

УНИВЕРЗИТЕТ У КРАГУЈЕВЦУ  
ФАКУЛТЕТ МЕДИЦИНСКИХ НАУКА



THE UNIVERSITY OF KRAGUJEVAC  
FACULTY OF MEDICAL SCIENCES

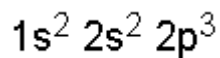
# **Елементи VA и VIA групе – добијање, особине и примена у фармацији. Биолиганди.**

# VA група (азотова група)

## $ns^2 np^3$

15

7 <b>N</b> Азот 14,0067
15 <b>P</b> Фосфор 30,973762
33 <b>As</b> Арсен 74,9216
51 <b>Sb</b> Антимон 121,76
83 <b>Bi</b> Бизмут 208,9804
115 <b>Uup</b> Унунпентіум (288)



7	2
<b>N</b>	5
Азот	
14,0067	

1 2 3 4 5

<b>s</b>	7s	7p	6d	5f
<b>p</b>	6s	6p	5d	4f
<b>d</b>	5s	5p	4d	
<b>f</b>	4s	4p	3d	
	3s	3p		
	2s	2p		
	1s			

$\ell=1$   
 $m=1$   
 $n=2$



# Va група

Конфигурација  $ns^2np^3$

N, P, As, Sb и Bi

Оксидациона стања од - 3 до + 5 (осим Bi)

Вредности енергије јонизације  
електронског афинитета и  
електронегативности опадају дуж групе.

N и P неметали, As и Sb металоиди са  
израженијим неметалним особинама, Bi  
метал

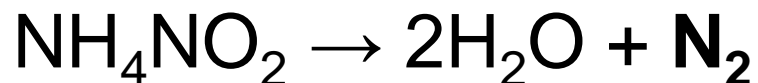
# N

Налази се у ваздуху у елементарном стању и у природи у облику различитих органских једињења и нитрата (чилска шалтра  $\text{NaNO}_3$ )

Добијање

а) лабораторијско:

термичким разлагањем амонијум-нитрита



б) индустријско:

фракционом дестилацијом течног ваздуха

Оксидациона стања од - 3 до + 5

## **Оксидационо стање - 3**

**NH<sub>3</sub> и деривати**

**Добијање**

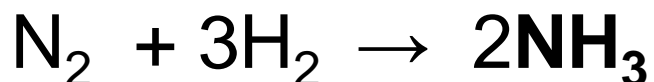
**а) лабораторијско:**

**Дејством неке јаче базе на со амонијака**



**б) индустријско:**

**Хабер-бошова синтеза из азота и водоника  
(висока температура, притисак и употреба  
катализатора)**



Амонијак је безбојан гас, оштрог мириса, отрован, добро растворан у води. Водени раствор је слабо базан и често се зове амонијум-хидроксид  $\text{NH}_4\text{OH}$ . Потребљава се за производњу вештачких дјубрива, гас за расхладне машине и у хемијској индустрији за производњу соли и деривата. Најпознатија со је амонијум-хлорид  $\text{NH}_4\text{Cl}$  нишадор

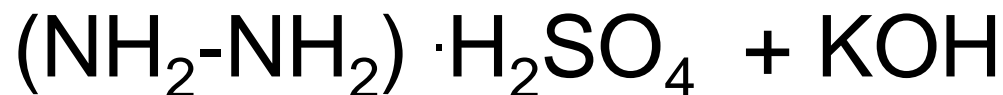
Оксидационо стање - 2

**NH<sub>2</sub>-NH<sub>2</sub>** и деривати

Добијање

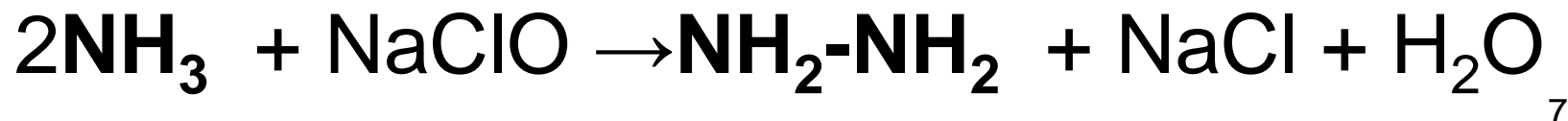
а) лабораторијско:

Дејством неке јаче базе на со хидразина

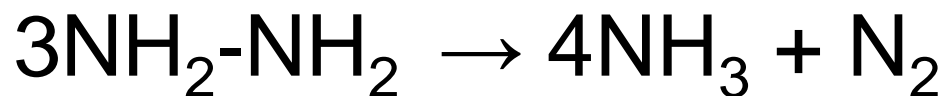


б) индустријско:

Оксидацијом амонијака са натријум-хипохлоритом



На собној температури је течност са мирисом који подсећа на амонијак. На вишим температурама се распада експлозивно:



Добро је растворан у топлој води и понаша се као двокисела слаба база дајући хидразонијум соли.

Слабија је база од амонијака.

Користи се као редукционо средство



Оксидационо стање - 1

**$\text{NH}_2\text{-OH}$**  и деривати

Добијање

а) индустријско:

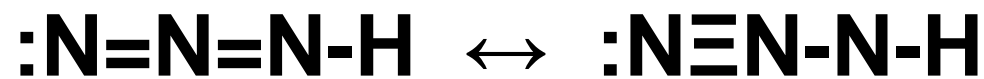
Електролитички из нитрата или нитрита у присуству  $\text{SO}_2$

Течност, добро растворна у води са мирисом на амонијак, Слаба база још слабија од хидразина.

Користи се за синтезу оксима.

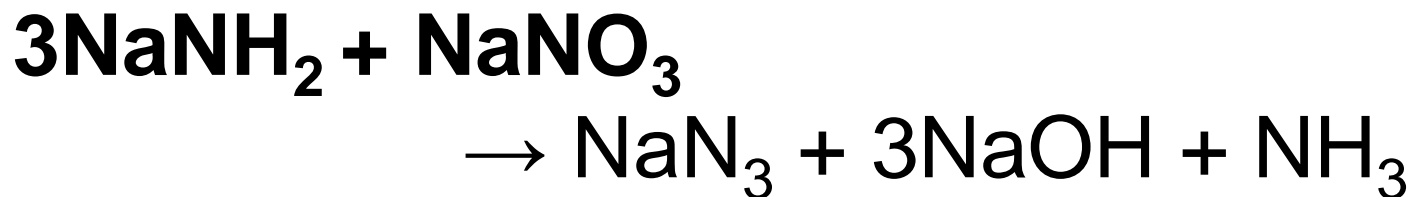
Оксидационо стање – 1/3

**HN<sub>3</sub>** азотводонична (азидна) киселина



Добијање

а) индустријско:



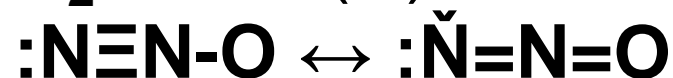
Слаба киселина.

