




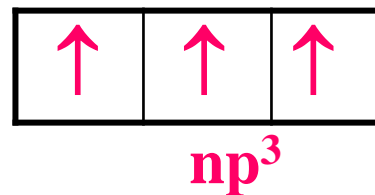
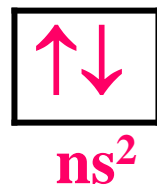


# Елементи 15. (VA) групе

Азот, фосфор, арсен, антимон, бизмут

7 <b>N</b> Nitrogen	
15 <b>P</b> Phosphorus	
33 <b>As</b> Arsenic	
51 <b>Sb</b> Antimony	
83 <b>Bi</b> Bismuth	

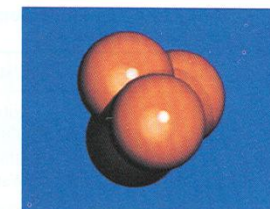
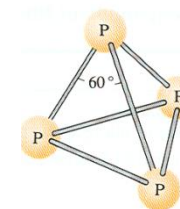
неметали  
(кисели оксиди)



$\text{P}_2 \quad t > 800^\circ\text{C}$

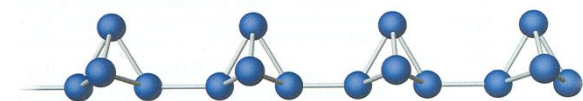
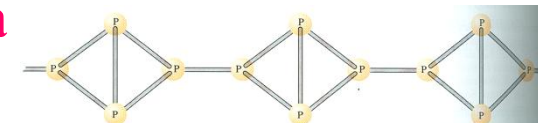
металоиди  
(амфотерни оксиди)

$\text{P}_4$  тетраедар угао P-P-P везе  $60^\circ\text{C}$   
(делимично преклапање p-орбитала)



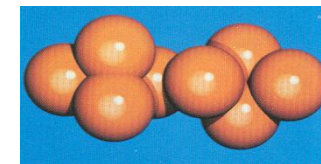
метал  
(базни оксиди)

$\text{P}_n$  - стабилнија алотропска модификација  
- црвени фосфор  
- ланчана структура  
- више тачке кључања и топљења



## Једињења елемената 15. групе

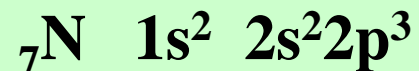
Оксидациона стања: од -3 до +5



Једињења у којима елементи 15. групе имају парно оксидационо стање су нестабилна и парамагнетична

# Азот

**Азот** - гради вишеструке везе, не може бити пентакоординован



## Распрострањеност:

- у ваздуху око 78 %
- у чилској шалитри ( $\text{NaNO}_3$ )
- органски везан азот у протеинима биљног и животињског порекла

## Особине:

- гас без боје и мириса, не гори, не подржава горење
- инертан гас, дијамагнетичан, ред везе = 3
- најјефтинији и најприступачнији инертни гас
- азот са C, H, P, O и S улази у састав живе материје

**Лабораторијско добијање азота:** -термичким разлагањем амонијум-нитрита



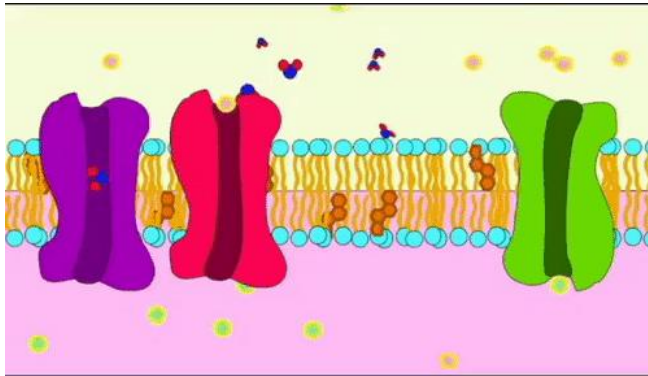
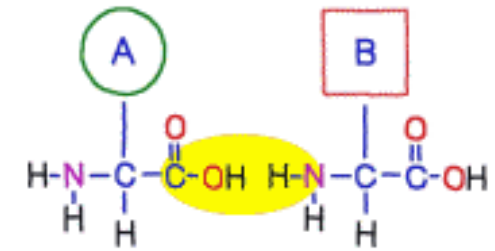
Због своје инертности примењује се у металургији, хемијској индустрији, прехранбеној индустрији, пољопривреди за транспорт агресивних материја.

У течном агрегатном стању за брзо хлађење у индустрији, производњи хране, медицини и ветерини, научнотехничким истраживањима...

