

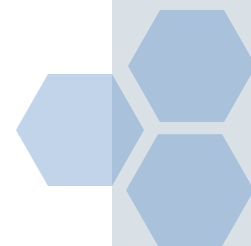


ПЕРИОДТЫҚ ЖҮЙЕДЕГІ ЭЛЕМЕНТТЕР ХИМИЯСЫ ПӘНІ

№ 13 дәріс VI - B топша элементтері



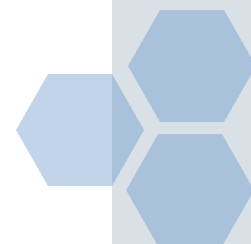
**Лектор: х.ғ.к., қауымдастырылған
профессор Мукатаева Ж.С.**





ДӘРІСТІҢ ЖОСПАРЫ:

- 1.VІВ – топша элементтеріне жалпы сипаттама.**
- 2.Хром, молибден, вольфрам, сиборгий және олардың қосылыстарының таралуы, алынуы, физикалық және химиялық қасиеттері**



Период-тар	Топтар Қатарлар	А І В		Д.И Менделеев жасаған химиялық элементтердің периодтық жүйесі					А VII В		А VIII В																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																				
		(H)		А II В	А III В	А IV В	А V В	А VI В	Н 1 1,00794 1s Hydrogenium Сутері	He 2 4,002602 1s Helium Гелий	Периодтық заңды 1869 жылы Д.И. Менделеев ашты																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																				
1	1																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																														

1- кесте . VIB – топша элементтерінің қасиеттері

Қасиеттері	Cr	Mo	W	Sb
Рет нөмірі	24	42	74	106
Салыстырмалы атомдық масса, а.м.б.	52,01	95,05	183,92	269
Валенттілік электрондар	$3d^5 4s^1$	$4d^5 5s^1$	$4f^{14} 5d^4 6s^2$	$5f^{14} 6d^4 7s^2$
Атом радиусы, нм	0,127	0,137	0,140	0,132
Салыстырмалы электртерістігі	1,52	1,30	1,40	-
Балқу температурасы, t^0 , С	1890	2620	3380	-
Стандарт электродтық потенциалы В.	1,15	-0,20	-0,05	-

Кестеден бұл элементтердің атом радиус шамалары (Mo,W) жақын екені көрініп тұр. Ол – лантаноидтық сығымдалу әсері. Соған орай молибден мен вольфрамның қасиеттері ұқсас.

Х Р О М

24

Cr

51,9961

ХРОМ

Атомдық қасиеттері

Э/К $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$

А/Р 130 пм И/Р 52 пм, 63 пм

ЭТ 1,66

И/Э 652 кДж/моль

Т/Д 0, +2, +3, +4, +6 ККО

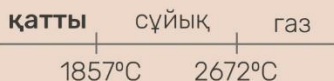
Изотоптары: ^{50}Cr , ^{52}Cr , ^{53}Cr , ^{54}Cr



Физикалық қасиеттері

Ерітіндіде Cr^{2+} - көк,
 Cr^{3+} - жасыл,
 Cr^{6+} - қызғылт сары түсті.

Cr - көкшіл-ақ түсті, өте қатты, майысқыш металл. Ауада оксидтік қабатпен қапталады. Қышқылда пассивтенеді.
 $d=7,19 \text{ г/см}^3$.



Таралуы (элемент күйінде)

Ғарыш	$1,5 \times 10^{-3} \%$
Жер қыртысы	0,014 %
Күн	$2 \times 10^{-3} \%$
Теңіз суы	$6 \times 10^{-8} \%$
Адам денесі	$3 \times 10^{-6} \%$



Минералдары:
хромит, магнохромит,
хромпикотит, крокоит,
алюмохромит, т.б.

Алынуы

- $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2 + 4\text{C} = \text{Fe} + 2\text{Cr} + 4\text{CO}$
- $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} = \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Cr}$ (алюмотермия)
- Ашқан: Л. Н. Воклен (1797)
- Атауы: лат. *Chroma* - «түс» деген сөз.

