსნარის წვრილი ჭავლი ეშვება დაახლოებით 3 მეტრი სიმაღლის ვერტიკალურ შახტში. თვალაკებში გავლისას მაკრომოლეკულები ლაგდებიან ჭავლის დინების მიმართულებით. შახტში უწყვეტად მიეწოდება ცხელი ჰაერი, რის გამოც გამხსნელი ორთქლდება და ტრიაცეტილცელულოზა მიიღება გრძელი, წვრილი ბოჭკოს სახით, რომლებიც ძაფებად იგრიხება. ბოჭკო და მისგან მიღებული ძაფი კიდევ უფრო მეტ სიმტკიცეს იძენს შემდგომი გაჭიმვისას, რომელიც სხვადასხვა სიჩქარით მბრუნავი დოლების მეშვეობით ხდება.

აცეტატური ბოჭკო ტენიან მდგომარეობაში სიმტკიცეს ნაკლებად კარგავს, დაბალი თბოგამტარობის გამო სითბოს უკეთ ინარჩუნებს, ნაკლებად იჭმუჭნება, რეცხვის დროს მცირედ იკლებს და სასიამოვნო ბზინვარება გააჩნია. ჰიგიენური თვისებებით ჩამორჩება ბამბის ბოჭკოს. რადგან ჰიდროქსილის ჯგუფების უმეტესობა ეთერიფიცირებულია, წყალბადური ბმების წარმოქმნის ნაკლები საშუალება აქვს, ამიტომ ნაკლებჰიგროსკოპულია და ძნელად სველდება წყლით.

ცხოველური წარმოშობის ბოჭკოვანი მასალა – აბრეშუმი და მატყლი – ცილოვანი პოლიმერებია. მათი მაკრომოლეკულები აგებულია პეპტიდური ბმებით ერთმანეთთან შეერთებული ამინომჟავების გრძელი ჯაჭვებისაგან.

ამჟამად დიდი პრაქტიკული გამოყენება პოვა პოლიამიდურმა სინთეზურმა ბოჭკომ – კაპრონმა. ის ε-ამინოკაპრონმჟავას პოლიკონდენსაციის გზით მიიღება, რომელიც საფეხურებრივი მექანიზმით მიმდინარეობს: დიმერის, ტრიმერის, ტეტრამერის და ა.შ. n-მერის წარმოქმნით:

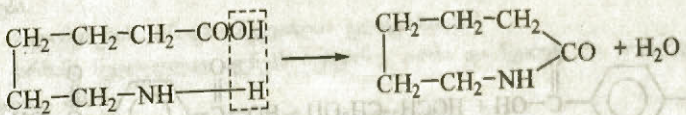
$$H_2N\text{-}(CH_2)_5\text{-}COOH + H_2N\text{-}(CH_2)_5\text{-}COOH + H_2N\text{-}(CH_2)_5\text{-}COOH + \cdots \longrightarrow$$

$$\longrightarrow H_2N\text{-}(CH_2)_5\text{-}CO\text{-}NH\text{-}(CH_2)_5\text{-}CO\text{-}NH\text{-}(CH_2)_5\text{-}CO\text{-} \cdots\cdots + nH_2O$$

ასეთი პოლიმერის მაკრომოლეკულებს ხაზოვანი სტრუქტურა აქვს და შედგება მრავალჯერ განმეორებადი ε-ამინოკაპრონმჟავას ნაშთებისაგან. მისი აღნაგობა შეიძლება გამოისახოს შემდეგი ფორმულით:

$$H\left[NH\text{-}(CH_2)_5\text{-}CO\right]_n OH$$

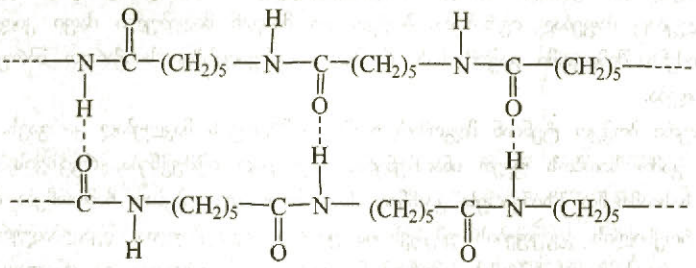
საწარმოო პირობებში კაპრონის მისალებად გამოიყენება ε-ამინოკაპრონმჟავას ნაწარმი – კაპროლაქტამი, რომელიც წარმოადგენს მისი შიგამოლეკულური დეჰიდრატაციის პროდუქტს:



სინთეზის პროცესში ჯერ ხდება ციკლების გახსნა პეპტიდურ ბმასთან, შემდეგ მათი შეერთება ხაზოვან მაკრომოლეკულებად. კაპროლაქტამის გამოყენება ε-ამინოკაპრონმჟავას ნაცვლად იძლევა საშუალებას, თავიდან ავიცილოთ პეპტიდური ბმების ჰიდროლიზი და უზრუნველვყოთ უფრო მაღალმოლეკულური პოლიამიდის მიღება. ციკლური აღნაგობის ε-კაპროლაქტამის პოლიმერიზაცია შეიძლება ინიცირებულ იქნეს როგორც იონური კატალიზატორებით, ასევე მოლეკულური ინიციატორებით. პოლიმერიზაცია მიმდინარეობს შემდეგი სქემით:



კაპრონის ბოჭკოს განსაკუთრებულ მაღალ სიმტკიცეს განაპირობებს მრავალრიცხოვანი წყალბადური ბმები მის მაკრომოლეკულებს შორის:

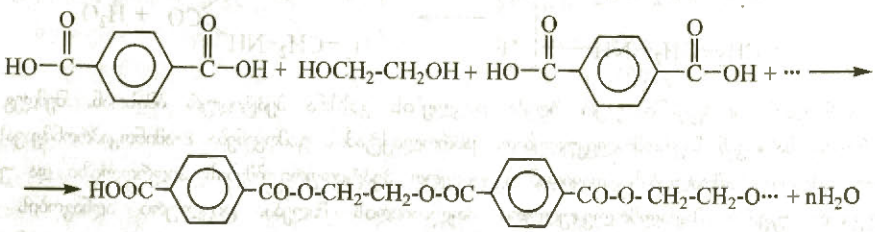


კაპრონი მიიღება ფისის სახით, სადაც მაკრომოლეკულები უწესრიგოდაა განლაგებული. ფისიდან ძაფის მისაღებად გალღობილ მასას წნევის ქვეშ გაატარებენ თვალაკებში. ისევე, როგორც აცეტატური ბოჭკოს შემთხვევაში, თვალაკების ნასვრეტებში გავლისას მაკრომოლეკულები ორიენტირდებიან ძინების მიმართულებით. გალღობილი მასის გაცივება ხდება ცივი ჰაერის მიწოდებით. ანალოგიურად, ბოჭკოსა და მისგან მიღებული ძაფის ორიენტაცია და სიმტკიცე ძლიერდება მბრუნავი დოლების დახმარებით.

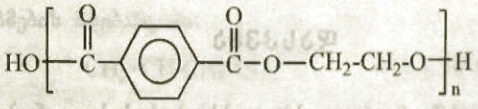
კაპრონისაგან დამზადებული ნივთები ულპობი, მაგარი, ცვეთამედეგი და არადეფორმირებადია, თუმცა მჟავების მოქმედებისადმი ის ნაკლებად მდგრადია (მათი გავლენით ხდება პეპტიდური ბმების ჰიდროლიზი). ასევე დაბალია ბოჭკოს თერმული მდგრადობაც (ლღვება 215^0 C-ზე, რის გამოც არ შეიძლება კაპრონის ქსოვილის ცხელი უთოთი დაუთოება).

კაპრონის ფისი პლასტმასის სახით გამოიყენება მანქანათა სხვადასხვა დეტალის დასამზადებლად, რომლებიც გამოირჩევიან დიდი სიმტკიცითა და ცვეთამედეგობით. კაპრონის ბოჭკოს იყენებენ ავტო- და ავიასაბურავების, კარკასების, სათევზაო ბადეების, საფილტრავი მასალების დასამზადებლად. კაპრონის ქსოვილისაგან ამზადებენ წინდებს, თავსაფრებს, კოფთებს, ხელოვნურ ბეწვს, ხალიჩებს და მრავალ სხვა საყოფაცხოვრებო ნივთს.

კიდევ ერთი მნიშვნელოვანი სინთეზური ბოჭკოა ლავსანი. ის წარმოადგენს ეთილენგლიკოლისა და ორფუძიანი არომატული მჟავას – ტერეფტალმჟავას პოლიკონდენსაციის პროდუქტს:



ლავსანი პოლიეთერული ბოჭკოა. მისი მაკრომოლეკულის აღნაგობა შეიძლება ასე გამოისახოს:



პოლიკონდენსაციის რეაქციის დროს ხშირად გამოიყენება დიკარბონმჟავათა მეთილის ეთერები და გამოყოფილი მეთილის სპირტის მოცილებით სარეაქციო არიდან რეაქცია მიყავთ გარდაქმნის მაღალ ხარისხამდე.

პოლიკონდენსაციის რეაქციის შედეგად ლავსანი მიიღება ფისის სახით. ფისის ნალღობიდან ბოჭკოს ფორმირების ტექნოლოგია აცეტატური ბოჭკოსა და კაპრონის ანალოგიურია.

ლავსანი ხასიათდება დიდი სიმტკიცით, ცვეთა-, თერმო- და შუქმედეგობით, კარგი დიელექტრიკია. ის მდგრადია საშუალო კონცენტრაციის მჟავებისა და ტუტეების მიმართ, თუმცა კონცენტრირებული მჟავებით იშლება.

ლავსანს სხვა ბოჭკოებთან ერთად ნარევის სახით იყენებენ ტანსაცმლისათვის საჭირო ქსოვილის, ხოლო პლასტმასის სახით – ტრანსპორტიორის ლენტების, ბაგირების, ქამრების, იალქნებისა და სხვა ტექნიკური დანიშნულების ნაკეთობათა დასამზადებლად.

