

УНИВЕРЗИТЕТ У КРАГУЈЕВЦУ
ФАКУЛТЕТ МЕДИЦИНСКИХ НАУКА



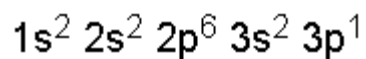
THE UNIVERSITY OF KRAGUJEVAC
FACULTY OF MEDICAL SCIENCES

**Елементи IIIA и IVA групе – добијање, особине и примена у
фармацији. Биоелементи.**

IIIА група (борова група) ns² np¹

13

5	2	3
B		
Бор		
10,811		
13	2	3
Al		
Алуминиј...		
26,9815386		
31	2	3
Ga		
Галијум		
69,723		
49	2	3
In		
Индијум		
114,818		
81	2	3
Tl		
Талијум		
204,3833		
113	2	3
Uut		
Унунтријум		
(284)		



13	2	3
Al		
Алуминијум		
26,9815386		

1 2 3

s	7s	7p	6d	5f
p	6s	6p	5d	4f
d	5s	5p	4d	
f	4s	4p	3d	
	3s	3p		
	2s	2p		
	1s			

$\ell = 1$
 $m = -1$
 $n = 3$



IIIa група

B, Al, Ga, In, Tl

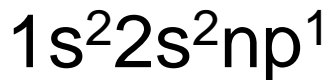
Конфигурација ns^2np^1

Оксидационо стање увек +3 и + 1

Вредности енергије јонизације, прва, друга и трећа, електронског афинитета и електронегативности опадају дуж групе.

В неметал са неким металоидним особинама, Al метал са неким неметалним особинама а остали метали

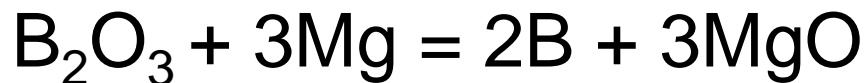
B



alotropske modifikacije α i β -romboedarski
увек +3

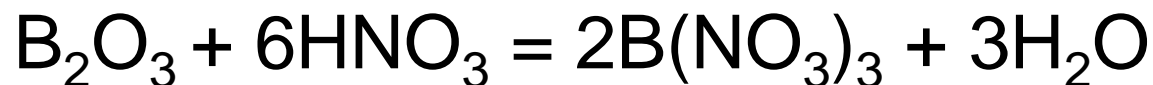
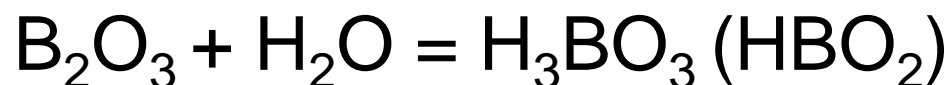
три ковалентне везе-типична Луисова киселина
главна руда је боракс $\text{Na}_2\text{B}_4(\text{OH})_4 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$
у природи два изотопа ^{10}B и ^{11}B

Добија се из B_2O_3



алотропске модификације α и β -ромбоедарски

Бориди-једињења бора са другим елементима
има их неколико типова зависно од Б-Б веза
Оксид B_2O_3 -кисели оксид са извесним
амфотерним особинама



Користи се у индистрији свих врста стакала

Борна киселина-орто H_3BO_3 и мета HBO_2 .

Лако се полимеризује од којих је најпознатија тетраборна

Растворна у води

Слаба киселина

Соли борати- многи се налазе у природи

Користи се у здравству

Трихалогениди- BF_3 , BCl_3 , BBr_3 , BI_3 ,

Јаке Луисове киселине

Лако хидролизују

Хидриди- BH_3 , боран-непостоји

диборан B_2F_6 , и серија полимерних и цикличних
борана

Al

Трећи елемент по распрострањености на земљи (Si, O, Al)

Најважнија руда је боксит $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ и варијанте хидраргилит $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ и дијаспор $\text{AlO}(\text{OH})$, корунд Al_2O_3

Разни алумосиликати:

глиненци $\text{M}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$ као калијумов глиненац (ортоклас) $\text{M}_2\text{O} = \text{K}_2\text{O}$ као саставни део гранита, гнајса, порфира и базалта натријумов (албит) и калцијумов (анорит)

Трињци: $5\text{M}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$ као
калијумов-мусковит, магнезијумов, литијумов –
лепидолит

Li-Fe– цинвалдит

разне глине- Al_2O_3 , SiO_2 и вода; иловача,
каолин, глинени лапорац (још још MgCO_3 и
 CaCO_3);

Чисте варијанте Al_2O_3

- драго и полудраго камење

рубин, смарагд, сафир, аметист, типаз итд.

