

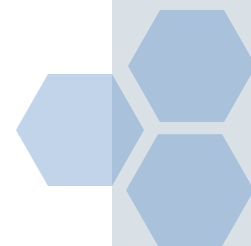


ПЕРИОДТЫҚ ЖҮЙЕДЕГІ ЭЛЕМЕНТТЕР ХИМИЯСЫ ПӘНІ

№ 4 дәріс V - A топша элементтері



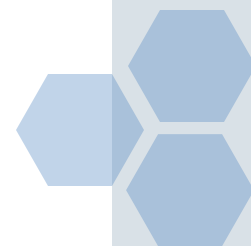
**Лектор: х.ғ.к., қауымдастырылған
профессор Мукатаева Ж.С.**





ДӘРІСТІҢ ЖОСПАРЫ:

- 1.V A – топша элементтеріне жалпы сипаттама.**
- 2.Азот, фосфор, мышьяк, сурьма, висмут және олардың қосылыстарының таралуы, алынуы, физикалық және химиялық қасиеттері**



Период-тар	Топтар Қатарлар	Д.И Менделеев жасаған химиялық элементтердің периодтық жүйесі						А VII В		А VIII В													
		А II В		А III В		А IV В		А V В		А VI В		H 1 1,00794 1s Hydrogenium Сутері		He 2 4,002602 1s Helium Гелий		Периодтық заңды 1869 жылы Д.И. Менделеев ашты							
1	1															Элементтің табылдануы						Атомның нөмірі	
2	2	Li 3 6,941 2s Lithium Литий	Be 4 9,01218 2s Beryllium Бериллий	B 5 10,811 2s2p Borium Бор	C 6 12,011 2s2p Carbonium Көміртері	N 7 14,0067 2s2p Nitrogenium Азот	O 8 15,9994 2s2p Oxygenium Оттегі	F 9 18,998403 2s2p Fluorum Фтор	Ne 10 20,179 2s2p Neon Неон							Атомның массасы						Электрондардың толтылу және олар әрі толған элементтерге таралуы арқылы	
3	3	Na 11 22,98977 3s Natrium Натрий	Mg 12 24,308 3s Magnesium Магний	Al 13 26,98154 3s3p Aluminium Алюминий	Si 14 28,0858 3s3p Silicium Кремний	P 15 30,97376 3s3p Phosphorus Фосфор	S 16 32,066 3s3p Sulfur Күкірт	Cl 17 35,483 3s3p Chlorum Хлор	Ar 18 39,948 3s3p Argon Аргон														
4	4	K 19 39,0983 4s Kalium Калий	Ca 20 40,078 4s Calcium Кальций	Sc 21 44,95591 3d4s Scandium Скандий	Ti 22 47,88 3d4s Titanium Титан	V 23 50,9415 3d4s Vanadium Ванадий	Cr 24 51,9961 3d4s Chromium Хром	Mn 25 54,9380 3d4s Manganese Марганец	Fe 26 55,847 3d4s Ferrum Темір	Co 27 58,9332 3d4s Cobaltum Кобальт	Ni 28 58,69 3d4s Niccolum Никель												
	5	Cu 29 63,546 4s Cuprum Мыс	Zn 30 65,39 4s Zincum Мырыш	Ga 31 69,723 4s4p Gallium Галлий	Ge 32 72,64 4s4p Germanium Германий	As 33 74,9216 4s4p Arsenicum Мышьяк	Se 34 78,96 4s4p Selenium Селен	Br 35 79,904 4s4p Bromum Бром	Kr 36 83,80 4s4p Krypton Криптон														
5	6	Rb 37 85,4678 5s Rabidium Рубидий	Sr 38 87,62 5s Strontium Стронций	Y 39 88,9059 4d5s Yttrium Иттрий	Zr 40 91,224 4d5s Zirconium Цирконий	Nb 41 92,9064 4d5s Niobium Нобий	Mo 42 95,94 4d5s Molybdaenum Молибден	Tc 43 [98] 4d5s Technetium Технеций	Ru 44 101,07 4d5s Ruthenium Рутений	Rh 45 102,906 4d5s Rhodium Родий	Pd 46 106,42 4d5s Palladium Палладий												
	7	Ag 47 107,8682 5s Argentum Күміс	Cd 48 112,41 5s Cadmium Кадмий	In 49 114,82 5s5p Indium Индий	Sn 50 118,710 5s5p Stannum Калай	Sb 51 121,76 5s5p Stibium Сурь	Te 52 127,60 5s5p Tellurium Теллур	I 53 126,9045 5s5p Iodum Йод	Xe 54 131,29 5s5p Xenon Ксенон														
6	8	Cs 55 132,9054 6s Caesium Цезий	Ba 56 137,33 6s Barium Барий	* 71 Lu 174,967 4f145d1 Lutetium Лютеций	Hf 72 178,49 5d4s Hafnium Гафний	Ta 73 180,9479 5d4s Tantalum Тантал	W 74 183,85 5d4s Wolframium Вольфрам	Re 75 186,207 5d4s Rhenium Рений	Os 76 190,2 5d4s Osmium Осний	Ir 77 192,22 5d4s Iridium Иридий	Pt 78 195,08 5d4s Platinum Платина												
	9	Au 79 196,9665 6s Aurum Алтын	Hg 80 200,59 6s Hydrargyrum Сынап	Tl 81 204,383 6s6p Thallium Таллий	Pb 82 207,2 6s6p Plumbum Қорғасын	Bi 83 208,9804 6s6p Bismuthum Висмут	Po 84 [209] 6s6p Polonium Полоний	At 85 [210] 6s6p Astatium Астат	Rn 86 [222] 6s6p Radon Радон														
7	10	Fr 87 [223] 7s Francium Франций	Ra 88 [226] 7s Radium Радий	** 103 Lr 260,10 4f145d1 Lawrencium Лоренсий	Db 104 [261] 6d7s Dubnium Дубний	Jl 105 [262] 6d7s Joliotium Жолиоций	Rf 106 [263] 6d7s Rutherfordium Резерфордий	Bh 107 [264] 6d7s Bohrium Борий	Hs 108 [265] 6d7s Hassium Ганний	Mt 109 [266] 6d7s Meitnerium Мейтнерий	Ds 110 [271] 6d7s Darmstadtium Дармштадтий												
		111 Rg [272] 7s Roentgenium Рентгений	112 Cn [285] 7s Copernicium Коперниций	113 Nh [286] 7s Nihonium Нихоний	114 Fl [289] 7s Flerovium Флеровий	115 Mc [289] 7s Moscovium Московский	116 Lv [292] 7s Livermorium Ливерморий	117 Ts [294] 7s Tennessium Теннессиум	118 Og [294] 7s Oganesson Оганессон														
ЛАНТАНОИД АР+ 57-70	57 La 138,91 4f5d6s Lanthanum Лантан	58 Ce 140,12 4f5d6s Cerium Церий	59 Pr 140,9077 4f5d6s Praseodymium Протаксиний	60 Nd 144,24 4f5d6s Neodymium Неодим	61 Pm [145] 4f5d6s Promethium Прометий	62 Sm 150,36 4f5d6s Samarium Самарий	63 Eu 151,96 4f5d6s Europium Европий	64 Gd 157,25 4f5d6s Gadolinium Гадолиний	65 Tb 158,9254 4f5d6s Terbium Тербий	66 Dy 162,5 4f5d6s Dysprosium Диспрозий	67 Ho 164,9304 4f5d6s Holmium Гольмий	68 Er 167,26 4f5d6s Erbium Эрбий	69 Tm 168,9342 4f5d6s Thulium Тулий	70 Yb 173,04 4f5d6s Ytterbium Иттербий									
АКТИНОИД АР+ 89-102	89 Ac 227 6d7s Actinium Актиний	90 Th 232,0382 6d7s Thorium Торий	91 Pa 231,0369 5f6d7s Protactinium Протактиний	92 U 238,0289 5f6d7s Uranium Уран	93 Np 237,0482 5f6d7s Neptunium Нептуний	94 Pu [244] 5f6d7s Plutonium Плутоний	95 Am [243] 5f6d7s Americium Америций	96 Cm [247] 5f6d7s Curium Кюри	97 Bk [247] 5f6d7s Berkelium Берклий	98 Cf [251] 5f6d7s Californium Калифорний	99 Es [254] 5f6d7s Einsteinium Эйнштейний	100 Fm [257] 5f6d7s Fermium Фермий	101 Md [258] 5f6d7s Mendelevium Менделеевий	102 No [259,1009] 5f6d7s Nobelium Нобелий									