Химиялық қасиеттері

- $4\text{Cr}_{(\text{ұнтақ})} + 3\text{O}_2 = 2\text{Cr}_2\text{O}_3$
- $2\text{Cr} + 3\text{H}_2\text{O}_{(6\text{y})} = \text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2$
- $\text{Cr} + \text{HCl} (t^\circ) = \text{CrCl}_2 + \text{H}_2$
- $2\text{Cr} + 6\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{ыстық, } >60\%)} = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{SO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$
- $2\text{Cr} + \text{N}_2 = 2\text{CrN}$
- $2\text{Cr} + \text{KClO}_3 = \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KCl}$
- $\text{Cr} + 2\text{F}_2 = \text{CrF}_4$
- $2\text{Cr} + 3\text{I}_2 = 2\text{CrI}_3$
- $\text{Cr} + \text{S} = \text{CrS}$

Қолданылуы



Болат
өндірісінде
легирлеуші
қоспа



Cr-V
құймалары
құрамында



Гальва-
никалық
қаптауда



Крокоит
минералы
бояу
ретінде



Корунд
құрамында
бар (рубин,
сапфир)

Хромның алыну жолдары

Хромды 1797 жылы француз химигі Луи-Николя Воклен крокоит минералының құрамынан ашқан. Хромды теміртасты тотықсыздандыру арқылы темір мен хром қорытпасын (60-65% Cr) алады:



Бұл қорытпа феррохром деп аталды.

Таза хромды оның тұздарының ерітінділерін электролиздеп алуға болады. Сонымен қатар оны алюмотермия әдісімен де алады:



Хромның химиялық қасиеттері

Химиялық қасиеттері

Ол оттегімен бес оксид түзеді: CrO , Cr_2O_3 , CrO_2 , Cr_2O_5 , CrO_3 . Жоғары температурада хром галогендермен (CrF_5 , CrF_4 , CrBr_3 , CrI_3), азотпен (CrN , Cr_2N), кремниймен (Cr_3Si), көміртегімен (Cr_4C , Cr_7C_3) және күкіртпен (CrS , Cr_2S_3) қосылыстар түзеді.

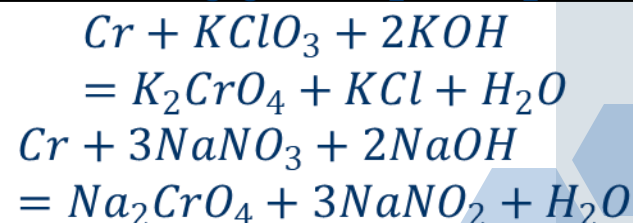
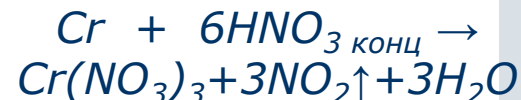
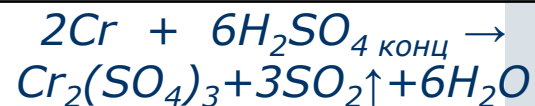
Сұйытылған қышқылдардан сутекті ығыстырады.

Қыздырғанда концентрлі күкірт қышқылымен және азот қышқылымен әрекеттеседі:

Хром тотықтырғыштардың сілтілі балқымаларымен әрекеттеседі:

Хром өзінен активсіз металды тұздарынан ығыстырады:

Реакция теңдеуі



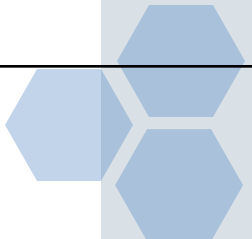
Хромның қосылыстарының химиялық қасиеттері