Користи се за као антибактерицидно и антифунгално средство. Соли се користе као иницијални експлозиви



Оксидационо стање **+1**

**N<sub>2</sub>O** азот(І)-оксид или азот-субоксид



Добија се термичким разлагањем амонијум-нитрита



гас без боје, слаткастог мириса, изазива смех и омамљеност, користи се код наркозе. Прилично растворан у хладној води.

Неутралан оксид. Халогени деривати **N<sub>2</sub>X<sub>2</sub>**

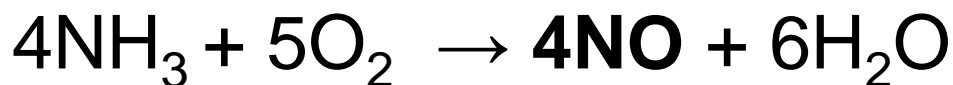
Оксидационо стање **+2**

**NO** азот(II)-оксид или азот-моноксид

Добијање:

а) лабораторијски дејством разблажене азотне киселине на метале, најчешће бакар

б) индустријски каталитичком оксидацијом амонијака



Безбојан гас, мало растворан у води.

Неутралан оксид. Лако даје нитрозил **NO<sup>+</sup>** јон.

Употребљава се при анестезији и добијање **NO<sub>2</sub>**

Халогени деривати **N<sub>2</sub>X<sub>4</sub>**

Оксидационо стање **+3**

$\text{N}_2\text{O}_3$  азот(III)-оксид или азот-триоксид

Гас добро растворан у води али стабилан само на ниским температурама.

Кисели оксид, анхидрид слабе  $\text{HNO}_2$  нитритне (азотасте) киселине.

Соли нитрити. Користе се у процесу брунирања и нитрирања челика и као редукциона средства.

Не сме их бити у води за пиће.

Добија се хладјењем смеше  $\text{NO}$  и  $\text{NO}_2$

Халогени деривати  $\text{NX}_3$

Оксидационо стање **+4**

NO<sub>2</sub> азот(IV)-оксид или азот-диоксид (на високим)

N<sub>2</sub>O<sub>4</sub> азот-тетроксид (на ниским температурама)

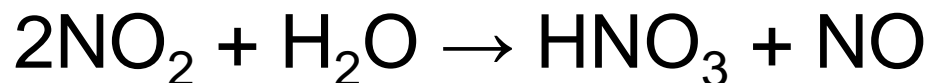
Добијање:

а) лабораторијски дејством концентроване азотне киселине на метале, најчешће бакар

б) индустријски каталитичком оксидацијом NO



Тамноцрвен гас, јако отрован. Доста јако оксидационо средство. Растворан у води. Кисео оксид. Употребљава се за добијање HNO<sub>3</sub>



Оксидационо стање **+5**

**N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>** азот(V)-оксид или азот-пентоксид

На собној чврста супстанца која се на 47<sup>0</sup>C топи уз експлозивно распадање.

Лако се раствара у води. Кисео оксид и анхидрид нитратне (азотне киселине)

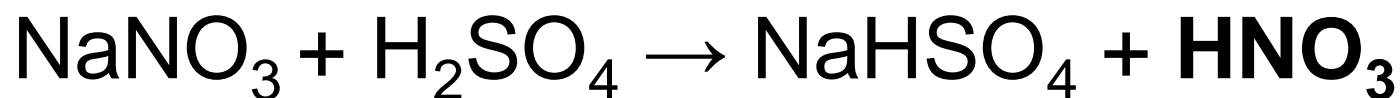
**HNO<sub>3</sub>**

Нитратна (азотна) киселина је јака киселина и веома јако оксидационо средство. Соли нитрати

Не сме их бити у води за пиће

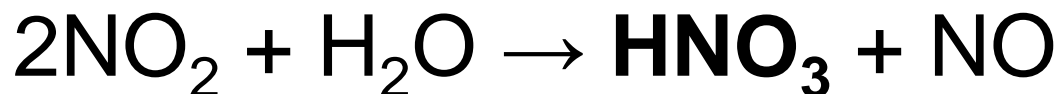
Добијање:

а) лабораторијски  
дејством концентроване сумпорне на  
соли



б) индустријски

каталитичком оксидацијом  $\text{NH}_3$





# Р

У природи се не налази у елементарном стању већ у облику различитих органских и неорганских једињења и то соли фосфорне киселине:

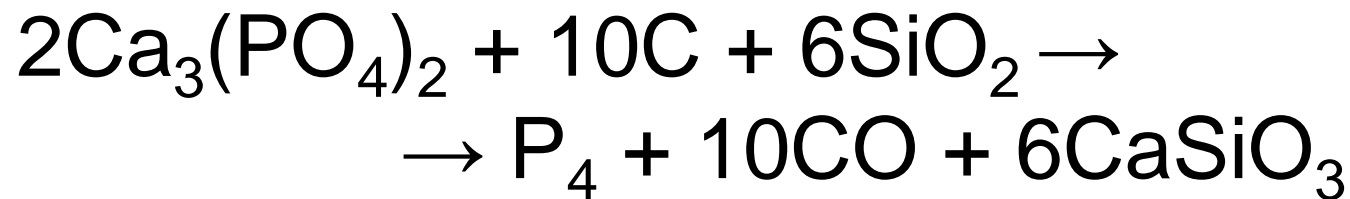
Фофорит  $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_2 \cdot (\text{OH}, \text{F}, \text{Cl})$

Апатит  $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$

ређе фосфати неких других метала

Добијање:

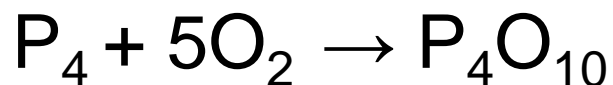
из фосфорита редукцијом помоћу кокса у присуству кварцног песка



У овом процесу се добија бели фосфор. Црвени фосфор се добија загревањем белог фосфора на  $300^\circ\text{C}$  без присуства ваздуха

У кристалном облику постоје три алотропске модификације фосфора: бели, црвени и црни. Бели фосфор је врло реактиван и врло отрован.