1- кесте . VA – топша элементтерінің қасиеттері

Қасиеттері	N	P	As	Sb	Bi
Рет нөмірі	7	15	33	51	83
Салыстырмалы атомдық масса, а.м.б.	14,0	30,97	74,92	121,75	208,98
Валенттілік электроны	$2s^2 2p^3$	$3s^2 3p^3$	$4s^2 4p^3$	$5s^2 5p^3$	$6s^2 6p^3$
Атом радиусы, нм	0,071	0,13	0,148	0,161	0,182
Салыстырмалы электртерістілік	3,07	2,10	2,20	1,82	271,3
Балқу температурасы, °C	-210	44,10	844	630,5	272

A 3 O T

7

N

14,007

A3OT

Атомдық қасиеттері

Э/К $1s^2 2s^2 2p^3$

А/Р 75 пм И/Р 13 пм, 171 пм

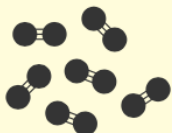
ЭТ 3,04

И/Э 1401 кДж/моль

Т/Д [-3; +5]

Изотоптары: ^{13}N , ^{14}N , ^{15}N

Физикалық қасиеттері



қатты сұйық газ
-210°C -196°C

N_2 - түссіз, иіссіз, дәмсіз, екі-атомды, қалыпты жағдайда инертті газ. $d=0,001251 \text{ г/см}^3$. Бейметалл, түссіз сұйыққа, ақ қатты затқа айнала алады.

Таралуы (элемент күйінде)

Ғарыш $1 \cdot 10^{-3} \%$
Жер қыртысы $2 \cdot 10^{-5} \%$
Адам денесі 2,6 %
Ауада (N_2) 78 %



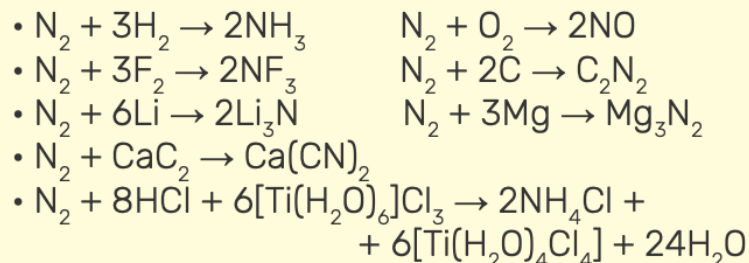
Минералдары:
- нитраттар
- нитриттер

Алынуы

- Сұйық ауаны фракциялық айдау
- $\text{NH}_4\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (ыдырату)

- Алғаш синтездеген: Д.Резерфорд (1772)
- Атауы: *azote* - «тіршіліксіз» сөзі.

Химиялық қасиеттері



Қолданылуы



Суытқыш, мұздатқыш



Аммиак синтезі үшін



Өрт сөндіру ісінде



Пиротехникада



Қауіпсіздік жастықша-сында

Азоттың алынуы

Алыну жолдары

Реакция теңдеуі

Өнеркәсіпте азот ауаны сұйылту арқылы алынса, лабораториялық жағдайда аммоний нитритін немесе бихроматын қыздырып алады:



Аммиакты қыздырылған мыс оксиді үстінен өткізу кезінде азот бөлінеді:



Азоттың химиялық қасиеттері

Химиялық қасиеттері	Реакция теңдеуі	
Жоғары температура мен қысымда, катализатор қатысында азот сутекпен тікелей әрекеттесіп, аммиак түзеді:	$\text{N}_2 + \text{H}_2 = 2\text{NH}_3$	
Азотты қыздырса, көптеген металдармен әрекеттесіп, нитридтер түзеді:	$\text{N}_2 + 6\text{Li} = 2\text{Li}_3\text{N}$ $3\text{Mg} + \text{N}_2 = \text{Mg}_3\text{N}_2$	
Бейметалдармен аса жоғары температурада ғана әрекеттеседі.	$\text{N}_2 + 3\text{F}_2 = 2\text{NF}_3$	
Азот оттегімен 1000 ⁰ С температурадан бастап әрекеттеседі.	$\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$ Бұл газ атмосферада найзағай кезінде түзіледі.	

Азот қосылыстарының химиялық қасиеттері

Химиялық қасиеттері	Реакция теңдеуі
Азот сутегімен бірнеше қосылыс түзеді. Олардың ішінде ең маңыздысы – аммиак. Оны зертханада аммоний хлоридін кальций гидроксидімен қосып қыздыру арқылы алады:	$2NH_4Cl + Ca(OH)_2 = CaCl_2 + 2H_2O + 2NH_3 \uparrow$
Аммиак өндіру атмосферадағы азотты минерал қосылыстарына айналдыруға мүмкіндік береді. Ол үшін алдымен кальций цианамиді $CaCN_2$ алынады. Кальций цианамидін су буымен әрекеттестіріп аммиак алады:	$\begin{aligned} N_2 + CaC_2 &= CaCN_2 + C \\ CaCN_2 + 3H_2O &= CaCO_3 + 2NH_3 \uparrow \end{aligned}$
Қазіргі кезде аммиакты синтез әдісімен – азот пен сутегін әрекеттестіріп алады. Реакция экзотермиялық. Демек температураны өсіру аммиак синтезіне кері әсер етеді, сондықтан төмен температурада $500-550^\circ\text{C}$ катализатордың қатысында, аса жоғары қысымда жүргізеді.	$\frac{1}{2}N_2 + \frac{3}{2}H_2 \leftrightarrow NH_3$ $\Delta H_{2980}^0 - 46,19 \text{ кДж/моль}$

Азот қосылыстарының химиялық қасиеттері

Химиялық қасиеттері	Реакция теңдеуі
Азот сутегімен бірнеше қосылыс түзеді. Олардың ішінде ең маңыздысы – аммиак. Оны зертханада аммоний хлоридін кальций гидроксидімен қосып қыздыру арқылы алады:	$2NH_4Cl + Ca(OH)_2 = CaCl_2 + 2H_2O + 2NH_3 \uparrow$
Аммиак – өткір иісті, түссіз газ. Ауадан жеңіл. Ол өте улы. Аммиак – 33,4⁰С-та сұйыққа айналады. Ал 77,8⁰С-та қатады. Оны арнайы цистерна мен баллондарда сақтап, тасымалдайды. Аммиак суда өте жақсы ериді. Судың 1 көлемінде аммиактың 71 көлемі ериді. Аммиактың концентрлі (25%) ерітіндісін мүсәтір спирті дейді. Суда еріген кезде аммиак сумен әрекеттеседі.	$NH_3 + H_2O = NH_4OH$ Судағы ерітіндісі сілтілік орта көрсетеді. Өйткені түзілген NH_4OH сілті болып табылады. Оны аммоний гидроксиді дейді. NH_4^+ – ионы аммоний катионы.