კითხვები და სავარჯიშოები

1. შეადგინეთ იზობუტილენის პოლიმერიზაციის რეაქციის განტოლება.
2. შეადგინეთ ეთილენისა და ბუტენ-1-ის თანაპოლიმერიზაციის განტოლება. ჩათვალეთ, რომ მაკრომოლეკულის შემადგენლობაში ისინი შედიან მოლური თანაფარდობით 1 : 1.
3. რითაა განპირობებული პოლიმერთა უმრავლესობის მაღალი მექანიკური სიმტკიცე და ცუდი ხსნადობა?
4. ჩამოთვლილი ნივთიერებებიდან რომელს გააჩნია მუდმივი ლღობის ტემპერატურა: ბენზოლი, ტოლუოლი, პოლიქლორვინილი, დივინილი, პოლიპროპილენი, ეთანოლი?
5. პოლივინილქლორიდის ერთ-ერთი ნიმუშის საშუალო მოლეკულური მასაა 15000. გამოთვალეთ პოლიმერიზაციის ხარისხი.
6. რა განსხვავებაა ელასტიკურობასა და პლასტიკურობას შორის?
7. დაწერეთ მეთანიდან ქლოროპრენის კაუჩუკის სინთეზის სქემა.
8. როგორ მივიღოთ არაორგანული ნივთიერებების გამოყენებით პოლისტიროლი?
9. პოლიამიდური ბოჭკო ნაილონი მიიღება ჰექსამეთილენდიამინისა $NH_2—(CH_2)_6—NH_2$ და ადიპინის მჟავას – $HOOC-(CH_2)_4-COOH$ პოლიკონდენსაციით. შეადგინეთ ამ რეაქციის განტოლება.
10. რომელი პოლიმერების სინთეზი შეგვიძლია გლუკოზიდან?
11. ქიმიური ქარხანა ნედლეულად იყენებს ბუნებრივ აირსა და წყალს. რა პროდუქციის გამოშვება შეუძლია მას?
12. შეიძლება თუ არა პოლიმერებში იზომერიის არსებობა?
13. დაასახელეთ თქვენთვის ცნობილი პოლიმერები, რომლებიც ჰალოგენებს შეიცავენ. მიუთითეთ, რომელი მათგანია ქიმიურად უფრო ინერტული?
14. დაასახელეთ პოლიმერები, რომლებშიც ბმები სტრუქტურულ რგოლებს შორის სხვადასხვა ელემენტის ატომებით მყარდება.
15. თქვენთვის ცნობილი ბუნებრივი პოლიმერებიდან რომელი შეადგენს ჩვენი საკვების მნიშვნელოვან ნაწილს?

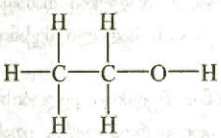
დასკვნა

ორგანული ქიმიის კურსში ნაერთთა სხვადასხვა კლასის გაცნობის შემდეგ მიზანშეწონილია ზოგიერთი საკითხის განმეორებით განხილვა, რადგან ამ უკანასკნელთა სრული და საფუძვლიანი შესწავლა კურსის დასაწყისში შეუძლებელი იყო. პირველ რიგში ეს ეხება ორგანულ ნაერთთა აღნაგობის თეორიის ზოგიერთ დებულებას.

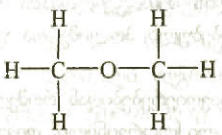
იზომერია

იზომერია არის მოვლენა, რომელიც დაკავშირებულია ისეთი ნივთიერებების არსებობასთან, რომელთაც ერთი და იგივე თვისებითი და რაოდენობითი შედგენილობა, ერთნაირი მოლეკულური მასა, მაგრამ განსხვავებული მოლეკულური აღნაგობა და, აქედან გამომდინარე, განსხვავებული თვისებები გააჩნიათ.

ორგანული ქიმიის განვითარებამ იზომერები სრულიად განსხვავებული თვისებების მქონე ნივთიერებებს შორისაც გამოავლინა. მაგალითად, ეთილის სპირტისა და დიმეთილეთერის შედგენილობა გამოისახება ერთი და იმავე მოლეკულური ფორმულით – C_2H_6O, მაგრამ მათი ფიზიკური და ქიმიური თვისებები განსხვავებულია. ეთილის სპირტი სითხეა, ხოლო დიმეთილეთერი – აირი. პირველი რეაგირებს ნატრიუმთან, მეორე – არა. ეს ნაერთები ერთმანეთის იზომერებია. მათი აღნაგობის ფორმულები ასე გამოისახება:



ეთილის სპირტი

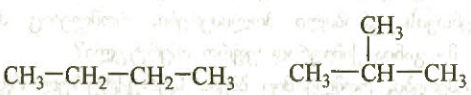


დიმეთილეთერი

ეთილის სპირტის მოლეკულაში წყალბადის ერთი ატომი ნახშირბადთან ჟანგბადის მეშვეობითაა დაკავშირებული. ეს წყალბადატომი სხვა წყალბადის ატომებთან შედარებით უფრო მოძრავია. დიმეთილეთერის მოლეკულაში კი წყალბადის ყველა ატომი ტოლფასია, ერთნაირადაა დაკავშირებული ნახშირბადის ატომებთან. სწორედ მოლეკულათა განსხვავებული აღნაგობით აიხსნება ის ფაქტი, რომ ეთილის სპირტი ურთიერთქმედებს ნატრიუმთან, დიმეთილეთერი კი – არა.