Химиялық қасиеттері	Реакция теңдеуі
CrO ₂ және Cr ₂ O ₅ оксидтері тұрақсыз. CrO – негіздік оксид, хром (III) оксиді Cr ₂ O ₃ – қышқылдық оксид.	$(NH_4)_2Cr_2O_7 = Cr_2O_3 + N_2 \uparrow + 4H_2O$ Cr ₂ O ₃ – жасыл түсті, балқу температурасы жоғары
Хром (III) оксидіне Cr ₂ O ₃ хром (III) гидроксиді Cr(OH) ₃ сәйкес. Оны хром (III) тұздарына сілтімен әсер етіп алуға болады:	$CrCl_3 + 3KOH = Cr(OH)_3 + 3KCl$
Хром (III) гидроксиді – жасыл сұр түсті тұнба береді. Ол тұнба қышқылда және сілтінің артық мөлшерінде ериді.	$Cr(OH)_3 \downarrow + 3KCl = CrCl_3 + 3H_2O$ $Cr(OH)_3 \downarrow + 3KOH = K_3[Cr(OH)_6]$ калийдің гексагидроксохромиті (III)
Хром (VI) оксиді CrO ₃ – қызыл сары түсті кристалл зат. Ол суда еріп, тұрақсыз хром қышқылын түзеді.	$Cr_2O_3 + H_2O \leftrightarrow H_2CrO_4$ Хром қышқылының тұздары тұрақты, хроматтар дейді.
Хром (VI) оксидіне, сонымен қатар, дихромқышқылы да сәйкес келеді.	$2CrO_3 + H_2O = H_2Cr_2O_7$ Дихром қышқылы да тұрақсыз, дихроматтар д.а. тұздары тұрақты.



Хром және қосылыстарының қолданылуы

Қосылыс	Қолдану саласы
Таза хром аса берік, жоғары температураға, қышқылға тұрақты	таттанбайтын болат алу үшін қажет. Таттанбайтын болат құрамында 12% дейін хром болады. Болаттан істелген бұйымдарды хромдау оларға коррозияға беріктік және күмістей ақ түс береді.
Хром (III) оксиді	Оны бояулар алу үшін, шыны, фарфорға қосу үшін қолданады.
Хром (III) тұздарының ішінде маңыздысы ашудастар $K \cdot Cr(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$	Тоқыма, былғары өнеркәсіптерінде кеңінен қолданылады.
Хроматтар мен дихроматтар - аса күшті тотықтырғыштар.	Калий дихроматы мен концентрлі күкірт қышқылы қоспасы «хром қоспасы» деген атпен химиялық ыдыстарды тазарту үшін қолданылады.



МОЛИБДЕН



42

Mo

95,95

МОЛИБДЕН

Атомдық қасиеттері

Э/К [Kr] 4d⁵ 5s¹

А/Р 139 пм И/Р 62; 70 пм

ЭТ 2,16

И/Э 684,8 кДж/моль

Т/Д +2, +3, +4, +5, +6

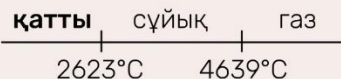
Изотоптары: ⁹²Mo, ⁹⁴Mo, ⁹⁵Mo, ⁹⁶Mo, ⁹⁷Mo, ⁹⁸Mo, ¹⁰⁰Mo



ККО

Физикалық қасиеттері

Таза молибден коррозияға берік құймалар (ферромолибден) жасауда пайдаланылады. Молибденнің көп қосылыстары суда аз ериді.



Mo - ашық сұр түсті, қатты, пластикалық металл. Қиын балқиды. d=10,28 г/см³. Ауада тұрақты. Сумен, сұйылтылған қышқылдармен реакцияға түспейді.

Таралуы (элемент күйінде)

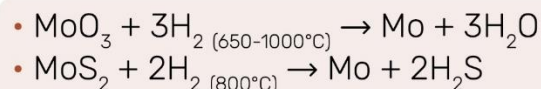
Ғарыш	5×10 ⁻⁷ %
Жер қыртысы	1,1×10 ⁻⁴ %
Күн	9×10 ⁻⁷ %
Теңіз суы	1×10 ⁻⁶ %
Адам денесі	1×10 ⁻⁵ %



Минералдары:

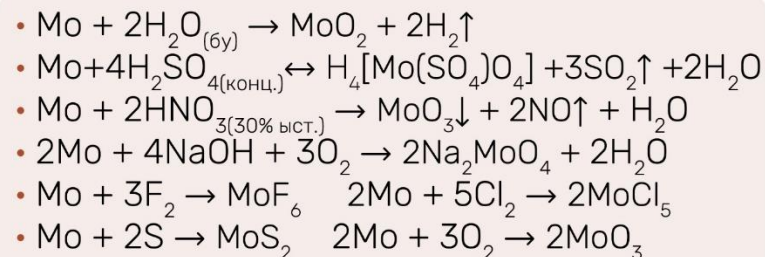
хемусит, тугариновит, молибдит, молибденит, хордисит, дрисдаллит, т.б.