Азот қосылыстарының химиялық қасиеттері

Химиялық қасиеттері	Реакция теңдеуі
Аммиак - химиялық тұрғыдан активті қосылыс. Онда азот -3 тотығу дәрежесін көрсетеді. Сондықтан, аммиак - өте жақсы тотықсыздандырғыш. Ол ауада жақсы жанады:	$4NH_3 + 3O_2 = 2N_2 + 6H_2O$ Егер бұл реакцияны катализатордың (Pt) қатысуымен жүргізетін болса, онда таза азот емес азот (II) оксиді түзіледі: $4NH_3 + 5O_2 = 4NO + 6H_2O$
Аммиак молекуласында байланыс түзуге қатыспайтын бір жұп электрон бар. Сол себепті ол көптеген донорлы - акцепторлы байланыстар түзіп, көптеген комплексті қосылыстар құрамына лиганд түрінде кіреді.	$4NH_3 + Cu(OH)_2 = [Cu(NH_3)_4](OH)_2$

Азот қосылыстарының химиялық қасиеттері

Химиялық қасиеттері	Реакция теңдеуі
Аммоний гидроксиді - әлсіз негіз. Қышқылдармен қосылып аммоний тұздары деп аталатын тұздар түзеді. Бұл тұздар аммиак пен қышқылдың қосылуы нәтижесінде де түзіледі:	$HCl + NH_3 = NH_4Cl$ $H_2SO_4 + 2NH_3 = (NH_4)_2SO_4$
Аммоний тұздары суда ерігіш, кристалл заттар. Оларға тән реакция – сілті қосып қыздырғанда аммиак бөлінуі:	$NH_4Cl + KOH = KCl + H_2O + NH_3$ Бұл реакция арқылы минерал тыңайтқыштары арасынан аммоний тұздарын анықтайды.
Аммиакты көміртегі (IV) оксидімен қосып қыздырған кезде аса маңызды қосылыс – мочевина (карбамид) түзіледі:	$CO_2 + 2NH_3 = CO(NH_2)_2 + H_2O$

Азоттың оттекті қосылыстары

Химиялық қасиеттері	Реакция теңдеуі
Азот бірнеше оксидтер түзеді: $N_2O, NO, N_2O_3, NO_2, N_2O_5$ Азот (I) оксидін аммоний нитратын ыдыратып алуға болады:	$NH_4NO_3 = N_2O + 2H_2O$ N_2O - тәтті дәмі бар, ұнамды иісті газ. Ол - тұз түзбейтін оксид. Суда нашар ериді және онымен әрекеттеспейді.
Азот (I) оксидін аздап қыздырған кезде, ол оттегі мен азотқа ыдырайды:	$2N_2O \xrightarrow{t^0} 2N_2 + O_2$ Тұтанған шырпы N_2O ауадан да жақсы жанады. N_2O нерв жүйесіне әсер етеді. Оны «көңілдендіргіш» газ деп атайды. Медицинада наркоз ретінде қолданылады.
Зертханада азот (II) оксидін сұйытылған азот қышқылымен мысқа әсер етіп алуға болады:	$3Cu + 8HNO_3 = 3Cu(NO_3)_2 + 2NO \uparrow + 4H_2O$
Азот (II) оксиді - тұз түзбейтін оксид. Ол ауада өз бетімен тотығады.	$2NO + O_2 = 2NO_2$

Азоттың оттекті қосылыстары

Химиялық қасиеттері	Реакция теңдеуі
NO_2 - азот қышқылын өндірудің бір сатысының шикізаты болып табылады. Ол азот қышқылы ыдырағанда бөлінеді. Сондықтан азот қышқылы сарғыш болып тұрады:	$4HNO_3 = 4NO_2 \uparrow + O_2 \uparrow + 2H_2O$
Әдетте азот (IV) оксиді екі түрлі қосылыстың қоспасы болады: $2NO_2 \leftrightarrow N_2O_4$ -11,2 ⁰ C-та ол толық N_2O_4 түрінде, 140 ⁰ C-та тек NO_2 түрінде болады. N_2O_4 -ақ кристалл зат. Азот (IV) оксиді күшті тотықтырғыш. Көптеген жай заттар (көмір, күкірт, фосфор) азот оксидінде жанып кетеді. Ол күкірт (IV) оксидін тотықтырады:	$SO_2 + NO_2 = SO_3 + NO$
Азот (IV) оксиді суда ерігенде онымен химиялық әрекеттесіп екі түрлі – азот және азотты қышқыл түзеді:	$2NO_2 + H_2O = HNO_2 + HNO_3$

Азоттың оттекті қосылыстары

Химиялық қасиеттері	Реакция теңдеуі
NO_2 оттегімен қосып суда ерітсе тек азот қышқылы түзіледі:	$4NO_2 + 2H_2O + O_2 = 4HNO_3$
Азот (III) оксиді N_2O_3 – төмен температурада көк түсті сұйық зат. Оған азотты қышқыл HNO_2 сәйкес келеді. Азотты қышқыл әлсіз. Ол тек судағы ерітінді түрінде ғана белгілі. Ерітіндіні қойылтып бөліп алуға тырысқан кезде ол оксидтерге ыдырап кетеді:	$2HNO_2 = NO_2 + NO + H_2O$
Азотты қышқылды оның тұзынан алуға болады. Азотты қышқылда азоттың тотығу дәрежесі аралық (+3) болғандықтан ол тотықтырғыш та, тотықсыздандырғыш та бола алады.	$2NaNO_2 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2HNO_2$

Азоттың оттекті қосылыстары

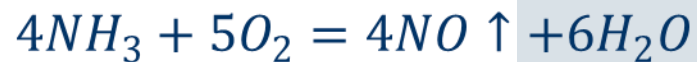
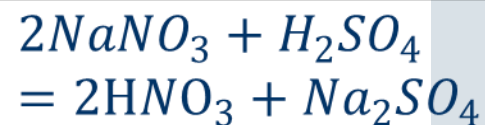
Химиялық қасиеттері

Азот (V) оксиді N_2O_5 және азот қышқылы HNO_3 . Азоттың оттегімен түзетін ең жоғарғы оксиді N_2O_5 . Ол - қатты гидроскопиялық қосылыс. Суда ерігенде онымен химиялық түрде әрекеттесіп азот қышқылын түзеді. Азот қышқылын концентрлі күкірт қышқылымен азот қышқылының тұзына әсер етіп алады:

Азот қышқылын аммиактан алу үш сатыдан тұрады.