არსებობს იზომერიის ორი სახე – ქიმიური აღნაგობის იზომერია და სივრცითი აღნაგობის იზომერია, ანუ სტერეოიზომერია. აღნაგობის იზომერები, თავის მხრივ, იყოფა:

1. **ნახშირბადული ჯაჭვის იზომერებად:**



ნ-ბუტანი

2-მეთილპროპანი
(იზობუტანი)

2. **ჯერადი ბმების ან ჩამნაცვლებლების (ფუნქციური ჯგუფების) მდებარეობის იზომერებად.**

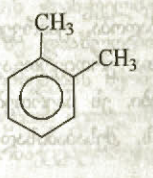
ა) ჯერადი ბმების მდებარეობა:

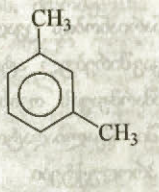
$CH_2=CH-CH_2-CH_3$ ბუტენ-1 $CH_3-CH=CH-CH_3$ ბუტენ-2

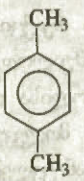
ბ) ჩამნაცვლებლების (ფუნქციური ჯგუფების) მდებარეობა:

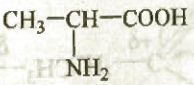
$CH_3-CH_2-CH_2OH$ პროპანოლ-1 $CH_3-CHOH-CH_3$ პროპანოლ-2

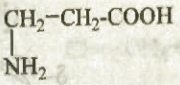
გ) ჩამნაცვლებლების (ფუნქციური ჯგუფების) ურთიერთმდებარეობა:


ო-ქსილოლი


მ-ქსილოლი


პ-ქსილოლი


2-ამინოპროპიონმჟავა

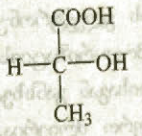

3-ამინოპროპიონმჟავა

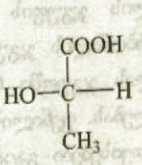
3. ორგანულ ნაერთთა სხვადასხვა კლასში შემავალ ნივთიერებათა იზომერებად ანუ კლასთაშორის იზომერებად:

CH_3-CH_2OH ეთანოლი CH_3-O-CH_3 დიმეთილეთერი CH_3-COOH ძმარმჟავა $HCOOCH_3$ მეთილფორმიატი

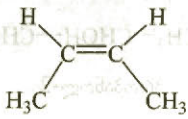
სტერეოიზომერებში ასხვავებენ ოპტიკურ და გეომეტრიულ იზომერებს.

1. **ოპტიკური იზომერია** დაკავშირებულია ორგანული ნაერთის მოლეკულაში ასიმეტრიული ნახშირბადატომის არსებობასთან. **ასიმეტრიულია ნახშირბადის ატომი, რომელიც ვალენტური sp^3-ჰიბრიდული ორბიტალებით დაკავშირებულია ოთხ სხვადასხვა ატომთან ან ატომთა ჯგუფთან.** ოპტიკური იზომერები ისე შეესაბამება ერთმანეთს, როგორც საგანი და მისი სარკის გამოსახულება. ისინი ერთმანეთისაგან განსხვავდებიან მხოლოდ ოპტიკური თვისებით – განსხვავებული მიმართულებით (მარცხნივ ან მარჯვნივ) აბრუნებენ სინათლის პოლარიზაციის სიბრტყეს.

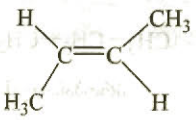

მარჯვნივ მბრუნავი რძემჟავა


მარცხნივ მბრუნავი რძემჟავა

2. გეომეტრიული ანუ ცის-ტრანს იზომერია განპირობებულია ორგანული ნაერთის მოლეკულაში ნახშირბადატომებს შორის ორმაგი ბმის არსებობით, რომელიც გამორიცხავს ამ ატომთა თავისუფალ ბრუნვას ბმის გაწყვეტის გარეშე. ამასთან დაკავშირებით, ჩამნაცვლებლები შეიძლება მდებარეობდეს ორმაგი ბმის სიბრტყის ერთ (ცის-იზომერი), ან სხვადასხვა (ტრანს-იზომერი) მხარეს:



ცის-ბუტენ-2

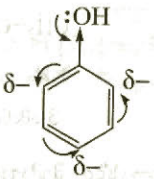


ტრანს-ბუტენ-2

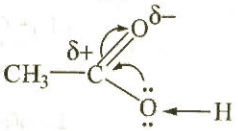
ორგანულ ნაერთთა რეაქციისუნარიანობის ცვალებადობა, უპირველეს ყოვლისა, განპირობებულია ერთმანეთთან უშუალოდ დაკავშირებულ ატომთა ურთიერთგავლენით. შევადაროთ ერთმანეთს ეთანოლის, ფენოლისა და ძმარმჟავას თვისებები. ეს ნაერთები შეიძლება წარმოვიდგინოთ, როგორც წყლის მოლეკულაში წყალბადატომის, შესაბამისად, ეთილის, ფენილისა და აცეტილის ჯგუფებით ჩანაცვლების პროდუქტები.

ეთანოლი

ფენოლი



ძმარმჟავა



ეთანოლის მოლეკულაში ეთილის რადიკალის ელექტრონდონორული თვისებების გამო ჟანგბადის ატომზე უარყოფითი მუხტის სიმკვრივე იზრდება, რის შედეგადაც ის უფრო მტკიცედ იკავშირებს წყალბადის ატომს და ამ უკანასკნელის მოწყვეტა პროტონის სახით ძნელდება. ეთანოლი უფრო სუსტ მჟავურ თვისებებს ამჟღავნებს, ვიდრე წყალი.