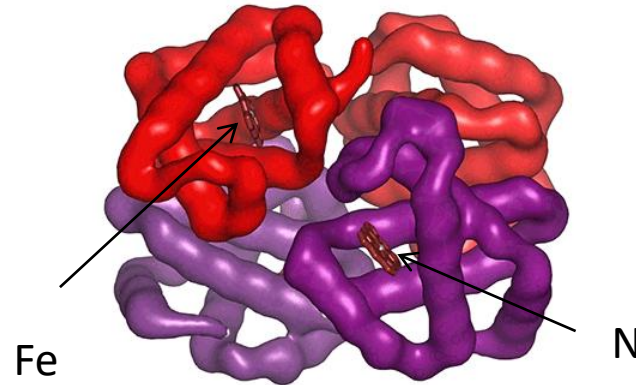


течни азот

Азот чини 3,1% укупне тежине и 11% суве тежине људског тела. То је главна компонента аминокиселина, протеина, нуклеинских киселина.

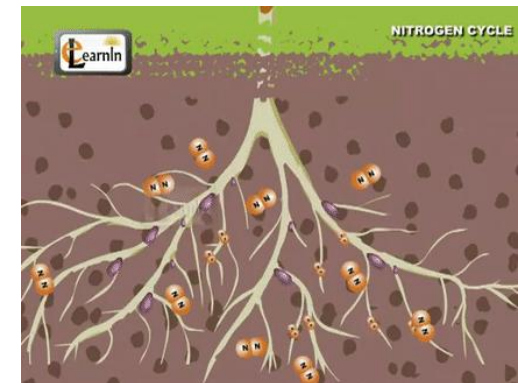


Ћелијска мембрана



Хемоглобин

циклус азота



# Фосфор

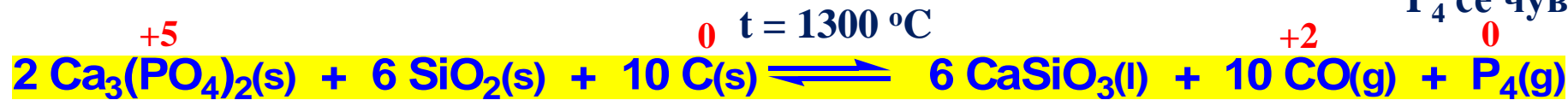
## Распрострањеност:

- Фосфорит  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
- апатити ( $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$ ,  $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{Cl}$ ,  $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$ )
- у костима, зубима  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  (60%)
- $\text{P}$  (носилац светлости) чини чак 1 % свеукупне телесне тежине.



- у природи нема слободног елементарног фосфора

**Добијање:** жарењем  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  са  $\text{SiO}_2$  и  $\text{C}$



$\text{C}$  – редукиционо средство

$\text{SiO}_2$  - гради  $\text{CaSiO}_3$

$\text{P}_4(\text{g})$  и  $\text{CO}(\text{g})$  одвајају се хлађењем

$\text{P}_4$  се чува испод воде

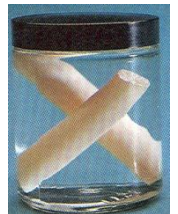
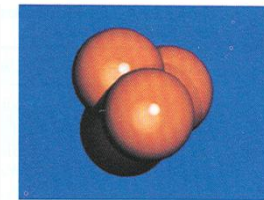
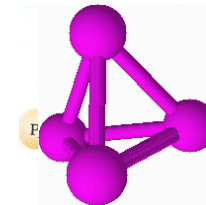
## $\text{P}_4$ – бели фосфор

Нестабилна алотропска модификација

Чува се испод воде, у води је нерастворан, раствара се у  $\text{CS}_2$

У мраку светлуца – фосфоресценција

Јак је отров (летална доза за човека 0,1 g), на кожи изазива ране које тешко зарастају, противотров је  $\text{CuSO}_4$  -  $\text{P}_4$  преводи у нерастворни  $\text{Cu}_3\text{P}_2$

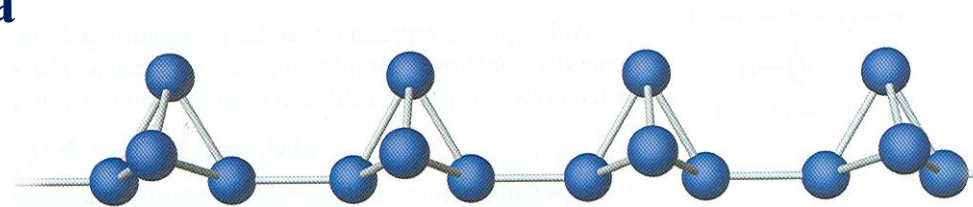






## Црвени фосфор

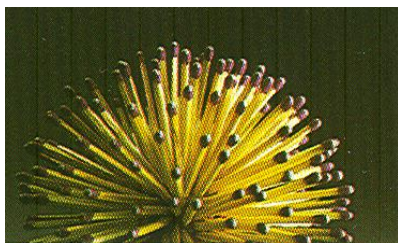
- стабилнија alotropska модификација
- мање реактиван од белог фосфора
- нерастворан у свим растварачима
- није отрован
- реактиван само на високим T