1. Аммиакты катализатор қатыстырып тотықтыру.
2. Азот (II) оксидінің азот (IV) оксидіне тотығуы.
3. Азот (IV) оксидінің оттегінің қатысуымен суда еріп, азот қышқылының түзілуі:

Реакция теңдеуі

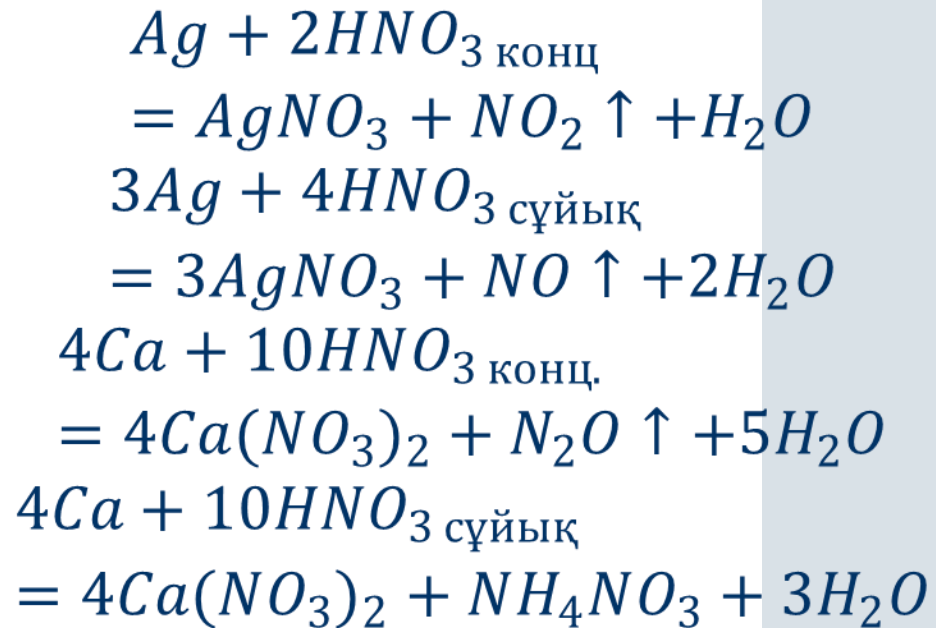


Азоттың оттекті қосылыстары

Химиялық қасиеттері

Азот қышқылы металдармен әрекеттескенде сутегі бөлінбейді. Металдың активтігіне, қышқылдың концентрациясына байланысты азоттың әртүрлі тотығу дәрежесін көрсететін қосылыстар түзеді. Концентрлі азот қышқылы темірге, хромға әсер етпейді. Оларды пассивтендіреді.

Реакция теңдеуі



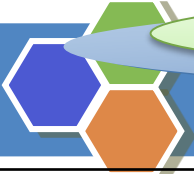
Азоттың оттекті қосылыстары

Химиялық қасиеттері	Реакция теңдеуі
Азот қышқылына тұз қышқылын (1:3) қосқан кезде тотықтырғыш қасиеті одан да күшейе түседі. Бұл қоспа еш нәрсе ерімейтін, металдардың «патшасы» - алтынды да ерітеді, оны «патша суы» деп атайды. Тотықтырғыш қасиет қоспада атомдық хлордың пайда болуынан.	$\begin{aligned} HNO_3 + 3HCl \\ = Cl_2 + NOCl + 2H_2O \\ NOCl = NO + Cl \\ HNO_3 + 3HCl \\ = 3Cl + NO + 2H_2O \end{aligned}$
Алтын хлормен әрекеттесіп алтын хлорсутегі қышқылын түзеді:	$\begin{aligned} Au + 3Cl + HCl &= H[AuCl_4] \\ Au + 4HCl + HNO_3 \\ &= H[AuCl_4] + NO \uparrow + 2H_2O \end{aligned}$
Көптеген бейметалдар (күкірт, фосфор, көміртегі) азот қышқылында тотығады:	$\begin{aligned} 6HNO_{3\text{конц}} + S &= H_2SO_4 + \\ &+ 6NO_2 \uparrow + 2H_2O \\ 5HNO_{3\text{сұйық}} + 3P + 2H_2O \\ &= 3H_3PO_4 + 5NO \uparrow \end{aligned}$



Азот және қосылыстарының қолданылуы

Қосылыс- тары	қолданылуы
Азот	Азот инертті болғандықтан электр лампаларын толтыру, болат бұйымдарының бетін қаптау үшін қолданылады. Өнеркәсіпте азот аммиак және кальций цианамиді сияқты аса қажет қосылыстар өндіру үшін қолданылады. Зертханада сұйық азотты «Дюар ыдысы» деп аталатын ыдыста немесе арнайы баллондарда сақтайды. Сұйық азот ұшқан кезде өте төмен ($-198,5^{\circ}\text{C}$) температура беретіндіктен, оны кейбір микроорганизмдерді сақтау үшін пайдаланады.
Сұйық аммиак	Буланған кезде айналаны суытады. Оның осы қасиетін тоңазытқыш жасауда пайдаланады. Ол концентрлі тыңайтқыш.



Азот және қосылыстарының қолданылуы

Қосылыс- тары	қолданылуы
Нитриттер	Органикалық синтез, бояу және дәрі-дәрмек өндіру үшін натрий нитритінің ($NaNO_2$) маңызы зор.
Нитраттар	Натрий, калий, аммоний және кальций нитраттарын азотты тыңайтқыш ретінде қолданады. Оларды селитралар деп атайды. Натрий селитрасында ($NaNO_3$) 15-16% азот, аммоний селитрасында NH_4NO_3 34% азот, кальций селитрасында $Ca(NO_3)_2$ 13% азот болады. Ал калий селитрасында өсімдікке қажетті екі элемент – азот және калий бар.
Карбамид	Минерал тыңайтқыш және мал азығында қоспа ретінде қолданылады.

Ф О С Ф О Р

15
P
30,974
ФОСФОР

Атомдық қасиеттері

Э/К $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
А/Р 128 пм И/Р 35 пм, 212 пм
ЭТ 2,19
И/Э 1011 кДж/моль
Т/Д -3, 0, +3, +5
Изотоптары: ^{31}P

Физикалық қасиеттері



қатты сұйық газ
44°C 280°C

Фосфордың бірнеше аллотропы бар. Ақ P_4 - тұрақсыз, улы, жұмсақ, белсенді бейметалл. $d=1,823 \text{ г/см}^3$.
Қызыл P_n - химиялық белсенділігі аз, ауада тұрақты зат.

Таралуы (элемент күйінде)

Ғарыш $7 \cdot 10^{-4} \%$
Жер қыртысы 0,1 %
Адам денесі 1,1 %
Метеорит 0,11 %



Минералдары:
- апатиттер,
- фосфорит,
(шамамен 190-дай минералы бар)

Алынуы

- $2\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 6\text{SiO}_2 + 10\text{C} (1500^\circ\text{C}) = 6\text{CaSiO}_3 + 10\text{CO} + \text{P}_4$
- Алғаш синтездеген: Х. Бранд (1669)
- Атауы: *Phosphorus* - «жарық шығарушы».

Химиялық қасиеттері

- $\text{P}_4 + 6\text{H}_2 = 4\text{PH}_3$ $\text{P}_4 + 5\text{O}_2 = \text{P}_4\text{O}_{10}$
- $\text{P} + \text{Cl}_2 = \text{PCl}_3$ $\text{PCl}_3 + \text{Cl}_2 = \text{PCl}_5$
- $\text{P}_4 + 7\text{S} = \text{P}_4\text{S}_7$ $2\text{P} + 3\text{Ca} = \text{Ca}_3\text{P}_2$
- $2\text{P} + 8\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{H}_2$
- $\text{P}_4 + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} = 4\text{H}_2(\text{PHO}_3) + 6\text{SO}_2$
- $\text{P}_4 + 8\text{NaOH}_{(\text{конц})} + 4\text{H}_2\text{O} = 4\text{Na}_2(\text{PHO}_3) + 6\text{H}_2$

Қолданылуы



Сіріңке өндірісінде тыңайтқыш өндірісінде никада құрамында
Минералды құрамында
Болат құрамында
Пиротех- құрамында
Пестицидтер құрамында