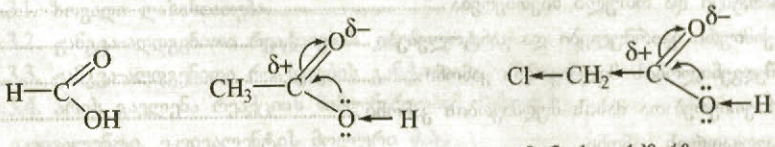
ფენოლის მოლეკულაში ბენზოლის ბირთვის π-ელექტრონული სისტემა შეუღლებულია ჟანგბადის ორელექტრონიან p-ორბიტალთან, რომელიც არომატული ბირთვის სიბრტყის მართობულადაა ორიენტირებული. ამის შედეგად წარმოიქმნება რვაელექტრონიანი ერთიანი π-სისტემა, რომლის ელექტრონული სიმკვრივე გადაწეულია არომატული ბირთვისაკენ. ეს, თავის მხრივ, განაპირობებს O-H ბმის პოლარიზაციის ხარისხის მნიშვნელოვან ზრდას, რაც ადვილებს წყალბადის მოგლეჯას პროტონის სახით და, აქედან გამომდინარე, ფენოლის მჟავური თვისებების ზრდას ეთანოლთან შედარებით.

ძმარმჟავას მოლეკულაში კარბონილის ჯგუფის ძლიერი ელექტრონაქცეპტორული თვისებების გამო ჰიდროქსილის ჯგუფის ჟანგბადატომის ორელექტრონიანი p-ელექტრონული ღრუბელი შეუღლდება კარბონილის ჯგუფის π-ბმის ელექტრონულ ღრუბელთან, რაც, თავის მხრივ, იწვევს ჰიდროქსილის ჯგუფში O-H ბმის პოლარიზაციის ხარისხის ზრდას და პროტონის მოწყვეტის გაადვილებას. ფენილის რადიკალისაგან განსხვავებით, კარბონილის ჯგუფის ელექტრონაქცეპტორული თვისებები გაცილებით უფრო ძლიერია, რის გამოც O-H ბმის პოლარიზაციის ხარისხი და, აქედან გამომდინარე, პროტონის ძვრადობაც უფრო მეტია, ვიდრე ფენოლის შემთხვევაში, ე. ი. ძმარმჟავა უფრო ძლიერი მჟავაა, ვიდრე ფენოლი.

როგორც ამ მაგალითებიდან ჩანს, სხვადასხვა ჯგუფის გავლენა ჰიდროქსილის ჯგუფის რეაქციისუნარიანობაზე განსხვავებულია. თავის მხრივ, ჰიდროქსილის ჯგუფიც ახდენს გავლენას მასთან დაკავშირებული ჯგუფების რეაქციისუნარიანობაზე. მისი ელექტრონდონორული თვისებების გამო ფენოლში არომატული ბირთვის ელექტრონული სიმკვრივე იზრდება და ელექტროფილური ჩანაცვლების რეაქციები გაცილებით უფრო ადვილად წარიმართება, ვიდრე ბენზოლში.

ჰიდროქსილის ჯგუფის გავლენით მცირდება, აგრეთვე, ელექტრონული სიმკვრივის დეფიციტი კარბოქსილის ჯგუფის ნახშირბადატომზე ძმარმჟავას მოლეკულაში, რაც ზრდის C=O ბმის სიმტკიცეს და, აქედან გამომდინარე, აძნელებს ნუკლეოფილური მიერთების რეაქციების მიმდინარეობას ეთანალთან შედარებით.

შევადაროთ ერთმანეთს ჭიანჭველმჟავას, ძმარმჟავასა და მონოქლორძმარმჟავას თვისებები. ძმარმჟავა ჭიანჭველმჟავაზე დაახლოებით ათჯერ უფრო სუსტი მჟავაა, რაც გამოწვეულია ელექტრონდონორული თვისებების მქონე მეთილის რადიკალის გავლენით O-H ბმის პოლარიზაციის ხარისხის შემცირებით. მეთილის რადიკალში ქლორის ატომის ჩანაცვლება, ამ უკანასკნელის ძლიერი ელექტრონაქცეპტორული თვისებების გამო, ზრდის მჟავას დისოციაციის ხარისხს. მონოქლორძმარმჟავა დაახლოებით ასჯერ უფრო ძლიერია, ვიდრე ძმარმჟავა.



ჭიანჭველმჟავა ძმარმჟავა მონოქლორძმარმჟავა

თავის მხრივ, კარბოქსილის ჯგუფიც ახდენს გავლენას მასთან დაკავშირებული ჯგუფების რეაქციისუნარიანობაზე. მისი ძლიერი ელექტრონაქცეპტორული თვისებების გამო ძმარმჟავას მოლეკულაში მეთილის რადიკალის წყალბადატომის ჩანაცვლება ჰალოგენის ატომით ძალიან ადვილად მიმდინარეობს. ამავე მიზეზით მონოქლორძმარმჟავას მოლეკულაში ქლორის ატომის ძვრადობა მატულობს, ის უფრო რეაქციისუნარიანი ხდება, ვიდრე მონოქლორმეთანის მოლეკულაში, და ადვილად ჩაინაცვლება ამიაკთან რეაგირებისას ამინოჯგუფით.

ყოველივე ზემოაღნიშნულიდან შეგვიძლია დავასკვნათ, რომ ორგანულ ნივთიერებათა თვისებები დამოკიდებულია მათ შედგენილობაზე და მათი მოლეკულების ელექტრონულ აღნაგობაზე.