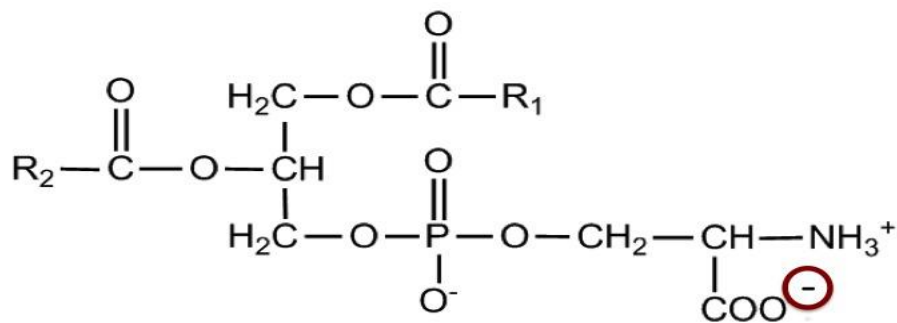
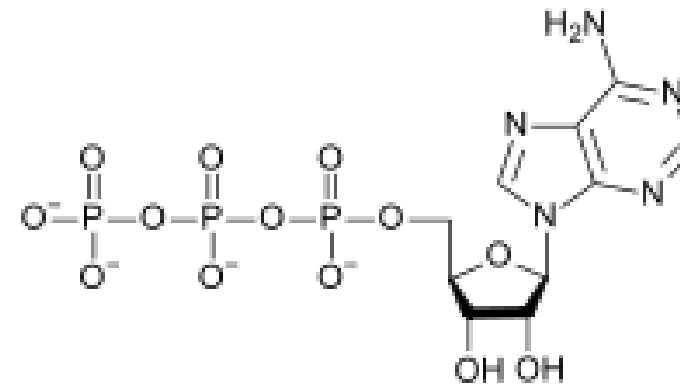
Црни фосфор – најнестабилнија alotropska модификација фосфора

## Примена:

- у индустрији шибица
- за производњу вештачких ђубрива
- бели  $\text{P}_4$  у војне сврхе



**Фосфор** у облику  $\text{PO}_4^{-3}$  је битан јер гради ДНК и РНК. Ћелије користе аденозин трифосфат (АТР) за пренос енергије. Фосфолипиди граде ћелијске мембране. Соли калцијум фосфата користе животиње да би ојачале њихове кости. Фосфора у човеку има око **1 % свеукупне телесне тежине**. (3/4 су у костима и зубима као апатит). Битан је за земљиште као макроминерал.



фосфолипид



## Једињења азота:

-3	-2	-1	-1/3	0	+1	+2	+3	+4	+5
$\text{NH}_3$ Амонјак  $\text{NH}_4^+$ амонјум јон  $\text{NH}_2^-$ амидни јон	$\text{N}_2\text{H}_4$ хидразин	$\text{NH}_2\text{OH}$ хидроксиламин	$\text{HN}_3$ азидна киселина	$\text{N}_2$ азот	$\text{N}_2\text{O}$ азот(I)-оксид  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$ hiponitritna киселина	$\text{NO}$ азот(II)- оксид	$\text{N}_2\text{O}_3$ азот(III)-оксид  $\text{HNO}_2$ nitritna киселина  nitriti	$\text{NO}_2$ азот(IV)-оксид $\text{N}_2\text{O}_4$	$\text{N}_2\text{O}_5$ азот(V)-оксид  $\text{HNO}_3$ nitratna киселина  nitrati

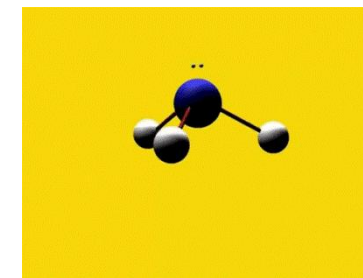
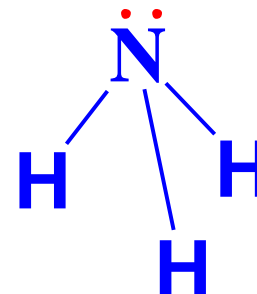
## Једињења фосфора:

-3	-1	+3	+4	+5
$\text{PH}_3$ fosfin	$\text{HPH}_2\text{O}_2$ hipofosfitna киселина (hipofosfiti)	$\text{PX}_3$ trihalogenidi  $\text{P}_4\text{O}_6$ fosfor(III)-оксид  $\text{H}_2\text{PHO}_3$ fosfitna киселина (fosforasta)	$\text{P}_4\text{O}_8$ fosfor(IV)-оксид  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_6$ hipodifosfatna киселина	$\text{PX}_5$ pentahalogenidi  $\text{P}_4\text{O}_{10}$ fosfor(V)-оксид  $\text{H}_3\text{PO}_4$ fosforna киселина (fosfati)