Алынуы



- Ашқан: К. У. Шееле (1781)
- Атауы: грек. «Molybdos» - «қорғасын».

Химиялық қасиеттері



Қолданылуы



Әр түрлі құймалар жасауда



Болатты легирлеуде



Мо ұнтағы минерал. тыңайтқыш ретінде



Электр станц. азот оксидт. ластануды бақылауда



Мо оксидтері катализатор ретінде

Молибденнің химиялық қасиеттері

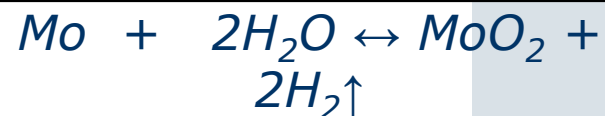
Химиялық қасиеттері

Реакция теңдеуі

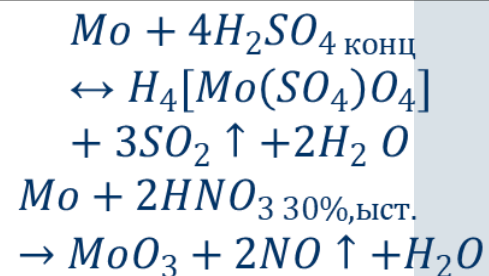
Молибден ауада жәй температурада тотықпайды, 600°C температурадан жоғары металл тотығып, молибден оксиді түзіледі MoO_3 . Таза оттеkte молибден 500°-600°C температурада жанып кетеді.



700°C температурада су буымен тотығып, MoO_2 түзіледі:



110°C температурада молибден сұйытылған азот қышқылында тез коррозияланады, концентрлі азот қышқылы басқа күшті тотықтырғыштарға ұқсас молибденді пассивтендіреді. Молибден патша сұйығында, фтор және азот қышқылдарының қоспаларында және азот пен күкірт қышқылдарының қоспаларында оңай ериді.



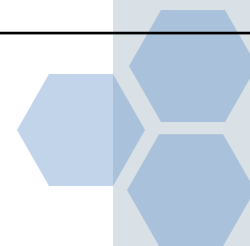
Молибденнің химиялық қасиеттері

Химиялық қасиеттері	Реакция теңдеуі
Сұйытылған сілті ерітінділер молибденге әсер етпейді, бірақ сілтілердің балқымасында жәй ериді. Тотықтырғыштардың қатысында сілтілермен балқу жеңілдеу өтеді.	$2\text{Mo} + 4\text{NaOH} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Na}_2\text{MoO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
Молибден ұнтақ металл күйінде үй температурасында фтормен әрекеттеседі. Хлормен молибден бірқатар хлоридтер түзеді, олардың құрамы температураға және басқа жағдайларға байланысты. Мысалы, молибден хлормен немесе фосгенмен 600°C температурада әрекеттескенде MoCl_3 түзіледі, ал төмен температурада — MoCl_5 . Дымқыл ауада MoCl_5 тотығып, диоксихлорид MoO_2Cl_2 түзіледі, ал суда гидролизденіп MoOCl_3 түзіледі:	$2\text{Mo} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{MoCl}_3$ $2\text{Mo} + 5\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{MoCl}_5$ $4\text{MoCl}_5 + 6\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow 4\text{MoO}_2\text{Cl}_2 + 12\text{HCl}$ $\text{MoCl}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MoOCl}_3 + 2\text{HCl}$

Молибден қосылыстарының химиялық қасиеттері



Химиялық қасиеттері	Реакция теңдеуі
Техникалық молибден оксиді молибдентті NMoS_2 (табиғаттағы молибденнің минералы) күйдіру арқылы алынады:	$\text{MoS}_2 + 3,5\text{O}_2 \rightarrow \text{MoO}_3 + 2\text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
Таза молибден оксиді техникалық оксидінен (ұшқыш қасиеттерін пайдаланып) және аммоний молибдатынан күйдіру арқылы алынады:	$(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4 \rightarrow \text{MoO}_3 + 2\text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$



Молибден қосылыстарының химиялық қасиеттері

Химиялық қасиеттері

Реакция теңдеуі

Молибден оксиді сумен әрекеттескенде молибден қышқылы түзіледі:

$\text{MoO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{MoO}_4$
MoO₃ балқу температурасы 795⁰С,
қайнау температурасы 1151⁰С.