ს ა რ ჩ ე ვ ი

ნაწილი I

ზ ო გ ა დ ი ქ ი მ ი ი ს ს ა ფ უ ძ ვ ლ ე ბ ი

თავი 1

ქიმიის ძირითადი ცნებები და კანონები 7
§1.1. ქიმიის საგანი და ამოცანები 7
§1.2. ქიმიის ადგილი საბუნებისმეტყველო მეცნიერებებს შორის 7
§1.3. ფიზიკური და ქიმიური მოვლენები 8
§1.4. ატომურ-მოლეკულური მოძღვრება. ატომები. მოლეკულები 9
§1.5. ფარდობითი ატომური მასა 11
§1.6. ფარდობითი მოლეკულური მასა 12
§1.7. ნივთიერების რაოდენობა. მოლი. მოლური მასა 13
§1.8. ქიმიური ელემენტი 14
§1.9. მარტივი და რთული ნივთიერება 15
§1.10. ქიმიური ფორმულები და განტოლებები 16
§1.11. შედგენილობის მუდმივობის კანონი 18
§1.12. ნივთიერებათა მასის მუდმივობის კანონი 20
§1.13. ავოგადროს კანონი 21
§1.14. აირად ნივთიერებათა მოლური მასის განსაზღვრა 23

თავი 2

დ. მენდელეევის პერიოდულობის კანონი და პერიოდული სისტემა ატომის აღნაგობა 26
§2.1. პერიოდულობის კანონის აღმოჩენა 26
§2.2. პერიოდული სისტემა 28
§2.3. ზოგადი ცნობები ატომის აღნაგობის შესახებ 29
§2.4. ატომის ბირთვის შედგენილობა 32
§2.5. იზოტოპები 34
§2.6. რადიოაქტივობა. ატომბირთვული რეაქციები. წარმოდგენა ქიმიური ელემენტების გარდაქმნის შესახებ 35
§2.7. ქიმიური ელემენტების ატომთა ელექტრონული გარსების აღნაგობა 37
§2.8. პერიოდულობის კანონი და პერიოდული სისტემა ატომის აღნაგობის მოძღვრების შუქზე 44
§2.9. ატომების თვისებების პერიოდულობა 45
§2.10. პერიოდულობის კანონის მნიშვნელობა 48

თავი 3

ქიმიური ბმა 52
§3.1. იონური ბმა 52
§3.2. კოვალენტური ბმა 54

§3.2.1. კოვალენტური ბმის ზოგადი დახასიათება 54
§3.2.2. წარმოდგენა ჰიბრიდიზაციაზე 56
§3.2.3. σ- და π-ბმები 60
§3.2.4. კოვალენტური ბმის წარმოქმნის დონორულ-აქცეპტორული მექანიზმი 61
§3.2.5. კოვალენტური ბმის თვისებები 63
§3.3. ლითონური ბმა 65
§3.4. წყალბადური ბმა 66
§3.5. მოლეკულათშორისი ურთიერთქმედება 68
§3.6. კრისტალური სტრუქტურები 70
§3.7. ვალენტობა და ქიმიური ბმა 72
§3.8. ჟანგვის ხარისხი 76

თავი 4

ქიმიური რეაქციების დახასიათება 81
§4.1. ქიმიური რეაქციების ტიპები 81
§4.2. რეაქციის სითბური ეფექტი 82
§4.3. ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციები 84
§4.3.1. ზოგადი დახასიათება 84
§4.3.2. ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციების კლასიფიკაცია 85
§4.3.3. ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციების განტოლების შედგენა 86
§4.3.4. არის გავლენა რეაქციის მიმდინარეობის ხასიათზე 89
§4.4. ეკვივალენტი. ეკვივალენტის მოლური მასა 91
§4.5. ქიმიური რეაქციის სიჩქარე 93
§4.6. კატალიზი 98
§4.7. ქიმიურ რეაქციათა შექცევადობა.
ქიმიური წონასწორობა 101

თავი 5

ხსნარები. ელექტროლიტური დისოციაცია. ელექტროლიზი 107
§5.1. ნივთიერებათა ხსნადობა წყალში 107
§5.2. სითბური მოვლენები გახსნის დროს 110
§5.3. ხსნარების შედგენილობის გამოსახვა 111
§5.4 დისპერსიული სისტემები. კოლოიდური ხსნარები 112
§5.5. ელექტროლიტური დისოციაციის თეორია.
დისოციაციის მექანიზმი 115
§5.6. დისოციაციის ხარისხი 118
§5.7. ძლიერი და სუსტი ელექტროლიტები 119
§5.8. დისოციაციის მუდმივა 120
§5.9. იონური მიმოცვლის რეაქციები 121
§5.10. წყლის დისოციაცია. წყალბადური მაჩვენებელი 123
§5.11. მჟავების და ფუძეების პროტოლიტური თეორია 124
§5.12. სტანდარტული ელექტროდული პოტენციალების რიგი 125
§5.13. ელექტროლიზი 129
§5.14. რაოდენობითი თანაფარდობანი ელექტროლიზის დროს 133

თავი 6

არაორგანულ ნაერთთა კლასები 136
§6.1. ოქსიდები 136
§6.2. ფუძეები 140
§6.3. მჟავები 143
§6.4. მარილები 147
§6.5. მარილთა ჰიდროლიზი 152

ნაწილი II

არაორგანული ქიმია

თავი 7

წყალბადი, ჰალოგენები 157
§7.1. წყალბადი 157
§7.2. წყალი 161
§7.3. ქლორი. მისი ნაერთები 165
§7.3.1. ქლორი 165
§7.3.2. ქლორწყალბადი და მისი მარილმჟავა 169
§7.3.3. ქლორის ჟანგბადიანი ნაერთები 171
§7.4. ჰალოგენების ზოგადი დახასიათება 172