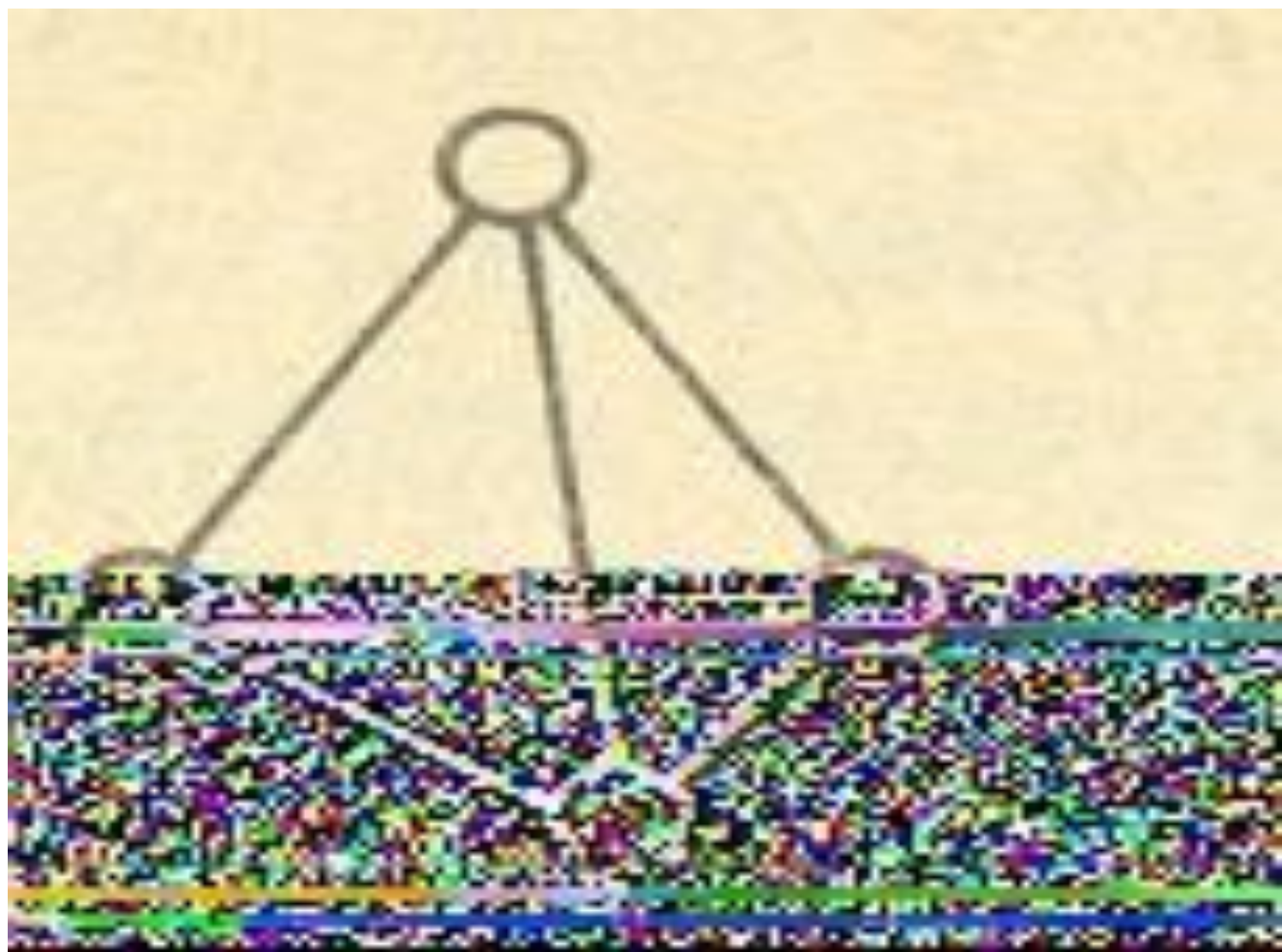
На ваздуху се пали сам од себе због чега се чува испод воде у којој се не раствара



Црвени фосфор је много стабилнији и много мање отрован јер се споро ресорбује.

Црни је сличан црвеном.

Код тровања фосфором користи се разблажен водени раствор  $CuSO_4$  при чему се таложе нерастворан  **$Cu_3P_2$**



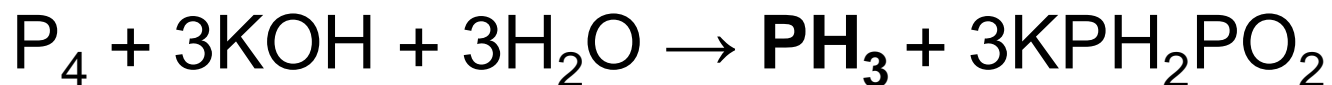


Фосфор се користи у индустрији шибица бели у војне сврхе.

Оксидационо стање **-3**

Фосфин  $\text{PH}_3$

Добија се растварањем белог фосфора у топлом раствору  $\text{KOH}$

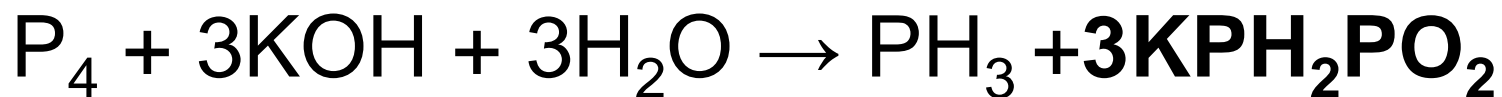


Фосфин је врло отрован гас. Јако редукционо средство. Слабија база од амонијака и даје фосфонијум соли. Користе се алкил деривати као средства за заштиту биља

Оксидационо стање **+1**

Хипофосфораста киселина  **$\text{H}\text{P}\text{H}_2\text{O}_2$**

Добија се растварањем белог фосфора у топлом раствору

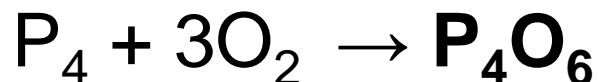


Слаба и монобазна киселина

Соли хипофосфити

Оксидационо стање **+3**

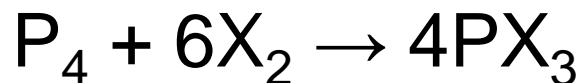
**P<sub>4</sub>O<sub>6</sub>** фосфор(III)-оксид или фосфор-триоксид  
Добија се сагоревањем фосфора у присуству  
недовољне количине кисеоника



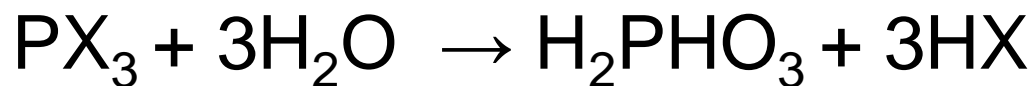
Кисео оксид, анхидрид фосфорасте  
(фосфитне) киселине **H<sub>2</sub>PNO<sub>3</sub>**.