Сонымен қатар молибден қышқылын молибдаттардын ерітіндісіне қышқылдарды қосқанда алуға болады:

$\text{Na}_2\text{MoO}_4 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{MoO}_4 + 2\text{NaCl}$

Молибден қышқылы екі гидрат түзеді: дигидрат $\text{MoO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ немесе $\text{H}_2\text{MoO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, сары түсті және моногидрат $\text{MoO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ немесе H_2MoO_4 ақ түсті. Қыздырғанда (60⁰С) дигидрат моногидратқа, 115-130⁰С температурада қыздырғанда моногидрат ангидридке алмасады:

$\text{MoO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MoO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MoO}_3$

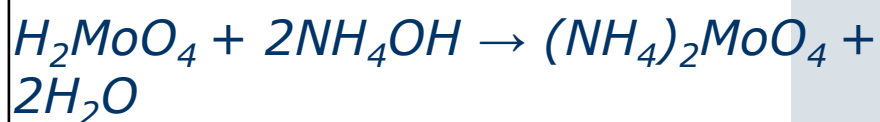
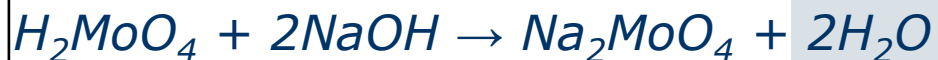
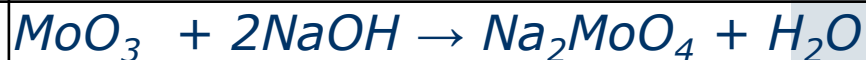
Молибден қосылыстарының химиялық қасиеттері

Химиялық қасиеттері

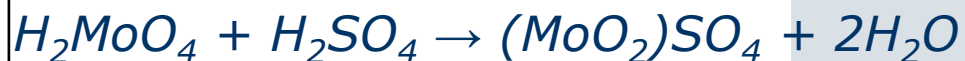
Молибден қышқылы және молибден оксиді амфотерлі қасиеттер көрсетеді (вольфрамнан айырмашылығы), сілтілер мен әрекеттескенде молибдаттар түзіледі:

Олар сондай-ақ минералды қышқылдарда да ериді, бұл оның вольфрам қосылыстарынан айырмашылығы; осы айырмашылықты тәжірибеде пайдаланады:

Реакция теңдеуі



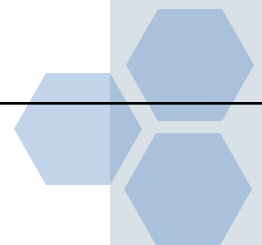
молибдениль сульфаты





Молибден қолданылуы

Қосылыс	Қолдану саласы
Молибден	Болатты легирлеуде; авиацияда ракеталар мен атомдық техникада қызуға төзімді балқымалардың негізі; электрлік вакуумдық қондырғылардың бөлшектерін және күйдіргіш шамдардың сымын жасауда қолданылады.



ВОЛЬФРАМ

74

W

183,84

ВОЛЬФРАМ

Атомдық қасиеттері

Э/К [Xe] 4f¹⁴ 5d⁴ 6s²

А/Р 137 пм И/Р 62, 70 пм

ЭТ 2,30

И/Э 770 кДж/моль

Т/Д +2, +3, +4, +5, +6

Изотоптары: ¹⁸⁰W, ¹⁸²W,

¹⁸³W, ¹⁸⁴W, ¹⁸⁶W



ККО

Физикалық қасиеттері

Өнеркәсіпте ферровольфрам құймасы маңызды (65-80% W). Моос бойынша қаттылық: 7,5.



W - ашық сұр түсті, өте қатты, пластикалық, қиын балқитын, ауада тұрақты металл. Реакцияға түсу қабілеті өте төмен. Парамагнитті. Ауыр металл. d=19,25 г/см³.