Криолит Na_3AlF_6

Добијање:

готово искључиво из боксита $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$

Прво се пречисти боксит третманом са 35-50% NaOH ,



процеди од SiO_2 и Fe_2O_3

$\text{Al}(\text{OH})_3$ се таложи разблаживањем а оксид
доија жарењем

Оксид се на високој температури топи из
додатак криолита Na_3AlF_6 као топитеља и врши
електролиза растопа

Al је лак метал лако се извлачи у жице и танке фолије.

Користи се у облику праха као премаз за заштиту метала, штампани, за израду експлозива и пиротехници.

Фолије у прехранбеној индустрији

Жица у електротехници

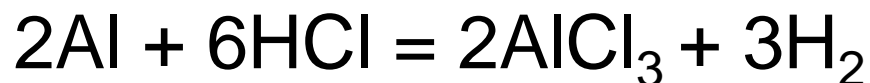
Судови у прехранбеној индустрији

Пресвалачење гвоздја електролитички

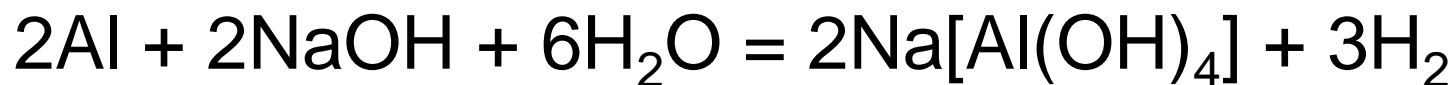
Авоиндустрија и аутомобилска индустрија

Разне легуре-најважнија дуралуминијум са Mg и алуминијумске бронзе

Раствара се у киселинама (не и у азотној) и јаким базама



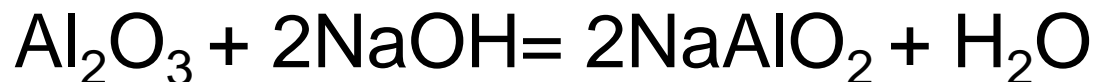
са HNO_3 се пресвлачи слојем Al_2O_3 који спречава даље растварање



Најважнија једињења

Al_2O_3 амфотеран оксид али нерастворан и у растворима киселина и јаких база

Реагује са јаким базама само при топлјењу



Служи за добијање Al , шмиргле и вештачког драгог камења



типичан амфотерни хидроксид $\text{Al(OH)}_3 + 3\text{HCl} = \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

$\text{Al(OH)}_3 + \text{NaOH} = \text{Na[Al(OH)}_4\text{]}$ (у раствору)

$\text{Al(OH)}_3 + \text{NaOH} = \text{NaAlO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
(при топлъењу)

Алуминијум-хидрид AlH_3 и LiAlH_4 за хидрогенизације

koristi se kod prečišćavanja vode za piće,
kožarstvo, tekstilnoj industriji i industriji papira

Халогениди AlX_3 (F, Cl, Br, J)

јако хидролизую

јаке Луисове киселине

карализатори код

електрофилне адиције и супституције

Криолит Na_3AlF_6

$Al_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O$ користи се код пречишћавања
воде за пиће, кожарство, текстилној индустрији и
индустрији папира

Стипсе $\text{MAI}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$

Стипса $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ замена за алуминујум
сулфат

Натријумова стипса $\text{NaAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$

Амонијумова стипса $\text{NH}_4\text{Al}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$

Не припада металима загађивачима

Узрочник Алцхајмерове болести

IVA група (угљеникова група) ns² np²

14

6	2
C	4
Угљеник	
12,0107	

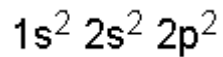
14	2
Si	4
Силицијум	
28,0855	

32	2
Ge	4
Германијум	
72,63	

50	2
Sn	4
Калај	
118,71	

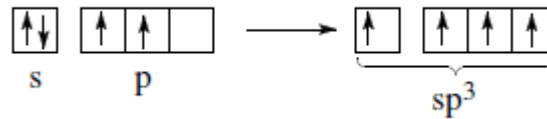
82	2
Pb	4
Олово	
207,2	

114	2
Fl	4
Флеровиј...	
(289)	