Слаба и двобазна киселина

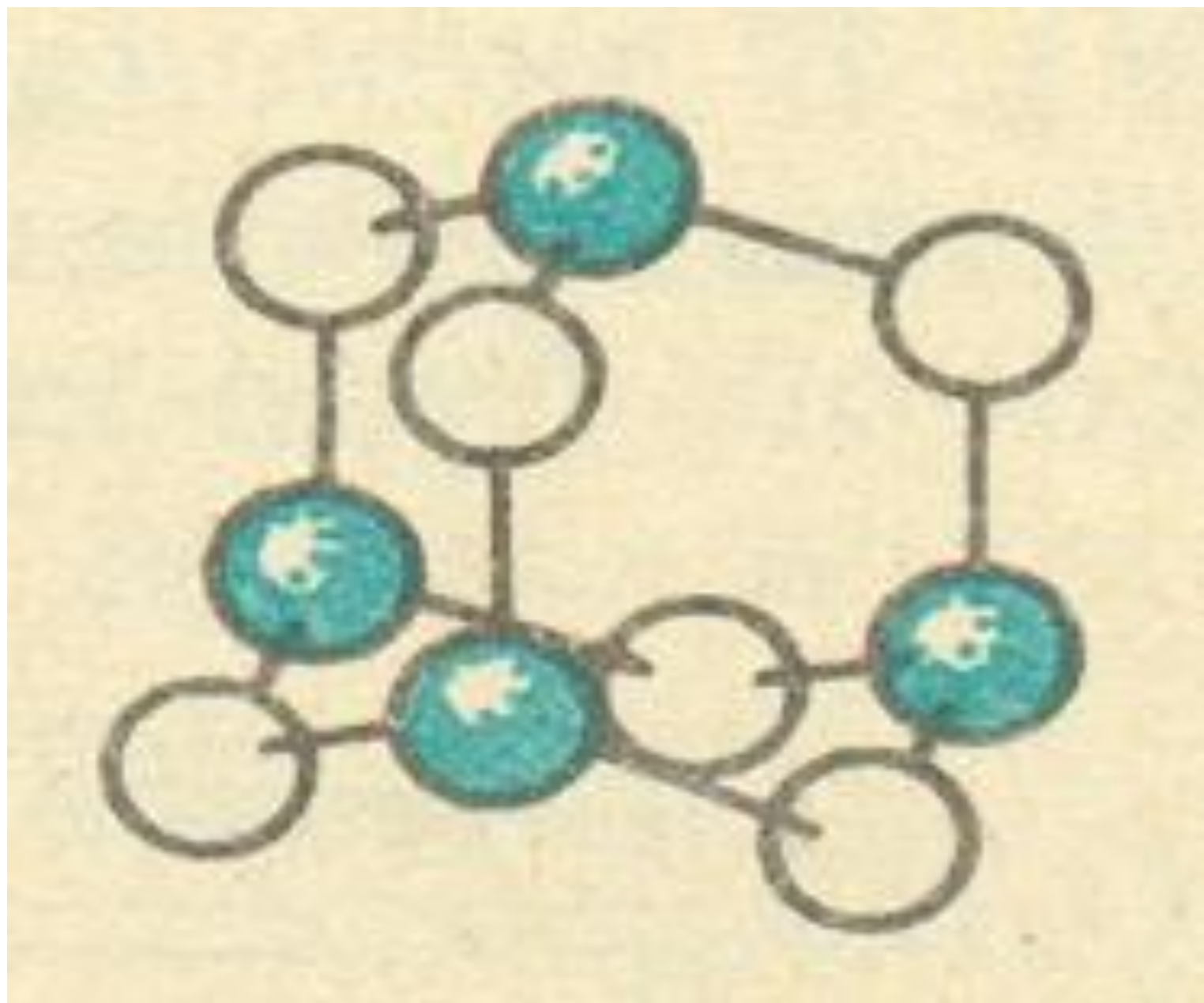
Трихалогениди **PX<sub>3</sub>**



Лако хидролизују

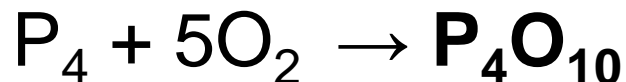




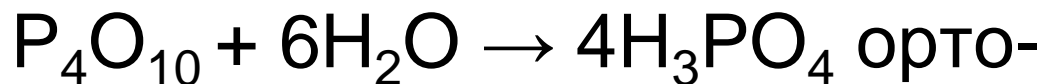
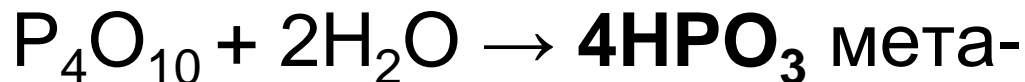


Оксидационо стање **+5**

**P<sub>4</sub>O<sub>10</sub>** фосфор(IV)-оксид (фосфор-пентоксид)  
Добија се сагоревањем фосфора у присуству  
довољне количине кисеоника