Таралуы (элемент күйінде)

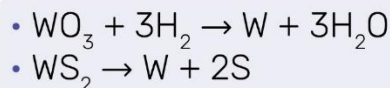
Ғарыш	5×10 ⁻⁸ %
Жер қыртысы	1,1×10 ⁻⁴ %
Күн	4×10 ⁻⁷ %
Теңіз суы	1,2×10 ⁻⁸ %
Адам денесі	-



Минералдары:

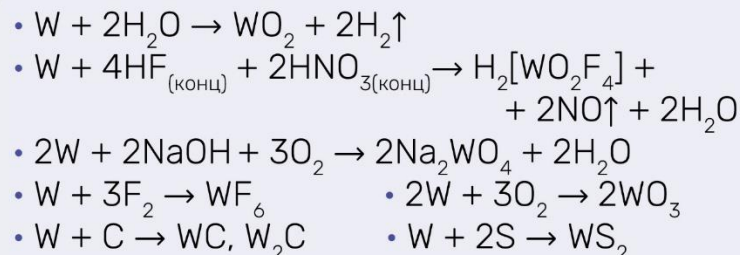
расселит, тунгстит, алюмотунгстит, мейма-
кит, гидротунгстит, церотунгстит, тунгсте-
нит.

Алынуы



- Ашқан: Фаусто и Х. Х. де Эльхуяр (1783)
- Атауы: нем. «Wolf Rahm» - «қасқыр көбігі».

Химиялық қасиеттері



Қолданылуы



Электрлі
шамдардың
спиралін
жасауда



Электрпеште
қыздырғыш
элемент
ретінде



Бұрғы
жасауда
(WC)



Ферро-
вольфрам
құймасын
өндіруде



Коррозияға
төзімді
турбина
қалақшасы

Вольфрамның химиялық қасиеттері

Химиялық қасиеттері

Реакция теңдеуі

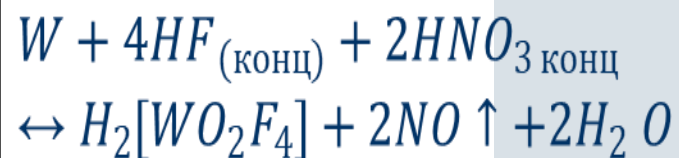
Ауада вольфрам өзгермейді, бірақ ұнтақ түрінде ылғалды ауада вольфрам жай тотығады.



700°C температурада вольфрам сумен әрекеттесіп, диоксид түзеді:



Қышқылдар вольфрамға әсер етпейді. Концентрлі азот қышқылы және патша сұйығы вольфрамның бетін тотықтырады, ал фтор және азот қышқылдарының қоспасында вольфрам ериді.



Вольфрам галогендермен әр түрлі қосылыстар түзеді. Олардың арасында ең маңыздысы хлоридтер. Вольфрам ұнтақ металл түрінде 500°C температурада қыздырғанда хлормен әрекеттесіп WCl_6 түзеді.



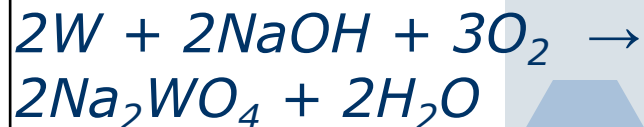
Вольфрамның химиялық қасиеттері

Химиялық қасиеттері

Вольфрам сонымен қатар қаныққан қымыздық қышқылдың ерітіндісінде сутек пероксиді (30%-тік ерітіндісі) қатынасында ериді, бұл жағдайда вольфрамның қымыздық қышқылымен комплексті қосылысы түзіледі. Сілтілердің ерітіндісі вольфрамға әсер етпейді, бірақ тотықтырғыш қосқанда, мысалы, сутек пероксиді немесе аммонийдің пероксосульфаты, вольфрам аммиактың ерітіндісінде ериді, себебі тотықтырғыш қосқанда жақсы еритін вольфрамның оксиді түзіледі:

Сілтілердің балқымасында ауа қатысында вольфрам жай ериді:

Реакция теңдеуі



Вольфрам қосылыстарының химиялық қасиеттері

Химиялық қасиеттері

Реакция теңдеуі

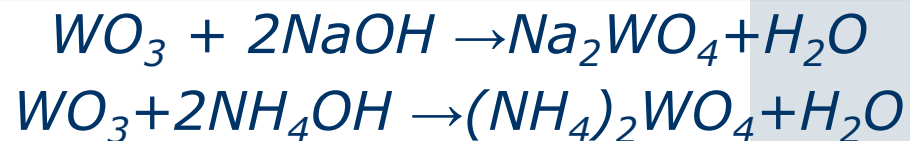
H_2WO_4 – сары түсті кристалды зат, күйдіргенде су бөлініп вольфрам оксиді түзіледі:



Таза вольфрам оксиді техникалық оксидінен (ұшқыш қасиеттерін пайдаланып) және аммоний молибдатынан күйдіру арқылы алынады:



Өте концентрлі тұз қышқылында WO_3 коллоидты ерітінділер береді. Сілтілерде және аммиакта жақсы ериді:



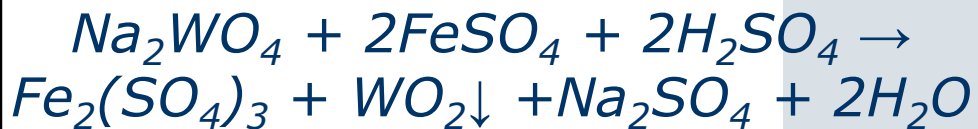
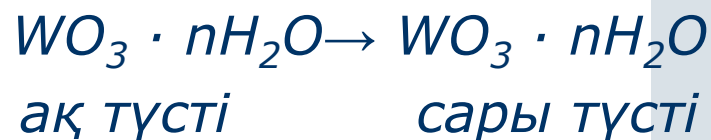
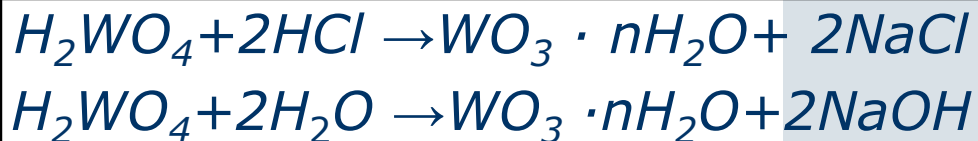
Вольфрам қосылыстарының химиялық қасиеттері

Химиялық қасиеттері

$WO_3 \cdot nH_2O$ – ақ аморфты тұрақсыз модификациясы. Бұл қышқыл вольфраматтардан гидролиздеу арқылы немесе сұйытылған қышқылдары қосқанда, ақ түсті тұнба түрінде бөлінеді, қыздырғанда сары түсті модификацияға айналады:

Натрий вольфраматы ерітіндісіне темір (II) сульфатының ерітіндісін қосқанда, вольфрам (VI) вольфрам (IV)-ге дейін тотықсызданып, тұнбаға қоңыр түсті вольфрам диоксиді түседі:

Реакция теңдеуі



Вольфрамның диоксиді суда ерімейді. Ол ауада қыздырғанда оңай тотығып, WO_3 түзіледі.

Вольфрам қосылыстарының химиялық қасиеттері

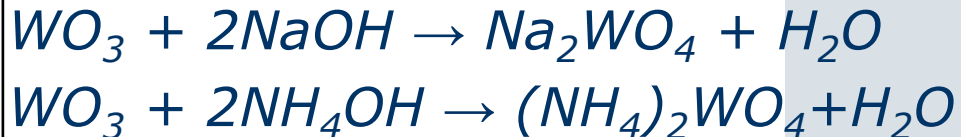
Химиялық қасиеттері

Вольфраматтар — жалпы формуласы $MeWO_4$. Суда тек қана сілтілі металдардың және магнийдің вольфраматтары ериді. Осы қасиетті вольфрамның технологиясында және анализде пайдаланады: сілтілі вольфрамат ерітіндісінен ерімейтін сілтілі жер немесе ауыр металдардың вольфраматтарын алуға болады