თავი 8

ჟანგბადი. გოგირდი 180
§8.1. ჟანგბადი 180
§8.2. ოზონი 183
§8.3. წყალბადის პეროქსიდი 184
§8.4. გოგირდი 185
§8.5. გოგირდწყალბადი 188
§8.6. გოგირდის ოქსიდები და გოგირდოვანმჟავა 190
§8.6.1. გოგირდ(IV)-ის ოქსიდი 190
§8.6.2. გოგირდოვანმჟავა 192
§8.6.3. გოგირდ(VI)-ის ოქსიდი 193
§8.7. გოგირდმჟავა 194
§8.8. გოგირდმჟავას მარილები 196
§8.9. გოგირდმჟავას მიღების კონტაქტური ხერხი 197
§8.10. VI ჯგუფის მთავარი ქვეჯგუფის ელემენტების მოკლე დახასიათება 200

თავი 9

აზოტი. ფოსფორი 204
§9.1. აზოტი 204
§9.2. ამიაკი 206
§9.3. ამონიუმის მარილები 208
§9.4. აზოტის ოქსიდები 210

§9.5. აზოტმჟავა 213
§9.6. აზოტმჟავას მარილები 216
§9.7. ფოსფორი 217
§9.8. ფოსფორის ოქსიდები, ფოსფოროვანმჟავა 220
§9.9. ორთოფოსფორმჟავა და მისი მარილები 223
§9.10. V ჯგუფის მთავარი ქვეჯგუფის ელემენტების მოკლე დახასიათება 224
§9.11. მინერალური სასუქები 226
§9.11.1. აზოტიანი სასუქები 227
§9.11.2. ფოსფორიანი სასუქები 228
§9.11.3. კალიუმიანი სასუქები 229

თავი 10

ნახშირბადი. სილიციუმი 232
§10.1. ნახშირბადი 232
§10.2. ნახშირბადის ოქსიდები 236
§10.3. ნახშირმჟავა და მისი მარილები 239
§10.4. სილიციუმი 241
§10.5. სილიციუმ (IV)-ის ოქსიდი და სილიციუმმჟავა 243
§10.6. სილიკატური მრეწველობა 246
§10.7. IV ჯგუფის მთავარი ქვეჯგუფის ელემენტთა მოკლე დახასიათება 248

თავი 11

ლითონები 251
§11.1. ლითონების ზოგადი დახასიათება 251
§11.1.1. ლითონების ფიზიკური თვისებები 252
§11.1.2. ლითონების ქიმიური თვისებები 253
§11.2. შენადნობები 255
§11.3. ლითონთა მიღების ხერხები 255
§11.4. ლითონთა კოროზია და მასთან ბრძოლა 257

თავი 12

პერიოდული სისტემის I, II, III ჯგუფის მთავარი ქვეჯგუფის ელემენტები 261
§12.1. ტუტე ლითონების ზოგადი დახასიათება 261
§12.1.1. ნატრიუმი, კალიუმი 262
§12.1.2. ტუტეები 265
§12.1.3. ნატრიუმის და კალიუმის ნაერთების გამოყენება 266
§12.2. II ჯგუფის მთავარი ქვეჯგუფის ელემენტთა ზოგადი დახასიათება 267
§12.2.1. კალციუმი 268
§12.2.2. კალციუმის ოქსიდი და ჰიდროქსიდი 270
§12.2.3. კალციუმის ბუნებრივი ნაერთების გამოყენება 272
§12.2.4. წყლის სიხისტე და მისი თავიდან აცილების გზები 272
§12.3. III ჯგუფის მთავარი ქვეჯგუფის ელემენტთა ზოგადი დახასიათება 274

§12.3.1. ალუმინი 275
§12.3.2. ალუმინის ოქსიდი და ჰიდროქსიდი 278

თავი 13

თანაური ქვეჯგუფების ელემენტები 280
§13.1. d-ელემენტების ზოგადი დახასიათება 280
§13.2. მანგანუმი 280
§13.3. VIII ჯგუფის თანაური ქვეჯგუფის ელემენტების ზოგადი დახასიათება. რკინა 282
§13.3.1. რკინის ოქსიდები და ჰიდროქსიდები 286
§13.3.2. თვისებითი რეაქციები რკინა(II)-ის და (III)-ის იონებზე 287
§13.3.3. რკინის შენადნობების გამოყენება 288
§ 13.3.4 თუჯისა და ფოლადის წარმოება 289
§13.4. კოორდინაციული ნაერთები 292

ნაწილი III

ორგანული ქიმია

თავი 14

ორგანული ნაერთების ზოგადი დახასიათება 297
§14.1.ორგანული ქიმიის საგანი, განვითარების გზები და მნიშვნელობა 297
§14.2. ორგანულ ნაერთთა აღნაგობის თეორია 298
§14.3. ქიმიური ბმების ბუნება ორგანულ ნაერთთა მოლეკულებში 301
§14.4. ორგანულ რეაქციათა ტიპები 303
§14.5. ორგანულ ნაერთთა კლასიფიკაცია 305

თავი 15

ნახშირწყალბადები და მათი ბუნებრივი წყაროები 308
§15.1. ალკანები 308
§15.2. ციკლოალკანები 318
§15.3. უჯერი ნახშირწყალბადები 320
§15.3.1. ალკენები 320
§15.3.2. ალკადიენები 327
§15.3.3. ალკინები 329
§15.4. არომატული ნახშირწყალბადები (არენები) 333
§15.5. ნახშირწყალბადების ბუნებრივი წყაროები 341
§15.5.1. ბუნებრივი და ნავთობის თანმხლები აირი 341
§15.5.2. ნავთობი 341
§15.5.2.1. ნავთობპროდუქტების კრეკინგი 344
§15.5.3. კოქსქიმიური წარმოება 345