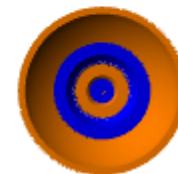
6	2
C	4
Угљеник	
12,0107	

-4 -3 -2 -1
1 2 3 4



s	7s	7p	6d	5f
p	6s	6p	5d	4f
d	5s	5p	4d	
f	4s	4p	3d	
	3s	3p		
	2s	2p		
	1s			

$\ell=0$
 $m=0$
 $n=5$



IVa група

C, Si, Ge, Sn i Pb

Конфигурација ns^2np^2

Оксид.стања од - 4 до + 4 (сем Sn и Pb)

Вредности енергије јонизације, електронског афинитета и електронегативности опадају дуж групе.

C неметал, Si неметал са неким металоидним особинама, Ge металоид, а Sn и Pb метали са неким неметалним особинама

С

У природи се налази и слободан и у облику једињења

Једињења:

CO_2 (до 0,03%)

Органска једињења

Карбонати CaCO_3 – кречњак, креда, мермер

MgCO_3 – магнезит

$\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ – доломит

ZnCO_3 – смитсонит и др.

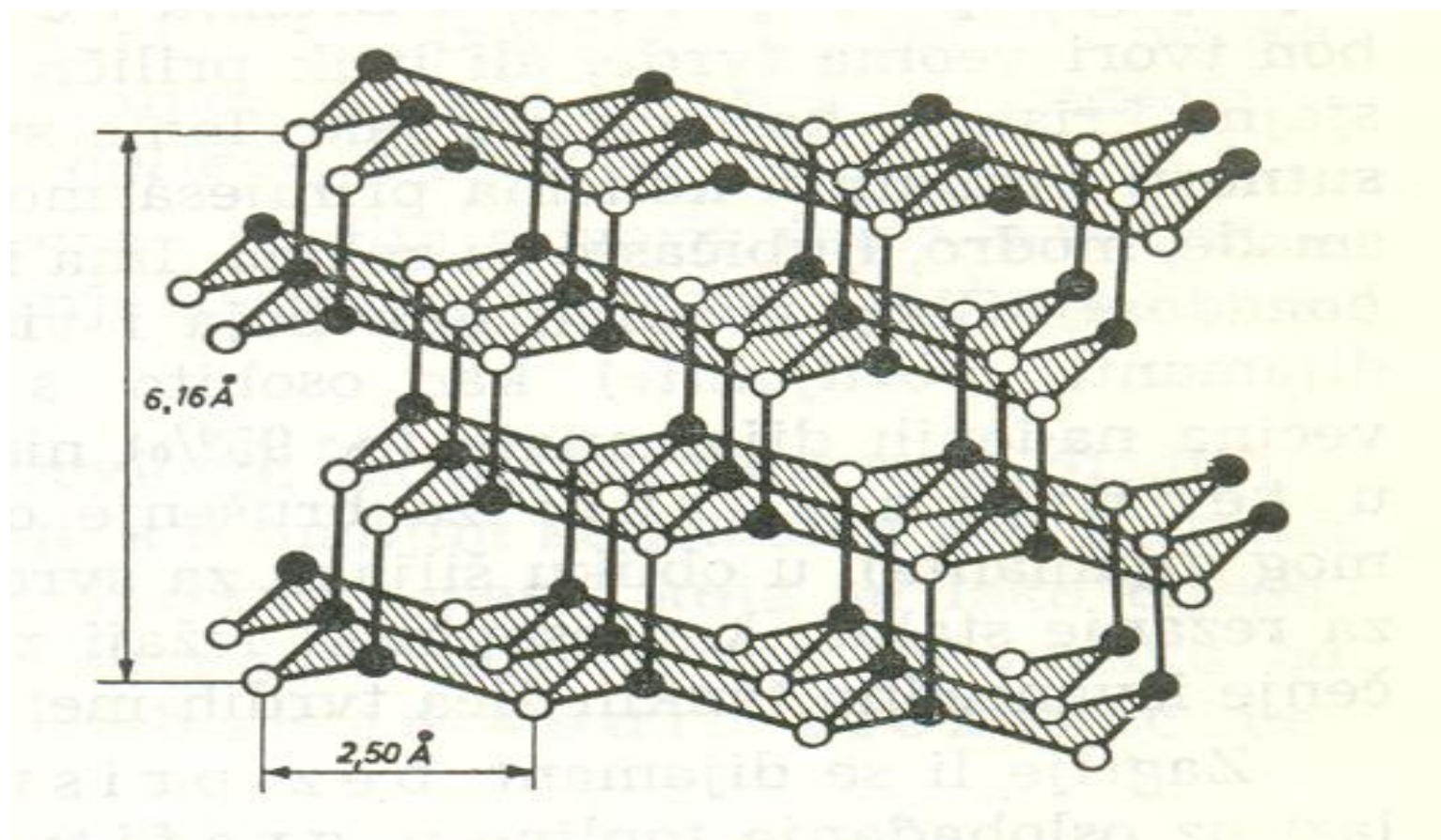