Реакция теңдеуі



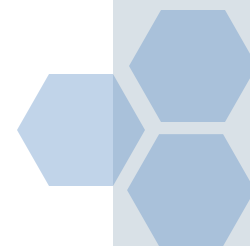
Сілті металдардың вольфраматтарын алу үшін вольфрам оксидін сілтілі ерітіндіде немесе аммиакта ерітеді:



Вольфрам қосылыстарының химиялық қасиеттері



Химиялық қасиеттері	Реакция теңдеуі
Сілтімен немесе содамен ерімейтін вольфраматтарды балқытады:	$\text{CaWO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{WO}_4 + \text{CaO} + \text{CO}_2 \uparrow$ $\text{CaWO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{WO}_4 + \text{Ca(OH)}_2 \downarrow$
Вольфраматтар әдеттегі температурада тұрақты, табиғатта вольфрам әр түрлі вольфраматтар түрінде кездеседі. Нормальды вольфраматтың ұшқыштығы тек қана жоғары температурада байқалады:	$\text{Me}_2\text{WO}_4 \rightarrow \text{Me}_2\text{O} + \text{WO}_3$



Вольфрам қосылыстарының химиялық қасиеттері

Химиялық қасиеттері

Реакция теңдеуі

Вольфрамның төменгі валенттілігіне сәйкес хлоридтер де белгілі. WCl_5 - қара-жасыл түсті кристаллды зат, балқу температурасы $248^{\circ}C$, қайнау температурасы $275,6^{\circ}C$. Суда WCl_5 ыдырап, «көк тотық» түзеді:



WCl_4 — ақшыл-қоңыр жайылып тұрған зат, сумен әрекеттесіп ыдырайды:



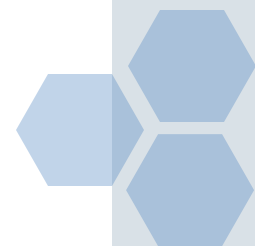
WCl_3 — бос түрінде бөлінген жоқ, бірақ көк-сары түсті қос тұздары $2WCl_3 \cdot 3MeCl$ белгілі. WCl_2 — сұр түсті аморфты зат, ауада тұрақсыз, белсенді түрде әрекеттеседі. WCl_2 күшті тотықсыздандырғыш болғандықтан судан сутекті бөліп шығарады:





Вольфрам және қосылыстарының қолданылуы

Қосылыс	Қолдану саласы
Вольфрам	Вольфрам <u>электр</u> шамының қылы, электр пештерінде қыздырғыштар, <u>рентген</u> түтіктерде, <u>катодтар</u> , тағыда басқа электрлік құралдарда <u>электродтар</u> ретінде қолданылады.



СИБОРГИЙ

106



Sg

[269]

СИБОРГИЙ

Атомдық қасиеттері

Э/К [Xe] 5f¹⁴ 6d⁴ 7s²

А/Р (132) пм

ЭТ -

И/Э 757 кДж/моль

Т/Д (+4), (+6)

Изотоптары: ²⁵⁸Sg - ²⁷¹Sg



KKO

Физикалық қасиеттері

Sg табиғатта кездеспейтін синтетикалық элемент.

қатты | сұйық | газ

Sg - радиоактивті металл. Ең ұзақ өмір сүретін изотопы - ²⁶⁹Sg (жарт. ыд. пер. 5 мин).

W қасиеттеріне ұқсас.

d=(23-24 г/см³).

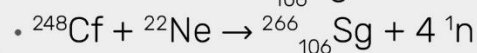
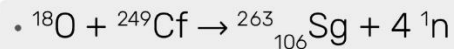
Таралуы (элемент күйінде)

Ғарыш -
Жер қыртысы -
Күн -
Теңіз суы -
Адам денесі -



Минералдары:
табиғатта кездеспейді.

Алынуы



• Ашқан: А. Гиорсо, т.б. (1974)



• Атауы: Г. Сиборг құрметіне қойылған.

Химиялық қасиеттері

• Химиялық қасиеттері болжанған.
6 валентті Sg қосылыстары анықталған:
SgO₃, SgO₂(OH)₂, Sg(CO)₆, SgO₂F₂, т.б.

Қолданылуы

Қазіргі уақытта сиборгийдің ғылыми зерттеулерден өзге қолданылыс аясы жоқ.

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/iSTQP1PQsemR9hpp7>