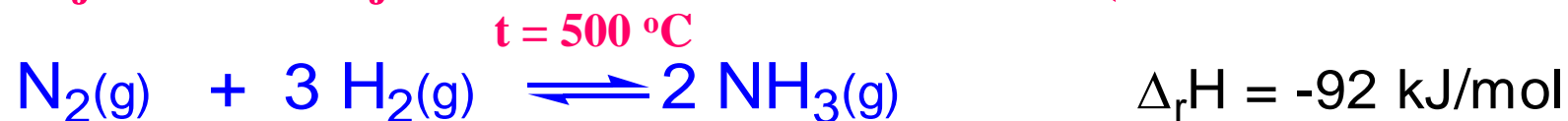
## Окисационо стање -3: $\text{АН}_3$ – хидриди, гасови, пирамидална геометрија

$\text{NH}_3$	амонијак
$\text{PH}_3$	фосфин
$\text{AsH}_3$	арсин
$\text{SbH}_3$	стибин
$\text{BiH}_3$	бизмутин

стабилност опада  
опада базност  
редукциона моћ расте  
повећава се отровност



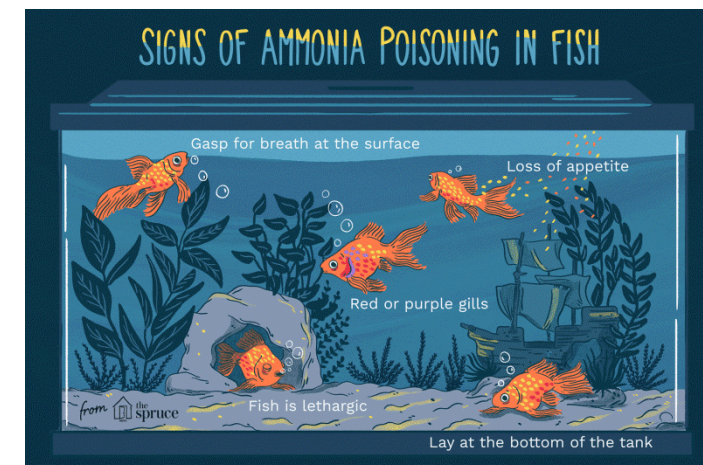
Добијање амонијака синтезом из елемената (Haber-Bosch-ov поступак):



Амонијак се користи за добијање азотне киселине, амонијумових соли, нитрата (вештачка ђубрива), у нафтној индустрији...

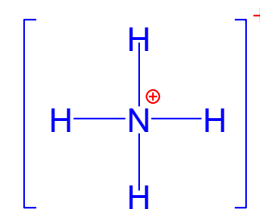
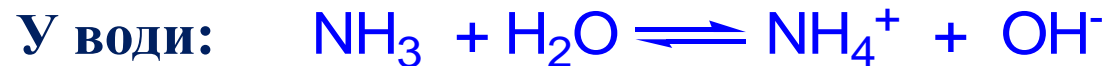
$\text{NH}_3$  је: - стабилан молекул

- безбојан гас, непријатног мириса
- растворан у води ( $1 \text{ dm}^3 \text{ H}_2\text{O}$  раствара  $\sim 1300 \text{ dm}^3 \text{ NH}_3$ )
- поларан
- гас који се лако кондензује ( $t_k = -33.42\text{ }^\circ\text{C}$ )
- базног карактера
- $\text{NH}_4\text{Cl}$  нишадор