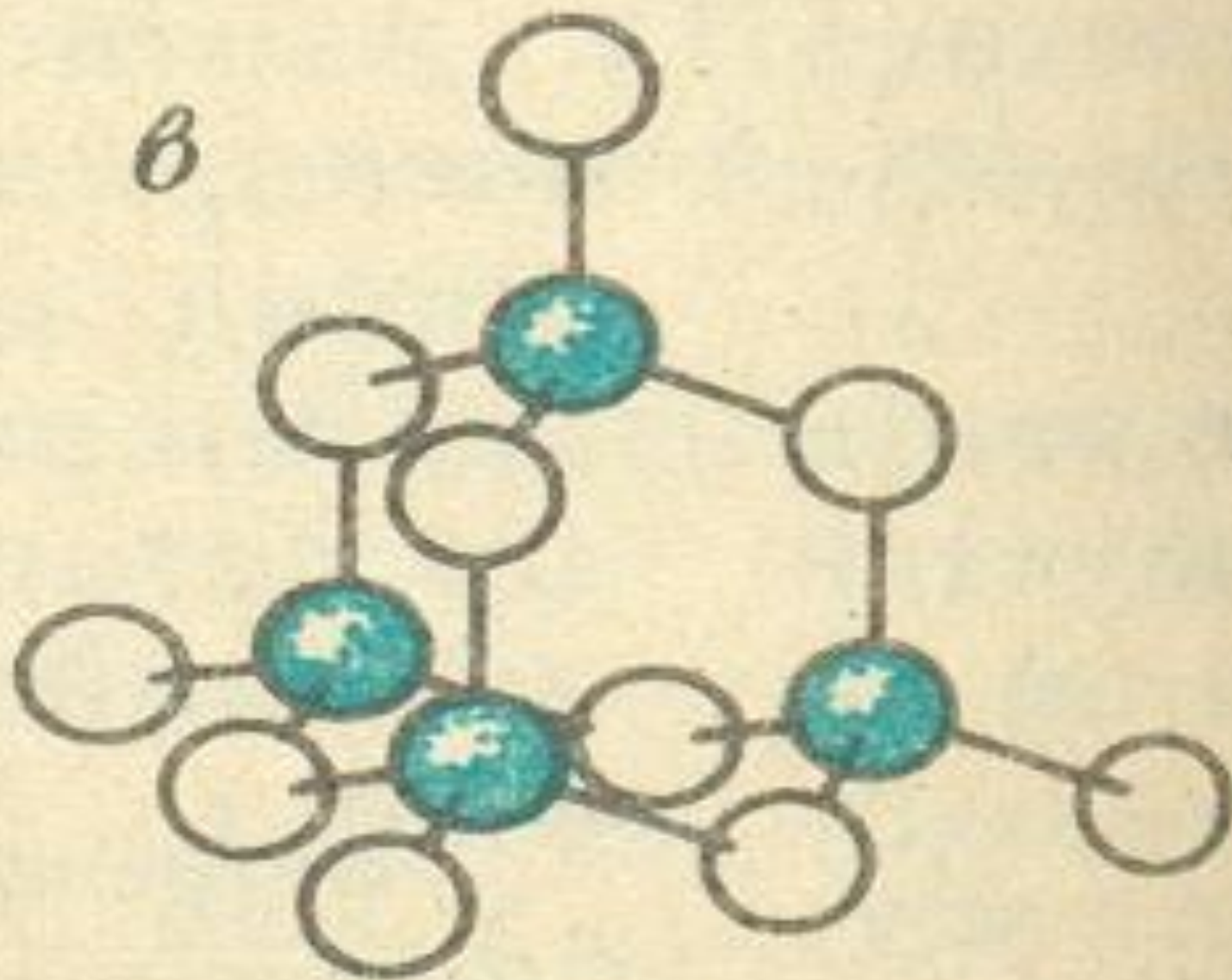
Кисео оксид, анхидрид фосфорних киселина.



Јака киселина у првом ступњу

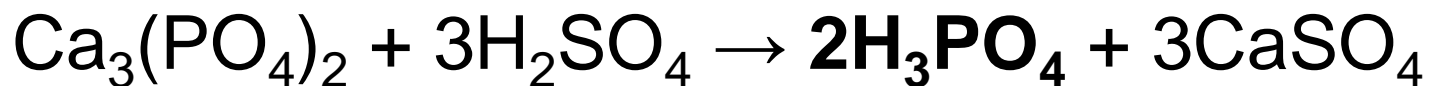
Соли примарни (дихидроген), секундарни  
(хидроген) и терцијарни фосфати

6



Већина фосфата је нерастворна у води, али кисели су растворни.

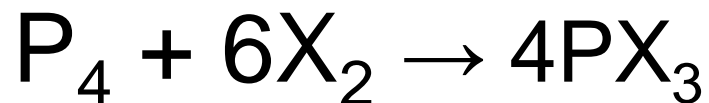
Добијање: из фосфорита дејством сумпорне киселине



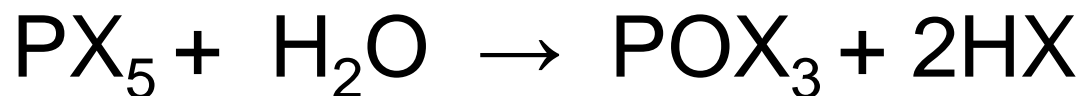
кисели Са-фосфати се примењују као вештачка дјубрива. Алкални фосфати као адитиви у прехранбеној индустрији.

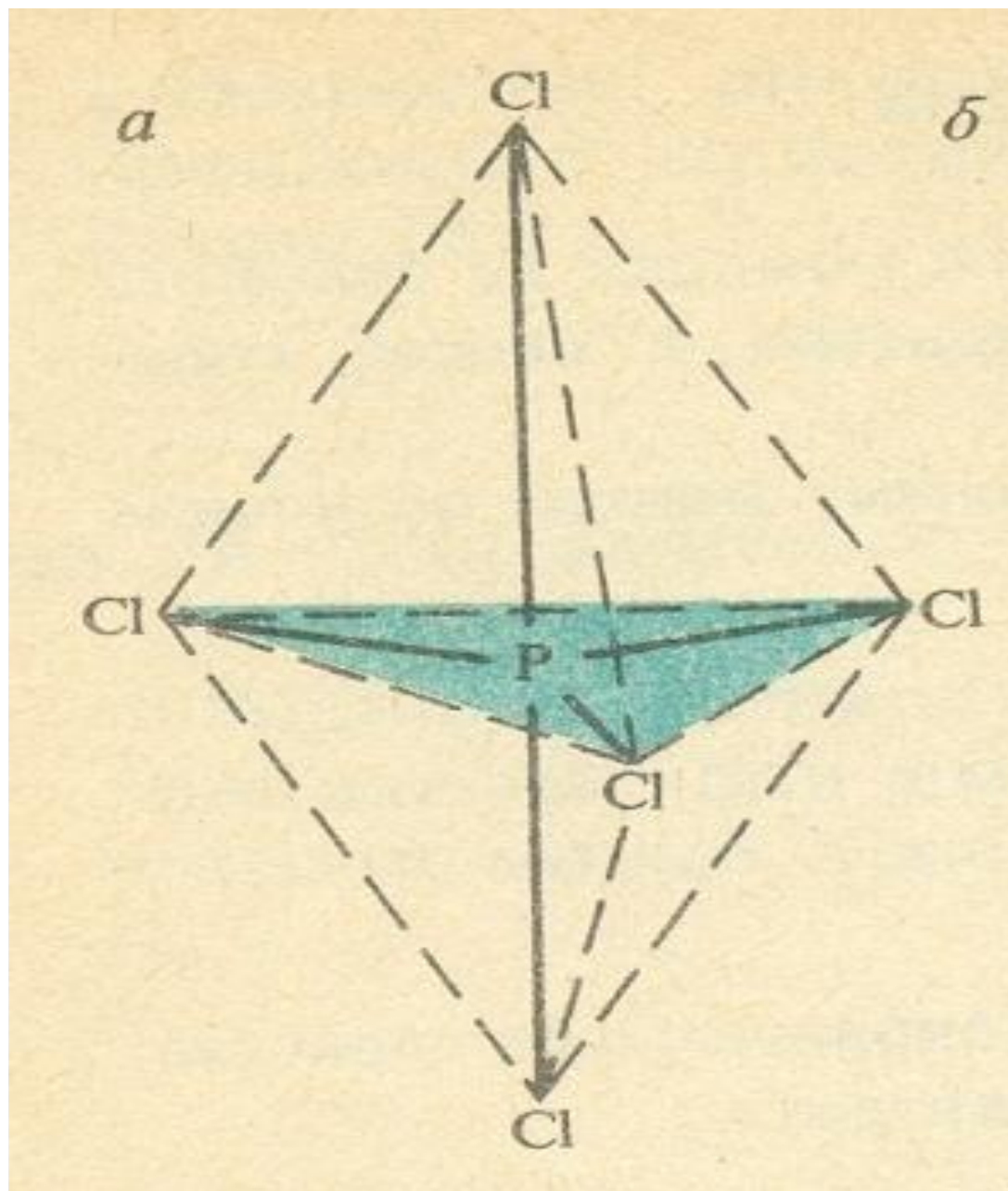
Изузетно су важни естри.