Елементаран: угљеви, дијамант и графит

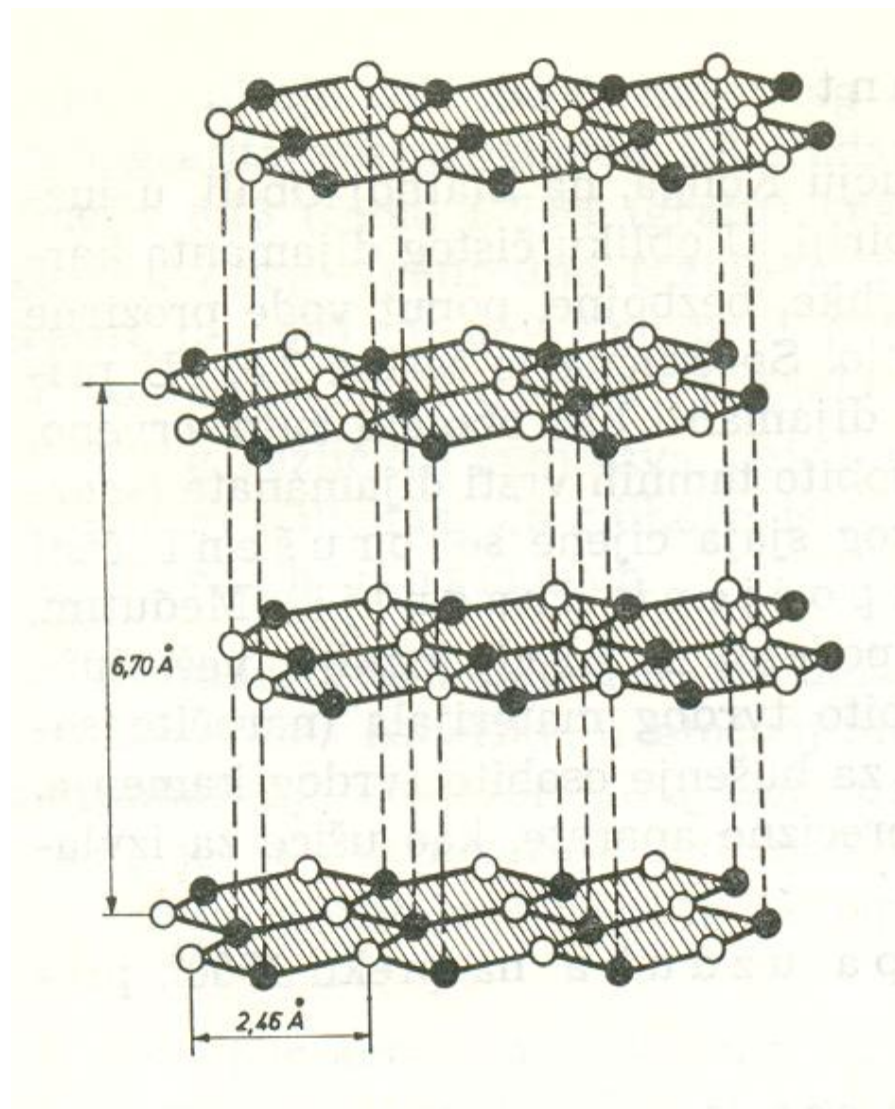
Угљеви: природни и вештачки

Природни: антрацит, камени угаљ, мрки угаљ, лигнит и тресет

Вештачки: кокс, дрвени угаљ (ћумур) и активни угаљ

Дијамант (sp^3) најтврђи минерал, лош проводник електрицитета и топлоте





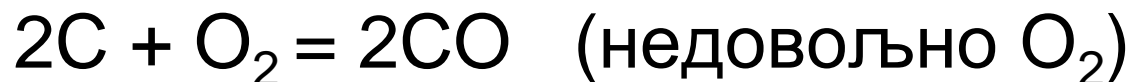
Графит (sp^2) мекан,
добар проводник
електрицитета и
топлоте

Угљеник је слабо реактиван елемент

Од халогена реагује само са F_2 на повишеној температури



Са елементима VI_a :



Са металима и металоидима даје карбиде,
најпознатији CaC_2 и SiC (карборундум)

Оксиди: CO і CO₂

CO неутралан оксид

Добијање:

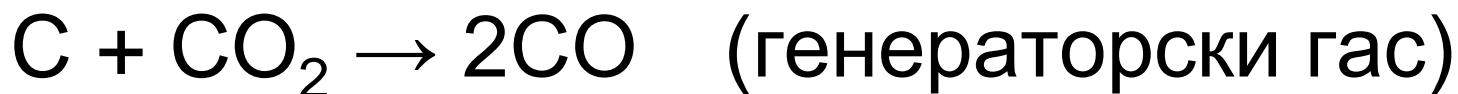
Лабораторијски



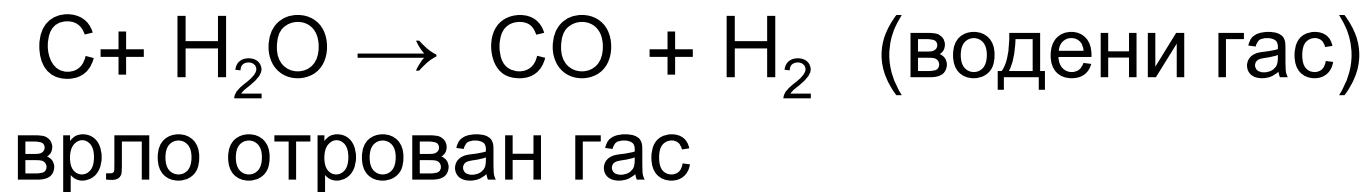
Индустријски: из кокса

а) сагоревање