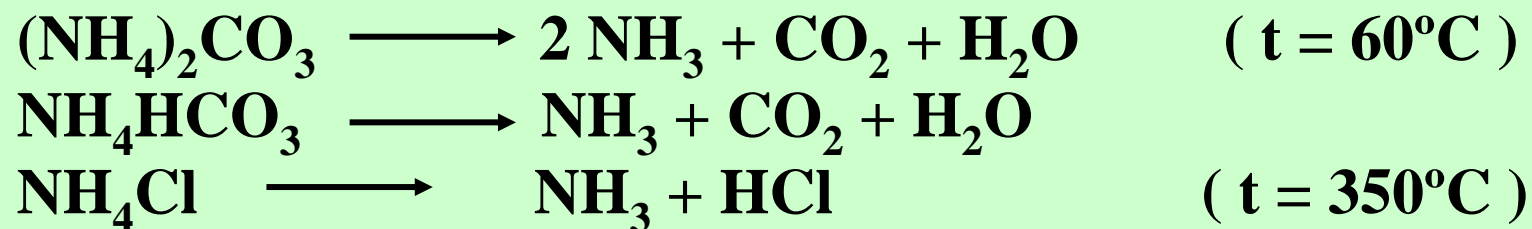


Реакција амонијака са киселинама → амонијум соли



**NH<sub>4</sub><sup>+</sup>** - соли на собној температури су стабилне  
- на повишеној температури распадају се

**Ако је со настала из амонијака и киселине која није оксидационо средство**

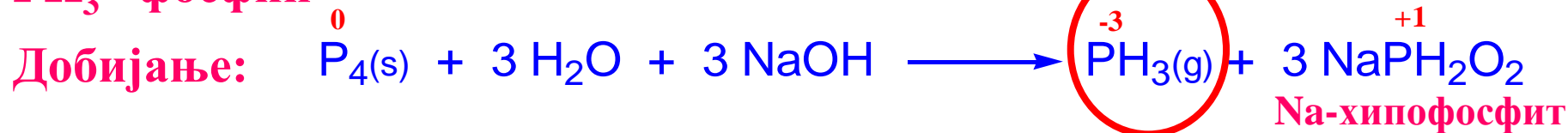


Амонијак показује и слабо изражене киселе особине, атоми водоника се могу заменити металом - настају деривати амонијака:

- амиди  $\text{-NH}_2^-$  (амиди алкалних и земноалкалних метала)
- имиди  $\text{-NH}^{2-}$
- нитриди  $\text{-N}^{3-}$

<sup>-3</sup>

$\text{PH}_3$  фосфин



Фосфин је:

- безбојан гас
- отрован
- непријатног мириса
- спонтано се пали на ваздуху
- слабо растворан у води
- слабија база од  $\text{NH}_3$



Фосфонијум соли:  $\text{PH}_4\text{X}$

- нестабилне
- $\text{PH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{PH}_4\text{Br}$ ,  $\text{PH}_4\text{I}$



**Оксидационо стање -2:**  $\overset{-2}{\text{N}}_2\text{H}_4$  - хидразин - реагује базно, слабија база од амонијака  
- хидразонијум соли

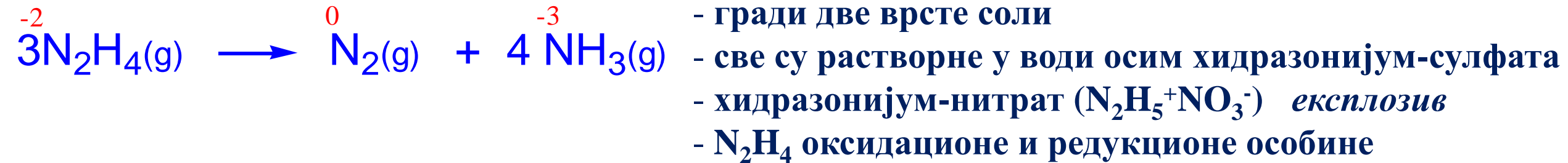
Чист  $\text{N}_2\text{H}_4$  је безбојна течност

$$t_k = 113,5\text{ }^\circ\text{C}$$

$t > 250\text{ }^\circ\text{C}$  хидразин се разлаже

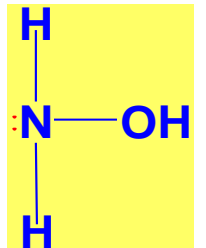


$\text{N}_2\text{H}_4$  - ракетно гориво



**Оксидационо стање -1:**  $\text{NH}_2\text{OH}$  - хидроксиламин

- базне особине
- оксидационо и редукционо средство
- чист  $\text{NH}_2\text{OH}$  је нестабилна супстанца
- разлаже се на  $t > 15\text{ }^\circ\text{C}$ , на вишим температурама разлагање је експлозивно

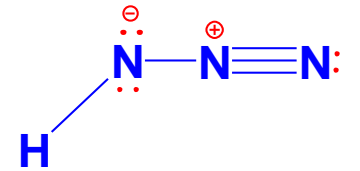
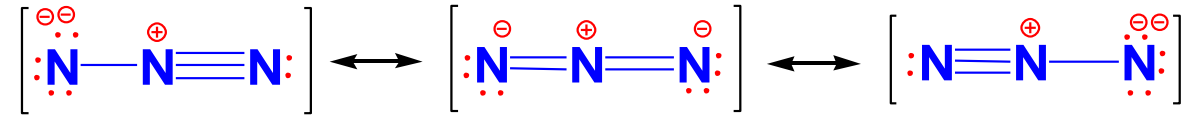


- хидроксиламонијум-хлорид ( $\text{NH}_3\text{OH}^+\text{Cl}^-$ ) - стабилно једињења