Пентахалогениди  $PX_5$



лако хидролізују

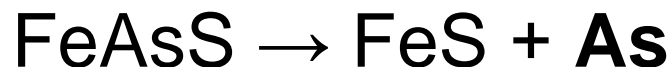




# As

У природи се не налази у елементарном стању већ у облику различитих неорганских једињења арсенопирит  $\text{FeAs}_2 \cdot \text{FeS}_2$ , сличан је минерал са  $\text{Co}$  и  $\text{Ni}$ , као и сулфиди арсена црвени арсенов блиставац (реалгар)  $\text{As}_4\text{S}_4$  и разни варијетети-жути, сребрни итд.

Добија се загревањем арсенопирита без присуства ваздуха:



Арсен је металног сјаја и проводи електричну струју. Металоид. Више алотропских модификација. Жути  $\text{As}_4$  структуре као бели фосфор. Сиви арсен као црни фосфор

Оксидационо стање **-3**

**AsH<sub>3</sub>** арсин

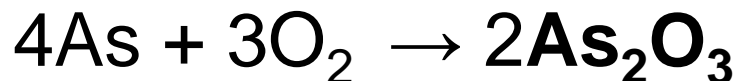
Гас, мириса на бели лук и врло отрован. Јако редукционо средство.

Слаба база, још слабија од фосфина.

Оксидационо стање **+3**

**As<sub>2</sub>O<sub>3</sub>** арсен(III)-оксид или арсен-триоксид

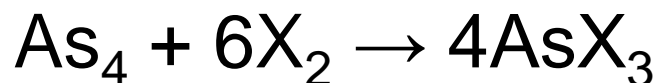
Добија се сагоревањем арсена или арсина у присуству недовољне количине кисеоника



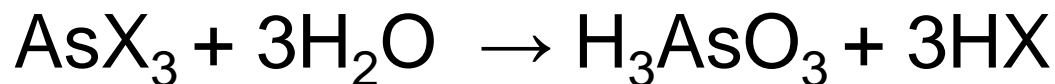
Амфотеран оксид, анхидрид арсенасте (арсенитне) киселине H<sub>3</sub>AsO<sub>3</sub>.



Трихалогениди  $\text{AsX}_3$



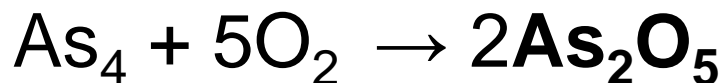
Лако хидролизују



Оксидационо стање **+5**

$\text{As}_2\text{O}_5$  арсен(ІВ)-оксид (арсен-пентоксид)

Добија се сагоревањем арсена или арсина у присуству довољне количине кисеоника

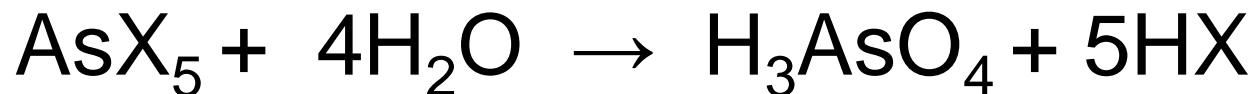


Амфотеран оксид, анхидрид арсенове (арсенатне) киселине  $\text{H}_3\text{AsO}_4$

Пентахалогениди  $\text{AsX}_5$

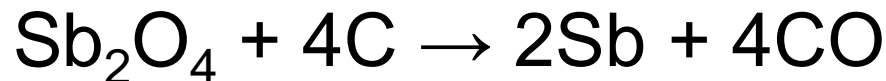
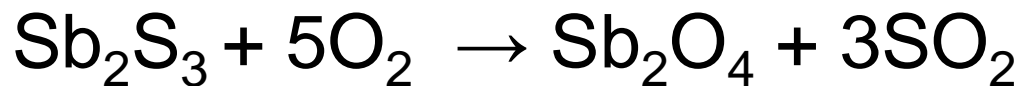


лако хидролізују



## Sb

У природи се не налази у елементарном стању већ у облику различитих неорганских једињења, антимонит  $\text{Sb}_2\text{S}_3$  и многа друга. Добија се пржењем руде па редукцијом са коксом или ђумуром



Металоид са сивом и жутом алотропском модификацијом. Нема структуру  $\text{Sb}_4$ . Сиви проводи електричну струју.

Оксидационо стање **-3**

**SbH<sub>3</sub>** стибин

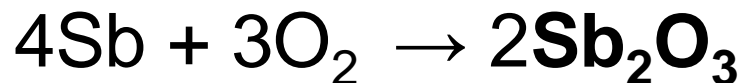
Гас, грозног мириса и врло отрован. Јако редукионо средство.

Слаба база, још слабија од арсина.