$\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$ преводјење CO₂ преко
ужареног кокса



б) превођење прегрејане водене паре
преко ужареног кокса



CO₂ кисели оксид



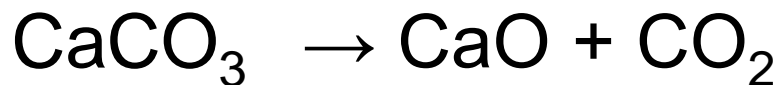
Добијање:

Лабораторијски



Индустријски:

жарењем карбоната (споредни производ)



слаба , добазна и непостојана киселина
карбонати и бикарбонати



Врло отрова гас, слабо растворан у води
Водени раствор се зове цијановодонична
киселина. Слаба и монопротична. Соли
цијаниди

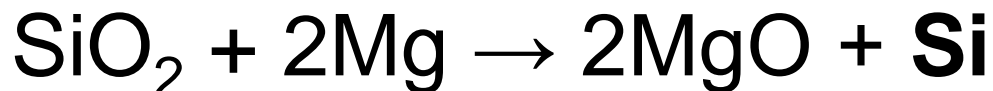
Si

Нараспрострањенији елемент у земљиној кори, укупно други по распрострањености (после O)

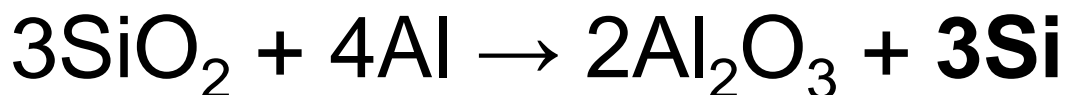
Нема га слободног већ у облику једињења
Разни силикати и SiO_2 (кварцни песак, кремен, аметист и друго драго и полудраго камење)