თავი 16

ჟანგბადშემცველი ორგანული ნაერთები 348
§16.1. ნახშირწყალბადების ჰიდროქსინაწარმები 348

§16.1.1. ნაჯერი ერთატომიანი სპირტები 348
§16.1.2. ეთილენგლიკოლი 356
§16.1.3. გლიცერინი 357
§16.1.4. ფენოლი 359
§16.2. კარბონილური ნაერთები 362
§16.3. კარბონმჟავები 371
§16.4. რთული ეთერები და ცხიმები 379
§16.4.1 კარბონმჟავათა რთული ეთერები 379
§16.4.2. ცხიმები 381
§16.5. ნახშირწყლები 383
§16.5.1. მონოსაქარიდები 383
§16.5.1.1. გლუკოზა 384
§16.5.1.2. ფრუქტოზა 388
§16.5.1.3. რიბოზა და დეზოქსირიბოზა 389
§16.5.2. დისაქარიდები 390
§16.5.3. პოლისაქარიდები 391
§16.5.3.1. სახამებელი 392
§16.5.3.2. ცელულოზა 394

თავი 17

აზოტშემცველი ორგანული ნაერთები 400
§17.1. ამინები 400
§17.1.1. ალიფატური ამინები 400
§17.1.2. არომატული ამინები 402
§17.2. ამინომჟავები 404
§17.3. პეპტიდები და ცილები 408
§17.3.1. პეპტიდები 408
§17.3.2. ცილები 409
§17.4. ჰეტეროციკლური ნაერთები 413
§17.5. ნუკლეინმჟავები 415

თავი 18

მაღალმოლეკულური ნივთიერებები 419
§18.1. მაღალმოლეკულურ ნივთიერებათა ზოგადი დახასიათება 419
§18.2. პლასტმასები 425
§18.3. კაუჩუკი 427
§18.4. ხელოვნური და სინთეზური ბოჭკოები 430

დასკვნა 434
იზომერია 434

გამომცემლობის რედაქტორი მარინე ვარამაშვილი
გარეკანის დიზაინი თინათინ ჩირინაშვილი
დაკაბადონება ნათია დვალი

0128, თბილისი, ი. ჭავჭავაძის გამზირი 14
0128, Tbilisi, 14, Ilia Chavchavadze Ave.
www.press.tsu.ge (25-14-32)

ქიმიურ ელემენტთა სისტემის გრძელპერიოდიანი ვარიანტი



I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			IX	X	XI	XII	XIII	XIV	XV	XVI	XVII	XVIII
IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB			IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA		
1,008 H 1																			4,003 He 2
6,940 Li 3	9,013 Be 4											10,81 B 5	12,011 C 6	14,007 N 7	16,000 O 8	19,00 F 9	20,182 Ne 10		
22,990 Na 11	24,32 Mg 12											26,98 Al 13	28,09 Si 14	30,97 P 15	32,066 S 16	35,453 Cl 17	39,946 Ar 18		
39,100 K 19	40,08 Ca 20	44,96 Sc 21	47,90 Ti 22	50,95 V 23	52,01 Cr 24	54,94 Mn 25	55,85 Fe 26	58,94 Co 27	58,71 Ni 28	63,54 Cu 29	65,38 Zn 30	69,72 Ga 31	72,59 Ge 32	74,91 As 33	78,96 Se 34	79,91 Br 35	83,80 Kr 36		
85,48 Rb 37	87,62 Sr 38	88,92 Y 39	91,22 Zr 40	92,91 Nb 41	95,95 Mo 42	99 Tc 43	101,1 Ru 44	102,91 Rh 45	106,4 Pd 46	107,87 Ag 47	112,40 Cd 48	114,82 In 49	118,69 Sn 50	121,74 Sb 51	127,61 Te 52	126,91 I 53	131,3 Xe 54		
132,91 Cs 55	137,36 Ba 56	57-71	178,6 Hf 72	180,95 Ta 73	183,85 W 74	186,22 Re 75	190,2 Os 76	192,2 Ir 77	195,09 Pt 78	197,0 Au 79	200,6 Hg 80	204,37 Tl 81	207,2 Pb 82	209,0 Bi 83	210 Po 84	211 At 85	222 Rn 86		
223 Fr 87	226,05 Ra 88	89-103	261,1 Rf 104	262,1 Db 105	263,1 Sg 106	262,1 Bh 107	265,1 Hs 108	266,1 Mt 109	110										
s		d												p					

138,92 La 57	140,13 Ce 58	140,92 Pr 59	144,24 Nd 60	145 Pm 61	150,35 Sm 62	152,0 Eu 63	157,25 Gd 64	158,92 Tb 65	162,50 Dy 66	164,93 Ho 67	167,2 Er 68	169 Tm 69	173,04 Yb 70	174,98 Lu 71
227 Ac 89	232,05 Th 90	231,1 Pa 91	238,07 U 92	237 Np 93	242 Pu 94	243 Am 95	247 Cm 96	249 Bk 97	251 Cf 98	254 Es 99	253 Fm 100	256 Md 101	255 (No) 102	257 Lr 103
f														

ISBN 9789941307828