Оксидационо стање **+3**

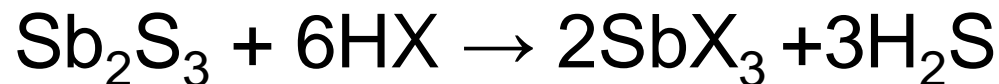
**Sb<sub>2</sub>O<sub>3</sub>** антимон(III)-оксид или антимон-триоксид

Добија се сагоревањем антимона или стибина у присуству недовољне количине кисеоника

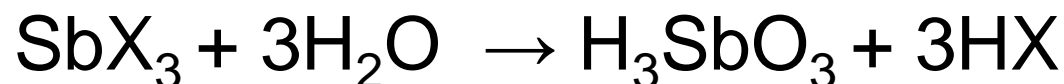


Амфотеран оксид, анхидрид антимонасте (антимонитне) киселине H<sub>3</sub>SbO<sub>3</sub>.

Трихалогениди  $\text{SbX}_3$



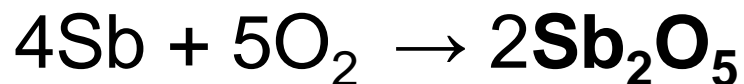
Лако хидролизују



Оксидационо стање **+5**

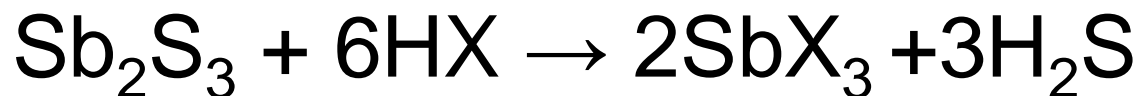
**$\text{Sb}_2\text{O}_5$**  антимон(V)-оксид (антимон-пентоксид)

Добија се сагоревањем антимона или стибина у присуству довољне количине кисеоника

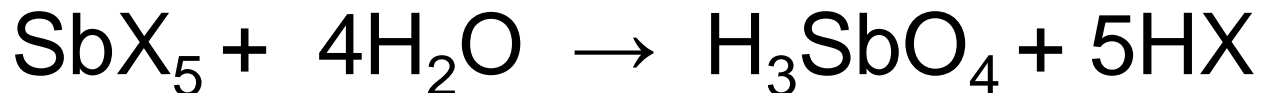


Амфотеран оксид, анхидрид антимонове (антомонатне киселине)  $\text{H}_3\text{SbO}_4$

## Пентахалогениди $\text{SbX}_5$



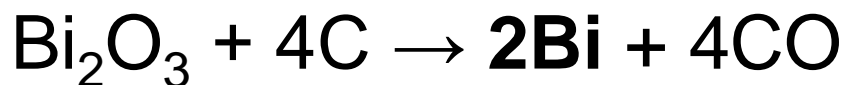
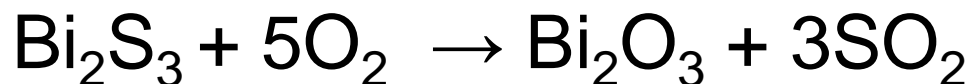
лако хидролизују



# Bi

У природи се не налази у елементарном стању већ у облику различитих неорганских једињења бизмутов сјајник  $\text{Bi}_2\text{S}_3$ , бизмутов окер  $\text{Bi}_2\text{O}_3$  и различитих мешовитих сулфида (са Pb, Ag, итд)

Добија се пржењем сулфидне руде а потом, као и из оксидне руде, редукцијом помоћу кокса или ћумура.



Бизмут је метал, постојан на ваздуху који се не раствара у киселинама без оксидационог дејства (HCl и др.). Лако реагује са халогенима и кисеоником.

Искључиво оксидационо стање **+3**

Бизмутин  $\text{BiH}_3$

$\text{Bi}_2\text{O}_3$  базни оксид,  $\text{Bi}(\text{OH})_3$  слаба и у води нерастворна база

$\text{BiX}_3$  и соли осталих киселина лако хидролизују  
Примењују се у лечању гастритиса и појачаног лучења желудачне киселине



# VA група (кисеоникова група)

## $ns^2 np^4$

16

8	2
<b>O</b>	
Кисеоник	
15,9994	

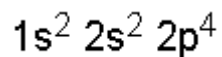
16	2
<b>S</b>	
Сумпор	
32,065	

34	2
<b>Se</b>	
Селен	
78,96	

52	2
<b>Te</b>	
Телур	
127,6	

84	2
<b>Po</b>	
Полонијум	
(209)	

116	2
<b>Lv</b>	
Ливерморијум	
(293)	



8	2
<b>O</b>	
Кисеоник	
15,9994	

1 2 -2 -1

<b>s</b>	7s	7p	6d	5f
<b>p</b>	6s	6p	5d	4f
<b>d</b>	5s	5p	4d	
<b>f</b>	4s	4p	3d	
	3s	3p		
	2s	2p		
	1s			

$\ell=1$   
 $m=-1$   
 $n=2$



# VІa група

Конфигурација  $ns^2np^4$

O, S, Se, Te i Po

Оксид. стања од - 2 до + 6 (осим O)

Вредности енергије јонизације електронског афинитета и електронегативности опадају дуж групе.

Неметали осим Po

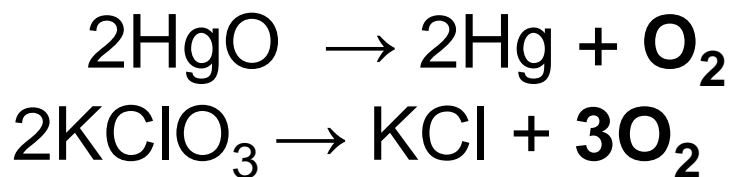
# О

Нараспрострањенији елемент на нашој планети.

Налази се слободан у елементарном стању у облику две алотропске модификације **обичан кисеоник  $O_2$**  и **озон  $O_3$**  као и у облику различитих органских и неорганских једињења од којих је најзначајније вода.

Добијање:

а) лабораторијски термичким разлагањем непостојаних једињења богатих кисеоником као што је  $HgO$ ,  $KClO_3$  итд.



б) индустријски:

-фракционом дестилацијом течног ваздуха  
(идеално око 21% кисеоника)

-Електролизом воде

Гас без мириса, лако се једини са већином  
осталих елемената дајући оксиде

неутралне , киселе, базне и амфотерне

После **флуора** има највећу енергију јонизације,  
електронски афинитет и електронегативност

# Озон

Гас оштрог мириса, отрован, налази се у вишим слојевима атмосфере (озонски омотач).