Ақ және қызыл фосфордың негізгі қасиеттері

Ақ фосфор

1. Ақ түсті кристалл зат, тығыздығы $1,83 \text{ г/см}^3$.
2. Қараңғыда жарқырайды.
3. Кәдімгі жағдайда $30 - 40^\circ\text{C}$ температурада ауадағы оттеппен тотығады.
4. От алғыш қауіптілігіне байланысты су астында сақтайды.
5. Суда ерімейді, күкірткөміртекте ериді.
6. Өте қауіпті, улы!
7. 44°C -та балқиды, 280°C -та қайнайды

Қызыл фосфор

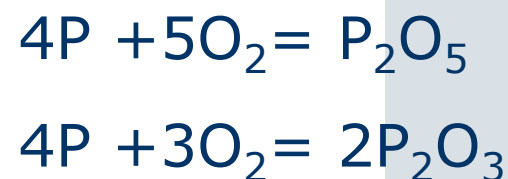
1. Аморфты зат, кристалды емес, тығыздығы $2,20 \text{ г/см}^3$.
2. Қараңғыда жарқырамайды.
3. Ауада оттеппен 260°C -та тотығады.
4. Отқа қауіпті емес. Қыздырғанда оталады.
5. Суда да, күкірткөміртекте де ерімейді.
6. Улы емес.
7. 400°C -та балқиды.

Фосфордың химиялық қасиеттері

Химиялық қасиеттері

Реакция теңдеуі

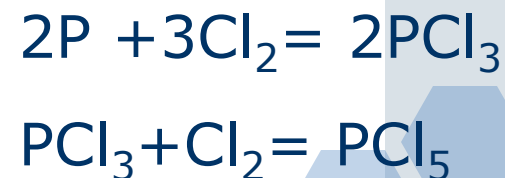
Фосфор ауада жанғанда фосфор (V) оксидін түзеді. Фосфорды оттегін жетістірмей біртіндеп қыздырған кезде фосфор (III) оксиді, P_2O_3 түзіледі. Фосфордың оксидтері димерленген күйінде жүреді, яғни P_4O_6 , P_4O_{10}



Фосфор сутегімен қосылып фосфин – PH_3 түзеді. Одан да басқа P_2H_4 , P_6H_{12} сияқты қосылыстары бар.



Реакция жағдайына байланысты фосфор хлормен ($70^\circ C$) әрекеттесіп, фосфор трихлоридін PCl_3 және $300^\circ C$ -та фосфор пентахлоридін PCl_5 түзеді:



Фосфордың химиялық қасиеттері

Химиялық қасиеттері	Реакция теңдеуі
Күкіртпен сульфид түзеді:	$2P + 3S = P_2S_3$
Металмен фосфид түзеді:	$3Ca + 2P = Ca_3P_2$
Фосфор тотықтырғыштармен фосфор (V) оксиді немесе фосфор қышқылына дейін тотығады:	$5HNO_3 + P \rightarrow H_3PO_4 + 5NO_2\uparrow + H_2O$ $5HNO_3 + 3P + 2H_2O \rightarrow 3H_3PO_4 + 5NO$ $2P + 5H_2SO_4 \rightarrow 2H_3PO_4 + 5SO_2\uparrow + 2H_2O$
Сілтілерде еру кезінде гипофосфит пен фосфинға дейін диспропорцияланады:	$4P + 3KOH + 3H_2O \rightarrow 3KH_2PO_2 + PH_3\uparrow$

Фосфор қосылыстарының химиялық қасиеттері

Химиялық қасиеттері	Реакция теңдеуі
Фосфин аммиакка ұқсас газ тәрізді. Оны мырыш фосфидіне Zn_3P_2 күшті қышқылдармен әсер етіп алады:	$Zn_3P_2 + 6HCl = 2PH_3 + 3ZnCl_2$
Фосфин –сарымсақтың иісіндей иісі бар, түссіз, улы зат. Ол ауада жанып фосфор (V) оксидіне айналады:	$2PH_3 + 4O_2 = P_2O_5 + 3H_2O$
Фосфиннің аммиакқа қарағанда негіздік қасиеті нашар. Дегенмен ол да қышқылдармен әрекеттесіп фосфоний тұздарын түзеді:	$PH_3 + HCl = PH_4Cl$ PH_4^+ -фосфоний ионы деп аталады.

Фосфор қосылыстарының химиялық қасиеттері

Химиялық қасиеттері	Реакция теңдеуі
Фосфор (III) оксиді ақ түсті кристалл зат. Ол бөлме температурасында суда еріп фосфорлы қышқыл түзеді. Басқа температурада одан әрі суды сіңірсе пирофосфор ($H_4P_4O_7$) және ортофосфор (H_3PO_4) қышқылдарына айналады:	$P_2O_3 + 3H_2O = 2H_3PO_3$ $P_2O_5 + 2H_2O = H_4P_2O_7$ $P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$
Ең маңыздысы ортофосфор немесе жай фосфор қышқылы H_3PO_4 . Техникада ортофосфор қышқылын экстракция және термиялық әдіспен алады. Экстракция әдісінде табиғи фосфаттар күкірт қышқылымен өңделеді.	$Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2SO_4 = 2H_3PO_4 + 3CaSO_4$

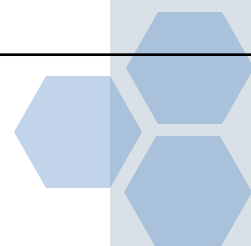
Фосфор қосылыстарының химиялық қасиеттері

Химиялық қасиеттері	Реакция теңдеуі
Термиялық әдіс үш сатыдан тұрады. Бірінші сатыда фосфаттарды тотықсыздандырып фосфор алады:	$2Ca_3(PO_4)_2 + 10C + 6SiO_2 = 4P + 6CaSiO_3 + 10CO \uparrow$
Екінші сатыда фосфорды жағып фосфор (V) оксидін P_2O_5 алады:	$4P + 5O_2 = 2P_2O_5$
Үшінші сатыда фосфор (V) оксидін суда ерітіп фосфор қышқылын алады:	$P_2O_3 + 3H_2O = 2H_3PO_4$
Бұл әдіспен алынған қышқыл таза, концентрлі болады. Таза фосфор қышқылы $42,35^{\circ}C$-та балқитын ақ түсті кристалл зат. Ол суда жақсы ериді, улы емес. Суда еріген кезде үш сатыда диссоциаланады. Күші орташа қышқыл: $H_3PO_4 \leftrightarrow H^+ + H_2PO_4^- \leftrightarrow 2H^+ + HPO_4^{2-} \leftrightarrow 3H^+ + PO_4^{3-}$ I-саты II-саты III-саты	



Фосфор және қосылыстарының қолданылуы

Қосылыс- тары	қолданылуы
Қызыл фосфор	Сіріңке өндірісінде, пиротехникада және фосфор қышқылын алуға пайдаланылады. Фосфор ауылшаруашылық зиянкестерімен күресу үшін кажет улы химикаттар алу үшін қолданылады.
Ортофосфор қышқылының тұздары	Тыңайтқыш ретінде қолданылады. Кейінгі кезде ортофосфор қышқылы негізінде ауыл шаруашылығында пестицидтер ретінде қолданылатын фосфорорганикалық қосылыстар алынуда.
Фосфор (V) оксиді	су тартқыштығы (гигроскопиялық) жоғары болғандықтан газдарды құрғату үшін қолданылады.