Добијање:

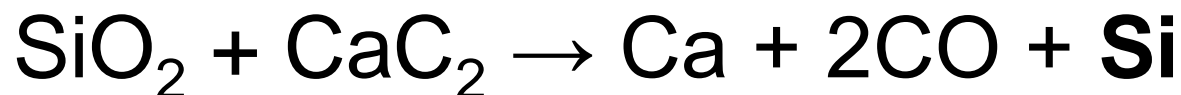
а) Лабораторијски



боље



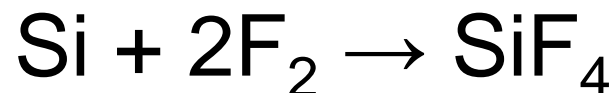
б) индустријски:



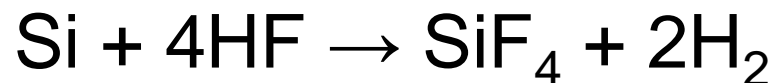
Особине:

Сивог металног сјаја и проводи електричну струју. Сагорева на врло високој температури

Са флуором реагује на собној, а са осталима халогенима на високој температури:



Са многим металима даје силициде ($\text{Ca}_2\text{Si}\dots$).
Нераствара се у киселинама осим HF са мало HNO_3



Лако реагује са базама



Гради разне силане:

SiH_4 , Si_2H_6 ...до полисилана

Халогена једињења се изводе из силана а тако се и добијају

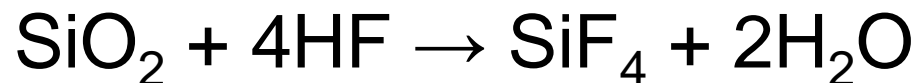
Прости из SiH_4 **SiX_4**

а сложени из осталих виших силана

Сви лако хидролизују осим SiF_4

SiO_2 амфотерни оксид са израженијим базним особинама

Од киселина једино лако реагује са HF



а са базама при топљењу



Има га у природи као обичан песак, кварцни песак и у чистијим варијантама као драго и полудраго камење (аметист, опал, ахат, оникс ...)

Силицијумове киселине: све слабе
(мета)силицијумова H_2SiO_3 ортосилицијумова H_4SiO_4

и разне полимерне са различитим облицима полимеризације (ланчана, тракаста лисната..)

Натријум-силикат Na_2SiO_3 —водено стакло као и остали алкални силикати служе за лепљење стакла, порцелана, импрегнирање папира, заштитна средства за дрво и многе друге материјале.

Природни силикати:

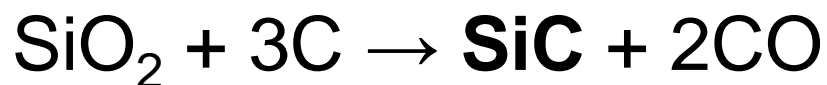
соли су силикатних киселина врло различитих формула: циркон ZrSiO_4 , азбест MgSiO_3 , берил $\text{Al}_2\text{BeSi}_6\text{O}_{18}\dots$

Силикони:

полимери алкил деривата $\text{H}_4\text{SiO}_4 - \text{Si}(\text{OH})_4$

опште формуле $\text{R}_2\text{Si}(\text{OH})_2$ или $\text{RSi}(\text{OH})_3$

Силицијум-карбид (карборундум) SiC као замена за дијамант при изради средстава за брушење и за ватросталне посуде и цеви



Технички силикати:

керамика - од глине и каолина

цемент

стакло - обично, кристално, ватростално и специјалне врсте стакала

Ge

металоид, предсказан од Менделјејева као екасилицијум 1871. Откривен 1886. од Винклера.

Користи се као полупроводник.

Нерастворан у киселинама осим HNO_3 и базама. Гради једињења са +2 и +4.