Добија се при електричном пражњењу у атмосфери. Индустијски се добија имитацијом овог процеса у природи.

Служи као оксидационо средство (најјаче после флуора) при дезинфекцији воде за пиће и органској синтези (озонолиза).

Оксидациона стања -2, -1, -1/2 и +2

Оксидационо стање -2

уобичајено оксидационо стање у већини  
једињења

Оксидационо стање -1

у пероксидима и осталим пероксо  
једињењима



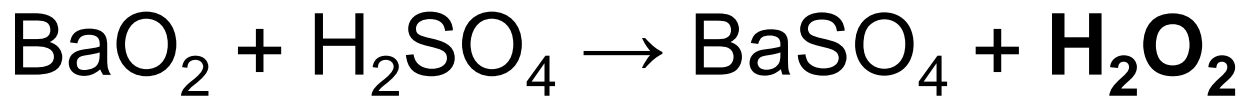
Водоник пероксид  $\text{H}_2\text{O}_2$

Хидроген или кисеоник  
тешност која је непостојана.

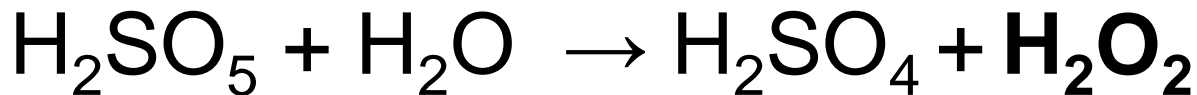
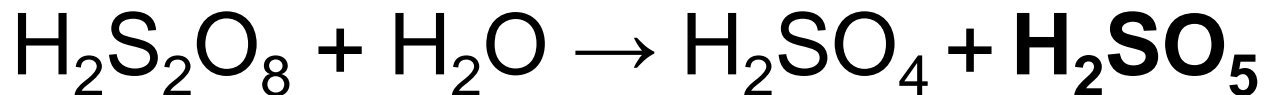
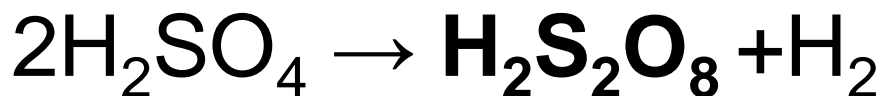


Добијање:

а) лабораторијски



б) индустријски анодном оксидацијом  
сумпорне киселине:



Користи се као редукционо и оксидационо  
средство

# S

Оксидациона стања од -2 до +6

Налази се слободан и облику неорганских једињења

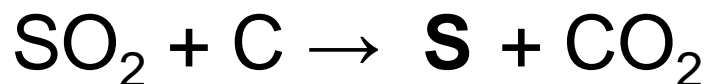
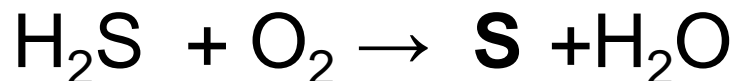
-сулфата:  $\text{CaSO}_4$ ,  $\text{MgSO}_4$ ,  $\text{PbSO}_4$ ,  $\text{BaSO}_4$  и  $\text{SrSO}_4$

-разних сулфида

-органских једињења као деривата  $\text{H}_2\text{S}$

Добија се Фрешовим поступком, оксидацијом

$\text{H}_2\text{S}$  и редукциом  $\text{SO}_2$





Елементарни сумпор је неметал жуте боје.

Налази се у два алотропске модификације: робски и моноклинични (прелаз на  $95,6^{\circ}\text{C}$ ) оба формуле  $\text{S}_8$ .

Реактиван је, лако се једини са многим неметалима и металима.

Употребљава се за производњу сумпорне киселине, у процесу вулканизације каучука, производњи барута, шибица, заштитних средстава за биље, и др.

Оксидационо стање -2

Представник је  $\text{H}_2\text{S}$  водоник-сулфид, гас врло отрован, мириса на покварена јаја, слабо растворан у води.

Налази се и слободан у вулканским гасовима, сумпорним минералним водама и у гасу који настаје при труљењу органског материјала који има сумпора.

У природи се налази велики број соли-сулфида као најважније руде најважнијих техничких метала.

Јако редукционо средство

Водени раствор се понаша кисело-сумпорводонична киселина.

Слаба и двобазна киселина, даје хидрогенсулфиде и сулфиде. Већина сулфида је нерастворна у води.

Сулфиди са сумпором дају полисулфиде  $H_2S_n$

Оксидационо стање **+2**

Оксид SO је непостојан

Стабилнији су халогениди  $SX_2$

Оксидационо стање + 4

Изузетно стабилан оксид **SO<sub>2</sub>** . Гас оштрог мириса, отрован и добро растворан у води јер даје нестабилну **H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>** киселину

Добијање:

а) лабораторијски

дејством сумпорне киселине на сулфите



Дејством концентроване **H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>** на **Cu**



б) индустријски сагоревањем сумпора

редје и у процесу пржења сулфидних руда у огромним количинама.

Због тога настају проблеми са загађењем ваздуха.

$\text{H}_2\text{SO}_3$  је нестабилна киселина, слаба и двобазна. Даје хидрогенсулфите и сулфите.

Као и  $\text{SO}_2$  може бити и редукционо и оксидационо средство.

$\text{SO}_2$  се користи код сумпорисања дрвених посуда у прехранбеној индустрији а сулфити и као конзерванси.

Халогениди  $\text{SX}_4$

Тионилхалогениди  $\text{SOX}_2$

Оксидационо стање **+6**

Оксид **SO<sub>3</sub>**. Топи се на око 17°C а кључа на око 45°C, отрован и изузетно растворан у води јер даје стабилну **H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>** киселину

Добијање:

а) лабораторијски  
дехидратацијом сумпорне киселине са фосфор(V)-оксидом



или термичким разлагањем сулфата



б) Индустрijски  
само каталитичком оксидациом  $\text{SO}_2$



$\text{H}_2\text{SO}_4$  изузетно јака и двобазна киселина.  
Огромни технички значај. Соли  
хидрогенсулфати и сулфати. Једини  
нерастворни Pb, Ca, Sr и Ba-сулфати.  
Технички важне соли као и двогуби  
сулфати (стипсе).

Halogeni derivati

Пероксосумпорна  $\text{H}_2\text{SO}_5$

Пероксодисумпорна  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$

триосумпорна  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$  нестабилна  
киселина

Соли тиосулфати најпознатија  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$

Халогени деривати  $\text{SX}_6$