КҮШӘЛА

33

As

74,922

КҮШӘЛА

Атомдық қасиеттері

Э/К $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$

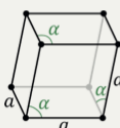
А/Р 139 пм И/Р 46 пм, 222 пм

ЭТ 2,18

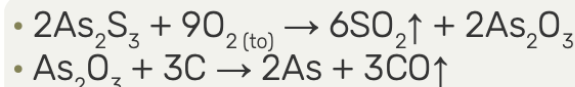
И/Э 946 кДж/моль

Т/Д -3, +3, +5

Изотоптары: ^{75}As Ромбоэдрлік

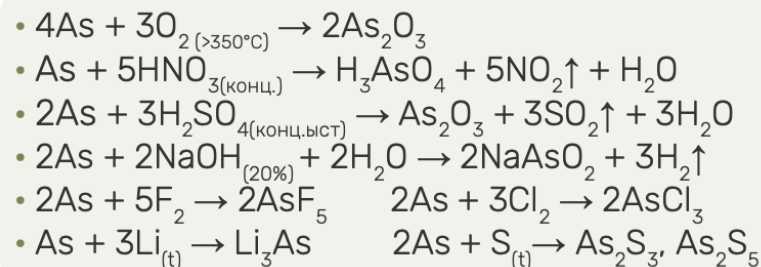


Алынуы

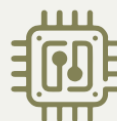


- Ашқан: ежелден белгілі
- Атауы: грек. *Arsenikon* - «сары опримент».

Химиялық қасиеттері



Қолданылуы



Кейбір
құймалар
құрамында



Медицинада
дәрілер
құрамында



Инсекти-
цид әрі
уандыр-
ғыштар



Құс
өсіруде
тағамдық
қоспа



As-74
изотопы
медицинада
ісікке қарсы

Физикалық қасиеттері



Улы әрі канцероген
элементтердің бірі.

қатты

газ

615°C

As - сынғыш, металдық жыл-
тыры бар металлоид.

3 аллотропиялық түрөзгерісі
бар: сұр As, қара As, сары As.
 $d=5,73 \text{ г/см}^3$.

Таралуы (элемент күйінде)

Ғарыш	$8 \times 10^{-7} \%$
Жер қыртысы	$2,1 \times 10^{-4} \%$
Күн	-
Теңіз суы	$2,3 \times 10^{-7} \%$
Адам денесі	$5 \times 10^{-6} \%$



Минералдары:
саф күйінде де кездеседі;
реальгар, аурипигмент,
арсенопирит, лёллингит,
скородит, т.б. минерал-
дар құрамында бар.

Мышьяк қосылыстарының химиялық қасиеттері

Химиялық қасиеттері	Реакция теңдеуі
Мышьяк сутегімен бірнеше қосылыс түзеді. Маңыздысы – арсин AsH_3 (мышьякты сутегі). Оны арсенидтерге қышқылмен әсер ету арқылы алады:	$Zn_3As_2 + 3H_2SO_4 = 3ZnCl_2 + 2AsH_3 \uparrow$
Арсин – түссіз, өте улы газ. Оның сарымсақ иісіндей иісі бар. Ал аммиактан айырмашылығы көп. Арсин сумен, қышқылдармен әрекеттеспейді. Өте тұрақсыз. Ол мышьяк пен сутегіне оңай ыдырайды:	$2AsH_3 \rightarrow 2As + 3H_2$

Мышьяк қосылыстарының химиялық қасиеттері

Химиялық қасиеттері	Реакция теңдеуі
Оттегімен мышьяк екі түрлі оксид түзеді. Мышьяк ауада жанғанда мышьяк (III) оксиді As_2O_3 түзіледі. Ол ақ түсті, суда нашар еритін ұнтақ зат, өте улы. Мышьяк (III) оксиді суда ерігенде ортомышьякты қышқыл түзіледі.	$As_2O_3 + 3H_2O = H_3AsO_3$
Мышьяк (III) оксиді амфотерлік қасиет те көрсетеді. Ол сілтілермен де, қышқылдармен де әрекеттеседі:	$As_2O_3 + 6KOH = 2K_2AsO_3 + 3H_2O$ $As_2O_3 + 6HCl = 2AsCl_3 + 3H_2O$ Мышьяктың +3 тотығу дәрежесін көрсететін тотықсыздандырғыш қосылыстары болып табылады.

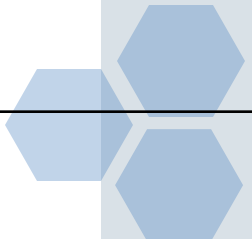
Мышьяк қосылыстарының химиялық қасиеттері

Химиялық қасиеттері	Реакция теңдеуі
Мышьяк (V) оксиді As_2O_5 – ауада жұмсарып кететін ақ түсті кристалл зат. Оны ортомышьяк қышқылын сусыздандырып алады:	$2H_3AsO_4 \xrightarrow{t^0} As_2O_5 + 3H_2O$
Ол суда еріп ортомышьяк қышқылын түзеді. Алайда, ортомышьяк қышқылын мышьяк (III) оксидін азот қышқылымен (концентрлі) тотықтырып алады:	$2As_2O_3 + 4HNO_3 + 7H_2O = 6H_3AsO_4 + 4NO \uparrow$
Ортомышьяк қышқылы суда жақсы еритін ақ түсті кристалл зат. Суда ерігенде сатылы диссоциацияланып үш түрлі анион түзеді: $H_3AsO_4 \leftrightarrow H^+ + H_2AsO_4^- \leftrightarrow 2H^+ + HAsO_4^{2-} \leftrightarrow 3H^+ + AsO_4^{3-}$ дигидро арсенат гидро арсенат арсенат Оның тұздарының мысалы ретінде натрий арсенатын Na_3AsO_4, натрий дигидроарсенатын NaH_2AsO_4, кальций гидроарсеатын $CaHAsO_4$ және т.б. келтіруге болады.	



Мышьяк және қосылыстарының қолданылуы

Қосылыс- тары	қолданылуы
Мышьяк (III) оксиді	Оны «ақ мышьяк» деп атайды да, ауылшаруашылығында кеміргіштерге қарсы зооцид ретінде қолданады.
Мышьяқтың барлық қосылыстары улы	Олар ауыл шаруашылығында инсектицид ретінде қолданылады. Калий гидроарсенаты K_2HAsO_4 , аздап медицинада және мал дәрігерлігінде қолданылады.
Мышьяк	Мышьяқты кейде арнайы қорытпалар алу үшін пайдаланады.



СҮРМЕ

51

Sb

121,760

СҮРМЕ

Атомдық қасиеттері

Э/К [Kr] 4d¹⁰ 5s² 5p³

А/Р 159 пм И/Р 62 пм, 245 пм

ЭТ 2,05

И/Э 833,3 кДж/моль

Т/Д -3, +3, +5

Изотоптары: ¹²¹Sb, ¹²³Sb

Физикалық қасиеттері



Ежелгі Египетте сүрме жылтырының ұнтағы қасты, көзді қарайту үшін қолданылған.



Sb - ақ көгілдір түсті, сынғыш, аздап қаттылау металл. Төрт аллотропиялық түрөзгерісі бар: металдық, сары, қара, жарылғыш. d=6,691 г/см³.

Таралуы (элемент күйінде)

Ғарыш	4×10 ⁻⁸ %
Жер қыртысы	2×10 ⁻⁵ %
Күн	1×10 ⁻⁷ %
Теңіз суы	2×10 ⁻⁸ %
Адам денесі	-



Минералдары:

антимонит, бурнонит, буланжерит, джемсонит, тетраэдриттің сульфотүз-дары минералдары құрамында кездеседі.



Алынуы

- $\text{Sb}_2\text{S}_3 + 3\text{Fe} \rightarrow 2\text{Sb} + 3\text{FeS}$
- $2\text{Sb}_2\text{O}_3 + 3\text{C} \rightarrow 4\text{Sb} + 3\text{CO}_2\uparrow$

- Ашқан: Ежелден белгілі
- Атауы: грек. *antimonos* - «жалғыз емес».