**Оксидационо стање -1/3:**  $\text{HN}_3$  - азидна (азотводонична) киселина  
- соли азиди

$\text{HN}_3$  - је течност ( $t_k = 37^\circ\text{C}$ )

- слаба киселина (мало јача од сирћетне)
- азидна киселина и њене соли су експлозивне супстанце
- азиди се употребљавају као детонатори  $\text{Pb}(\text{N}_3)_2$



**Оксидационо стање +1:**

**Оксиди:**

$\text{N}_2\text{O}$  азот(I)-оксид (азот-субоксид)

~~$\text{P}_2\text{O}$~~  не постоји

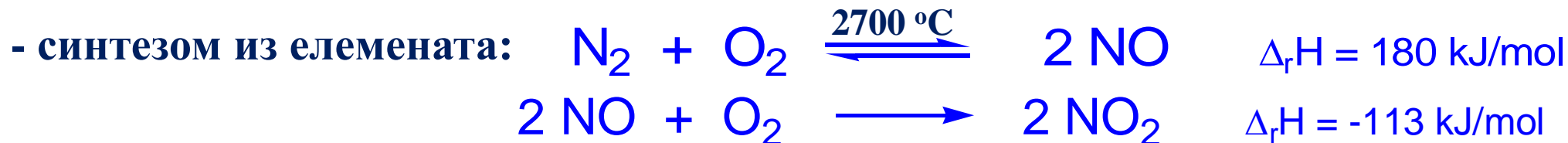
**Киселине:**

$\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$  хипонитритна

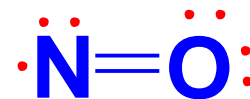
$\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_2$  хипофосфитна

Оксидационо стање +2: <sup>+2</sup>NO - азот(II)-оксид (азот-моноксид)

## Добијање NO



- NO је
- безбојан гас
  - врло отрован гас
  - мало растворан у води
  - неутралан оксид
  - парамагнетичан
  - лако даје нитрозил NO<sup>+</sup>јон
  - употребљава се за добијање NO<sub>2</sub>





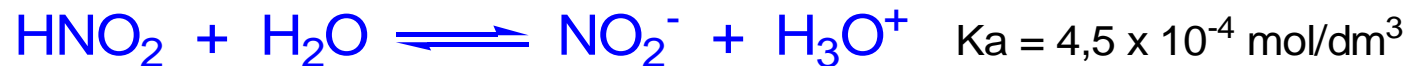
## Оксидационо стање +3:

- азот(III)-халогениди  $\text{NX}_3$  ( $\text{NF}_3$ ,  $\text{NCl}_3$ ,  $\text{NBr}_3$  и  $\text{NI}_3$ )
- азот(III)-оксид (азот-триоксид)  $\text{N}_2\text{O}_3$
- нитритна (азотаста) киселина  $\text{HNO}_2$  и њене соли нитрити
- фосфор(III)-халогениди  $\text{PX}_3$  ( $\text{PF}_3$ ,  $\text{PCl}_3$ ,  $\text{PBr}_3$ ,  $\text{PI}_3$ )
- фосфор(III)-оксид (фосфор-триоксид)  $\text{P}_4\text{O}_6$
- фосфитна киселина  $\text{H}_2\text{PHO}_3$  и њене соли хидрогенфосфити  $\text{HPHO}_3^-$  и фосфити  $\text{PHO}_3^{2-}$

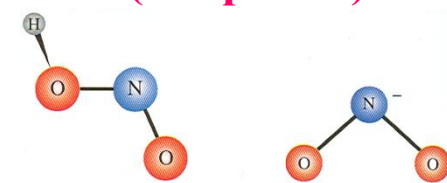
Азот(III)-оксид  $\text{N}_2\text{O}_3$  - чврста супстанца модре боје у течном стање диспропорционише на азот(IV)-оксид и азот(II)-оксид



Водени раствор  $\text{N}_2\text{O}_3$  реагује кисело:  $\text{N}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HNO}_2$

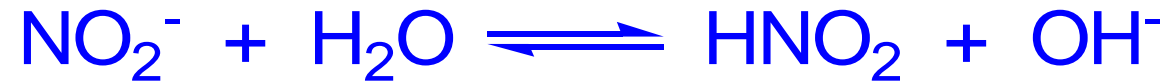
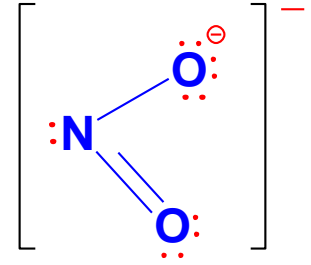


азотаста киселина  
(нитритна)