Sn

Руда каситерит SnO_2

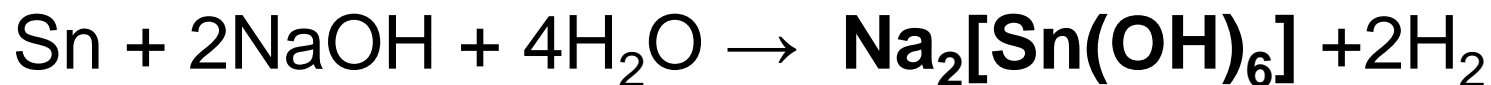
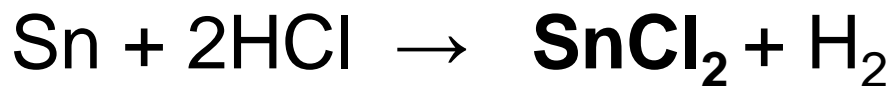
Добија се редукцијом помоћу кокса



Сребрнобели мекан метал, ниске тачке топљења (232°C).

Стабилан на ваздуху, у води, пали се на прично високој температури. На високим температурама реагује и са халогенима дајући SnX_4 као и са S и P.

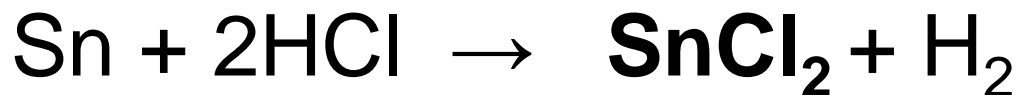
Са слабирим киселинама и базама не реагује.
Лако реагује са јаким киселинама и базама



Користи се за калајисање других метала због своје постојаности и израду многих легура (најважнија је бронза са Си и мекани лем).

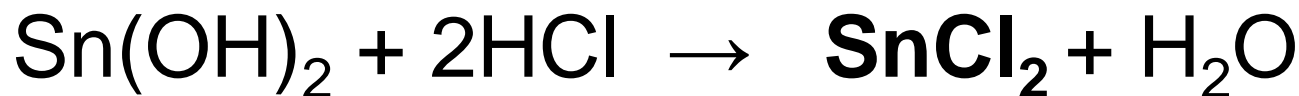
Sn⁺²

SnX₂ (најважнији SnCl₂)



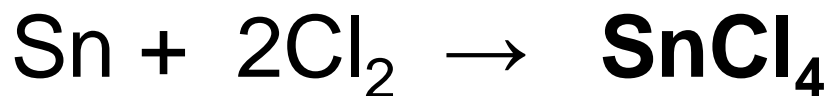
SnO амфотеран оксид

Sn(OH)₂ амфотеран оксид нерастворан у
води



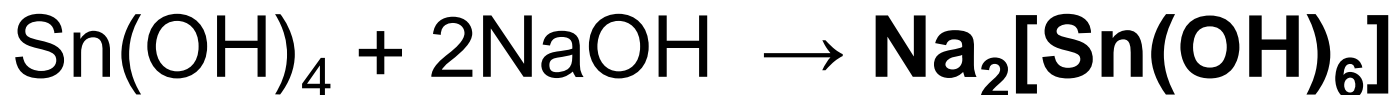
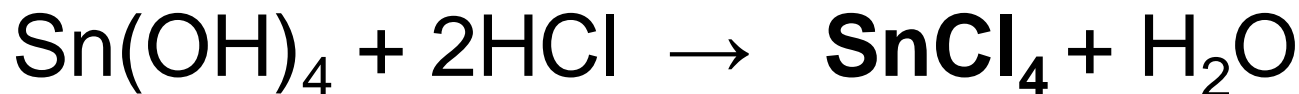
Sn⁺⁴

SnX₄ (најважнији **SnCl₄**)



SnO₂ амфотеран оксид

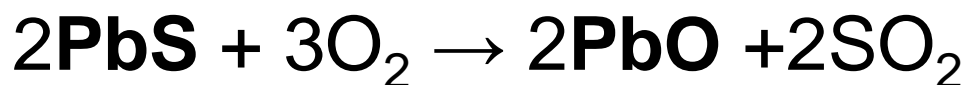
Sn(OH)₄ амфотеран оксид нерастворан у
води



Pb

Руде: галенит PbS , церусит PbCO_3 , итд.