Химиялық қасиеттері

- $4\text{Sb} + 3\text{O}_{2(\text{аяа})} \rightarrow 2\text{Sb}_2\text{O}_3$ $\text{Sb} + 3\text{Li} \rightarrow \text{Li}_3\text{Sb}$
- $2\text{Sb} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{бу})} \rightarrow \text{Sb}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\uparrow$
- $2\text{Sb} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{SbCl}_3$ $\text{Sb} + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnSb}$
- $2\text{Sb} + 5\text{S} \rightarrow \text{Sb}_2\text{S}_5$ $2\text{Sb} + 3\text{Se} \rightarrow \text{Sb}_2\text{Se}_3$
- $2\text{Sb} + 10\text{HNO}_{3(\text{конц})} \rightarrow \text{Sb}_2\text{O}_5\downarrow + 10\text{NO}_2\uparrow + 5\text{H}_2\text{O}$
- $2\text{Sb} + 6\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} \rightarrow \text{Sb}_2(\text{SO}_4)_3\downarrow + 3\text{SO}_2\uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$

Қолданылуы



Оттан қорғайтын материалдар құрамында



Аккумуляторлар жасауда (Pb-Sb)



PETE полимері өндірісінде катализатор



Теледидар экранын жасауда



Жартылай өткізгішті диодтар жасауда

Сурьманың химиялық қасиеттері

Химиялық қасиеттері	Реакция теңдеуі
Сурьма ауада 600°C дейін тұрақты. Әрі қарай қыздырғанда Sb_2O_3-ке дейін тотығады:	$4\text{Sb} + 3\text{O}_2 = 2\text{Sb}_2\text{O}_3$
Фтормен бірге сурьма пентафторид SbF_5 түзеді. Фторсутек қышқылы HF-мен әрекеттескенде күшті қышқыл $\text{H}[\text{SbF}_6]$ түзіледі. Сурьма оның ұнтағын Cl_2-ге қосқанда жанады, ол пентахлорид SbCl_5 және трихлорид SbCl_3 қоспасын түзеді:	$2\text{Sb} + 5\text{Cl}_2 = 2\text{SbCl}_5$ $2\text{Sb} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{SbCl}_3$

Сурьманың химиялық қасиеттері

Химиялық қасиеттері	Реакция теңдеуі
Сурьма концентрлі азот қышқылымен нашар еритін бета-сурьма қышқылын HSbO_3 түзеді:	$3\text{Sb} + 5\text{HNO}_3 = 3\text{HSbO}_3 + 5\text{N} + \text{H}_2\text{O}$
Концентрлі H_2SO_4 -пен сурьма әрекеттесіп, сурьма (III) сульфаты $\text{Sb}_2(\text{SO}_4)_3$ түзеді:	$2\text{Sb} + 6\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Sb}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{SO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$
Сурьма тотықтырғыш қатысында сілтілі ерітінділермен де әрекеттеседі:	$2\text{Sb} + 2\text{KOH} + 3\text{H}_2\text{O}_2 = 2\text{KSbO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$

Сурьма қосылыстарының химиялық қасиеттері

Химиялық қасиеттері	Реакция теңдеуі
Сурьма (III) оксиді амфотерлік қасиетке ие, сілтілермен әрекеттесіп гексагидроксоантимонат (III) түзеді және қышқылдармен әрекеттеседі:	$\text{Sb}_2\text{O}_3 + 6\text{NaOH} + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}_3[\text{Sb}(\text{OH})_6]$ $\text{Sb}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} = 2\text{SbCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
Sb_2O_3 оттегіде 700°C -тан жоғары қыздырғанда Sb_2O_4 құрамды оксид түзіледі:	$2\text{Sb}_2\text{O}_3 + \text{O}_2 = 2\text{Sb}_2\text{O}_4$
Сурьманың (III) тұзына сілтімен әсер етіп, сурьма (III) гидроксидін алуға болады:	$\text{SbCl}_3 + 3\text{NaOH} = \text{Sb}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{NaCl}$ Сурьма гидроксиді (III) – амфотерлі. Ол қышқылда да, сілтіде де ериді.

Сурьма қосылыстарының химиялық қасиеттері

Химиялық қасиеттері	Реакция теңдеуі
Сурьма тұздары оңай гидролизденеді. Гидроксотұздарының тұнбасы Sb(III) үшін $pH=0,5-0,8$ және Sb(V) үшін $pH=0,1$ басталады. Гидролиз өнімінің құрамы тұз/су қатынасына және реагенттерді қосу ретіне байланысты:	$SbCl_3 + H_2O \downarrow = SbOCl + 2HCl$ $4SbCl_3 + 5H_2O = Sb_4O_5Cl_2 + 10HCl$
Күкіртсутек H_2S Sb(III) және Sb(V) су ерітінділеріне әсер еткенде аммоний сульфидімен $(NH_4)_2S$ әрекеттесетін сарғыш-қызыл трисульфид Sb_2S_3 немесе сарғыш бессульфид Sb_2S_5 түзіледі:	$Sb_2S_3 + 3(NH_4)_2S = 2(NH_4)_3SbS_3$ $Sb_2S_5 + 3(NH_4)_2S = 2(NH_4)_3SbS_4$
Сутегінің Sb тұздарына әсерінен стибин газы SbH_3 бөлінеді:	$SbCl_3 + 4Zn + 5HCl = 4ZnCl_2 + SbH_3 + H_2$
Органикалық сурьма қосылыстары, стибин туындылары алынған, мысалы, ориметилстибин $Sb(CH_3)_3$:	$2SbCl_3 + 3Zn(CH_3)_2 = 3ZnCl_2 + 2Sb(CH_3)_3$

Сурьма және қосылыстарының қолданылуы

Қолдану саласы	қолданылуы
Қорытпалар	Сурьма қорғасынның беріктігін арттыру және коррозияға төзімділігін қамтамасыз ету үшін қолданылады. Мұндай қорытпалар аккумуляторларда, дәнекерлеуде және подшипниктерде пайдаланылады.
Жартылай өткізгіштер	Электронды өнеркәсіпте сурьма галлий антимониді сияқты жартылай өткізгіш материалдар құрамында қолданылады, ол диодтар, инфрақызыл датчиктер мен лазерлерде қолданылады.
Косметика және пигменттер	Ежелгі заманда сурьманы косметикада кеңінен қолданған, ал қазір ол бояғыштар мен керамика өндірісінде қолданылады.
Дәрілік препараттар	Бұрын сурьма қосылыстары лейшманиоз сияқты паразиттік ауруларды емдеуде қолданылған, бірақ оның уыттылығына байланысты мұндай әдістер шектелді.

ВИСМУТ

83

Bi

208,98

ВИСМУТ

Атомдық қасиеттері

Э/К [Xe] 4f¹⁴ 5d¹⁰ 6s² 6p³

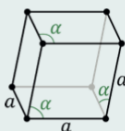
А/Р 170 пм И/Р 74 пм, 96 пм

ЭТ 2,02

И/Э 703 кДж/моль

Т/Д +3, +5

Изотоптары: ²⁰⁹Bi



Ромбоэдрлік

Физикалық қасиеттері

- Металл балқығанда тығыздығы артады (10,05 г/см³).
- Периодтық кестедегі соңғы тұрақты элемент.

қатты сұйық газ
272°C 1564°C

Bi - ақшыл сұр түсті (қызғылт араласқан), ауыр, сынғыш металл. Оксидтік қабатпен қапталады. Реакцияға түсу қабілеті төмен. d=9,78 г/см³.

Таралуы (элемент күйінде)

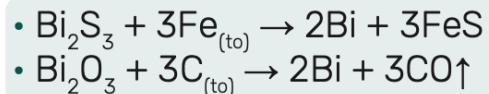
Ғарыш 7×10⁻⁸ %
Жер қыртысы 2,5×10⁻⁶ %
Күн 1×10⁻⁶ %
Теңіз суы 2×10⁻⁹ %
Адам денесі -



Минералдары:

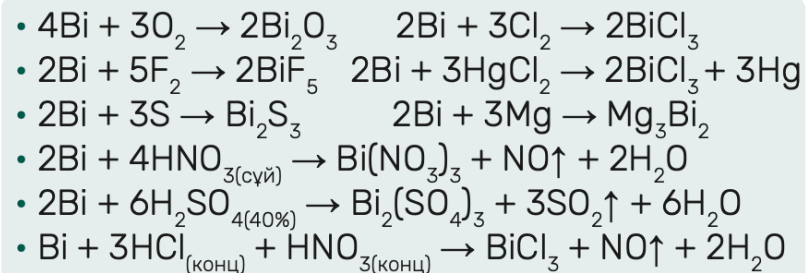
висмутин, тетрадимит, козалит, бисмит, висмутит, т.б. минералдар құрамында, және саф күйінде де кездеседі.

Алынуы



- Ашқан: Ежелден белгілі
- Атауы: лат. *bisemutium* - «ақ масса».

Химиялық қасиеттері



Қолданылуы



Дәрілер жасауда қолданылады



BiOCl косметикада пигмент



Бояулар құрамында пигмент ретінде



Металл құймалары құрамында



Химиялық өндірісте катализатор

Висмуттың химиялық қасиеттері

Химиялық қасиеттері	Реакция теңдеуі
Висмуттың химиялық қасиеттері жеткілікті инертті, ол бөлме және жоғары температурада оттегімен әрекеттеспеуге (тотықтырмауға), сондай-ақ белгілі бір қышқылдармен әрекеттеспеуге мүмкіндік береді. Бірақ қатты қыздырса, ол жанып Bi_2O_3 оксидін түзеді:	$4\text{Bi} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Bi}_2\text{O}_3$
Висмуттың фтормен, хлормен, броммен және йодпен әрекеттесуі әртүрлі галогенидтердің түзілуімен бірге жүреді.	$2\text{Bi} + 5\text{F}_2 \rightarrow 2\text{BiF}_5$ $2\text{Bi} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{BiCl}_3$
Висмут $70-110^\circ\text{C}$ –та динитроген тетроксидімен висмут нитратын түзе әрекеттеседі:	$\text{Bi} + 3\text{N}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{NO}\uparrow$

Висмуттың химиялық қасиеттері

Химиялық қасиеттері	Реакция теңдеуі
Тұз қышқылымен және сұйылтылған күкірт қышқылымен реакция жүрмейді. Висмутты еріту үшін сұйылтылған азот қышқылын немесе концентрлі күкірт қышқылын қолдануға болады. Азот қышқылымен реакция висмут нитратының түзілуімен және азот оксидінің бөлінуімен жүреді:	$\text{Bi} + 4\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO}\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
Висмут патша сұйығында ериді:	$\text{Bi} + 3\text{HCl} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{BiCl}_3 + \text{NO}\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
Күкірт қышқылымен реакция висмут сульфатының түзілуімен, күкірт диоксиді мен судың бөлінуімен бірдей жүреді:	$2\text{Bi} + 6\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Bi}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{SO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$
Висмуттың күкіртпен 510 °C температурада BiS , 300-400 °C - Bi_2S_3 сульфидтерінің түзілуімен жүреді:	$\begin{aligned} \text{Bi} + \text{S} &\rightarrow \text{BiS} \\ 2\text{Bi} + 3\text{S} &\rightarrow \text{Bi}_2\text{S}_3 \end{aligned}$

Висмут қосылыстарының химиялық қасиеттері

Химиялық қасиеттері	Реакция теңдеуі
Висмут оксиді Bi_2O_3 суда ерімейді, қышқылда ериді. Ол - негіздік оксид. Оған сәйкес висмут (III) гидроксиді де $\text{Bi}(\text{OH})_3$ тек негіздік қасиет білдіреді, амфотерлі емес. Сонымен қатар, висмут (V) оксиді Bi_2O_5 бар. Ол - тек қышқылдық оксид.	
Висмут гидроксиді – суда ерімейтін ақ ұнтақ. Оны, мысалы, күшті сілтіні осы металдың еритін тұзымен әрекеттесу арқылы алуға болады:	$\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{NaOH} \rightarrow \text{Bi}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NaNO}_3$
Висмут гидроксидін күшті тотықсыздандырғыштармен, мысалы қалайы (II) қосылыстарымен таза висмутқа дейін тотықсыздандыруға болады, реакция нәтижесінде металл висмуттың ұсақ бөлшектерінен тұратын қара сұр түсті тұнба түседі:	$2\text{Bi}(\text{OH})_3 + 3\text{Na}[\text{Sn}(\text{OH})_3] + 3\text{NaOH} \rightarrow 2\text{Bi}\downarrow + 3\text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6]$



Висмут және қосылыстарының қолданылуы

Қосылыс-тары	қолданылуы
Висмут	Висмут қорғасын сияқты металдарда легирлеуші элемент ретінде жиі қолданылады. Бұл металдың өңделуін арттырады. Висмут кейбір төмен балқу температурасы бар қорытпалардың негізгі құрамдас бөлігі болып табылады.
Висмут оксихлориді	Косметикада, әсіресе бетке арналған кейбір ұнтақтарда және тоналды кремдерде інжу немесе жарқыраған әсер жасау үшін қолданылатын қосылыс.
Висмут қосылыс-тары	Висмут субсалицилаты сияқты асқазан-ішек жолдарын, соның ішінде ас қорытуды және диареяны емдеу үшін рецептсіз дәрі-дәрмектерде қолданылады.
Висмут теллуридi	Жоғары термоэлектрлік тиімділігі бар жартылай өткізгіш материал болып табылады, бұл оны термоэлектрлік құрылғыларда, мысалы, терможұптарда және термоэлектрлік генераторларда пайдалану үшін құнды етеді.

Пайдаланылған әдебиеттер тізімі

Оқу әдебиеттері:

Негізгі әдебиеттер

1. Шоқыбаев Ж.Ә., Каражанова Д.А. Жалпы химия. Оқу құралы. Алматы. 2023 ж. -358 б.
2. Шоқыбаев Ж. Ә. Бейорганикалық химия: оқу құралы . – Алматы : Абай атындағы ҚазҰПУ «Ұлағат», 2018. – 288 б.
3. Шоқыбаев Ж.Ә., Қаражанова Д.Ә., Оразбаева М.А. Бейорганикалық химияның теориялық негіздері және элементтер химиясы практикумы // Оқу құралы. Алматы. 2013.-248 б.,

Қосымша әдебиеттер:

1. Керімбаева К.З. Бейорганикалық химия. Оқу құралы.- Шымкент. 2015. -154 б.

Интернет ресурстары:

- 1.<http://www.chemport.ru>
- 2.<https://www.iprbookshop.ru/>
- 3.<https://newchemist/>
- 4.<https://chemicalportal.ru/>



БЕКІТУ СҰРАҚТАРЫ

<https://forms.gle/CGZsFeaMm1pcBYrW6>