Добија се пржењем па редукцијом помоћу кокса



Модросиви мекан метал, ниске тачке топљења (327°)

Стабилан на ваздуху јер се брзо пресвуче слојем PbO који га штити, у води, пали се на прично високој температури. На високим температурама реагује и са халогенима дајући PbX_4 као и са S.

Нераствара се у HCl и H_2SO_4 јер се пресвлачи са PbCl_2 и PbSO_4 који су нерастворни у води и штите га од даљег растварања, лако се раствара у HNO_3 и CH_3COOH (у присуству ваздуха).

Отрован метал.

Користи се за производњу оловних цеви и лима, акумулаторе, ловне посуде и коморе за транспорт и производњу сумпорне киселине.

Ловачка сачма.

Легуре-метал за штампу, метал за лежајеве итд.

Pb⁺²

Соли нерастворне у води осим $\text{Pb}(\text{NO})_3$ и $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$

базни оловокарбонат се користи као бела уљана боја а, некад и у козметици

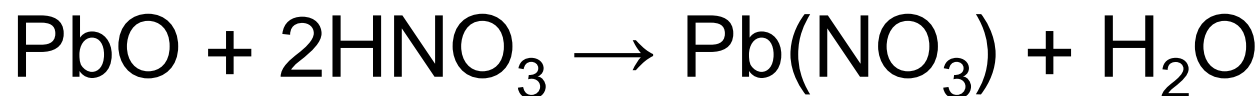
PbCrO_4 се користи као жута уљана боја а $\text{Pb}(\text{OH})_2 \cdot 2\text{PbCO}_3$ као светлоцрвена сликарска уљана боја

PbO - жута и црвена модификација
жарењем

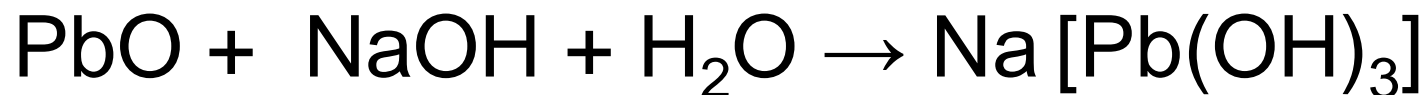


добија се жута, а кувањем у води од жуте
добија се црвена

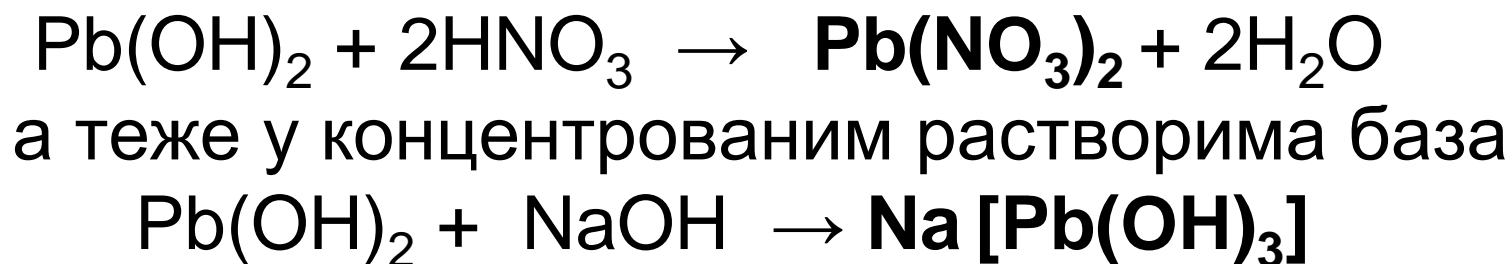
Амфотеран оксид, лако се регулије са
киселинама



али само у концентрованим базама

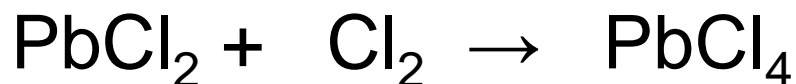


$\text{Pb}(\text{OH})_2$ амфотеран хидроксид нерастворан у води, лако раствора у киселинама



Pb⁺⁴

PbX₄ (најважнији PbCl₄)



PbO₂ амфотеран оксид али углавном реагује као оксидационо средство, лакше реагује са базама

Pb(OH)₄ амфотеран хидроксид нерастворан у води



најпознатија со је минијум (црвена уљана и заштитна боја)