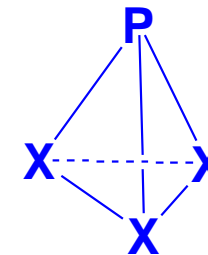
**HNO<sub>2</sub> је:**

- слаба монопротична киселина
- гради само нормалне соли нитрите
- нестабилна киселина
- нитрити се понашају као оксидациона и редукциона средства
- у воденом раствору нитрити хидролизују



Сви нитрити су растворни у води осим AgNO<sub>2</sub>

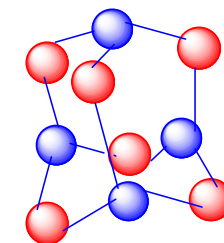
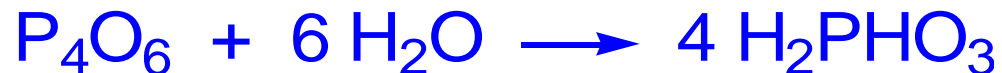
## Фосфор(III)-хлорид, $\text{PCl}_3$



пирамидална  
структура

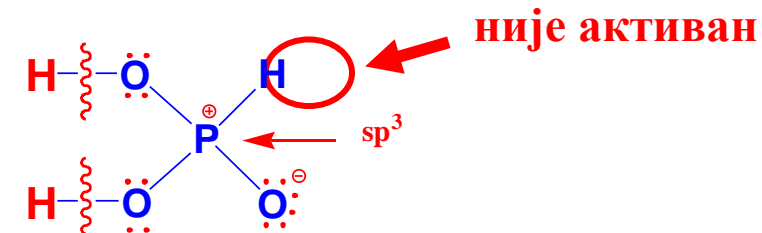
## Фосфор(III)-оксид (фосфор-триоксид) $\text{P}_4\text{O}_6$

- отрован
- водени раствор  $\text{P}_4\text{O}_6$  реагује кисело



## $\text{H}_2\text{PHO}_3$ - фосфитна киселина

- слаба дипротична киселина
- оксидационо и редукционо средство



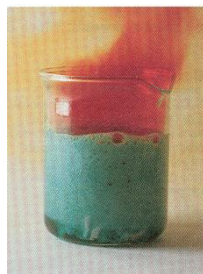
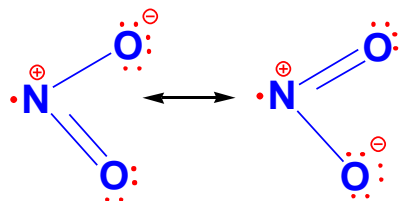
јачина киселина расте

## Оксидационо стање +4:

### Оксиди:

$\text{NO}_2$  азот(IV)-оксид (азот-диоксид)

$\text{P}_4\text{O}_8$  фосфор(IV)-оксид

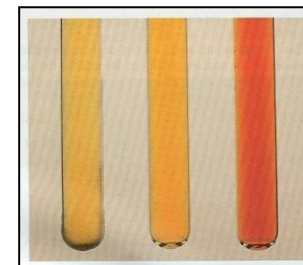
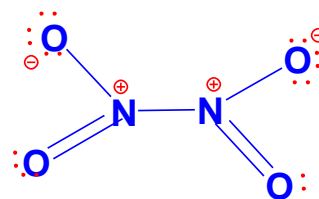


$\text{NO}_2$  – гас црвено-смеђе боје

- отрован
- растворан у води
- оксидационо средство
- парамагнетичан
- снижењем температуре димеризује

### Киселине:

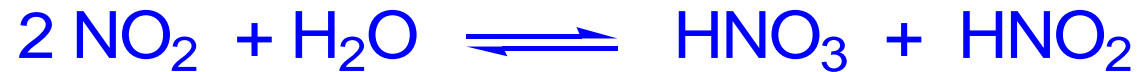
$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_6$  хиподифосфатна



температура расте

$$\Delta_r H = -82 \text{ kJ/mol}$$

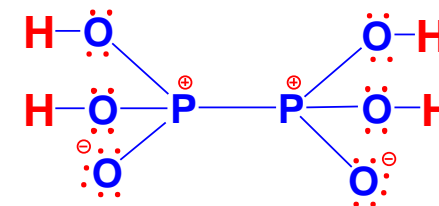
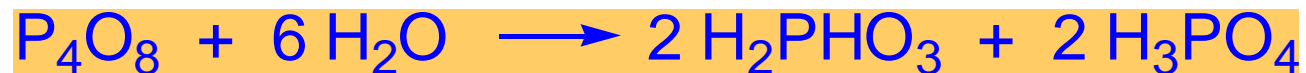
Водени раствор  $\text{NO}_2$  реагује кисело:



$\text{P}_4\text{O}_8$  фосфор(IV)-оксид

$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_6$  хиподифосфатна киселина

Водени раствор  $\text{P}_4\text{O}_8$  реагује кисело:





## Оксидационо стање +5:

### Оксиди:

$\text{N}_2\text{O}_5$  азот(V)-оксид (азот-пентоксид)

$\text{P}_4\text{O}_{10}$  фосфор(V)-оксид

### Киселине:

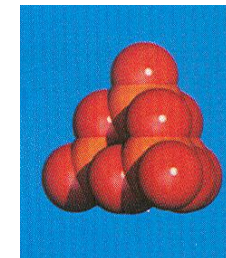
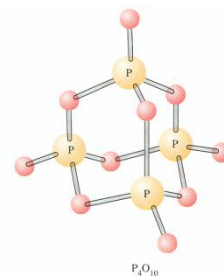
$\text{HNO}_3$  нитратна (азотна) киселина и њене соли нитрати

$\text{H}_3\text{PO}_4$  фосфатна (фосфорна) киселина и њене соли фосфати  $\text{PO}_4^{3-}$ , хидрогенфосфати

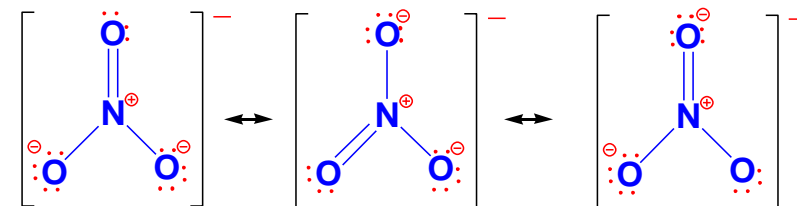
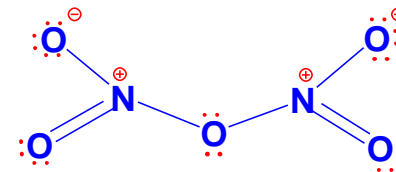
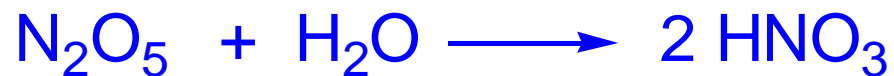
$\text{HPO}_4^{2-}$  и дихидрогенфосфати  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$

### Халогениди:

$\text{PF}_5$ ,  $\text{PCl}_5$ ,  $\text{PBr}_5$  - тригонална бипирамида



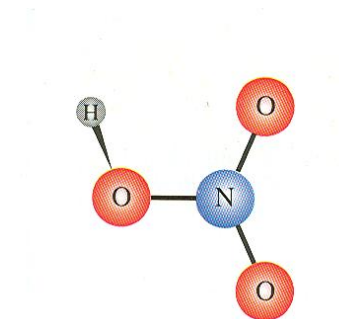
- на собној температури безбојна чврста супстанца
- бурно реагује са водом



Најважније једињења азота су  $\text{HNO}_3$  и њене соли нитрати

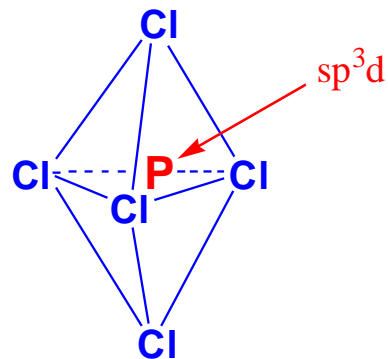
### Особине $\text{HNO}_3$ :

- безбојна течност
- јака монопротична киселина
- у реакцијама са металима, базним и амфотерним оксидима и хидроксидима гради соли – нитрате
- сви нитрати су растворни у води
- киселина и њене соли јака су оксидациона средства
- раствара све метале осим Au, Pt, Ir и Rh
- пасивизација метала – Al, Fe и Cr

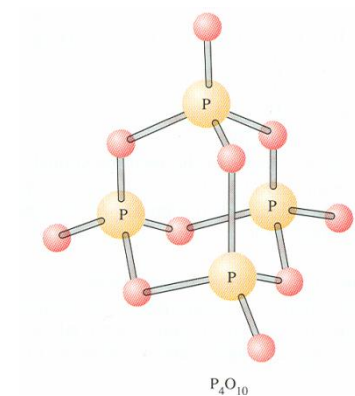


## Пентахалогениди фосфора: $\text{PX}_5$ ( $\text{PF}_5$ , $\text{PCl}_5$ , $\text{PBr}_5$ )

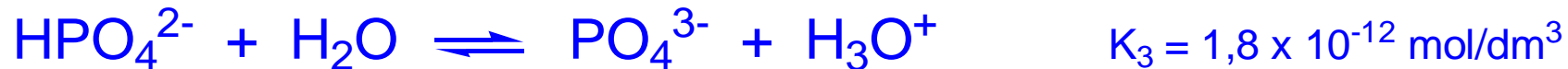
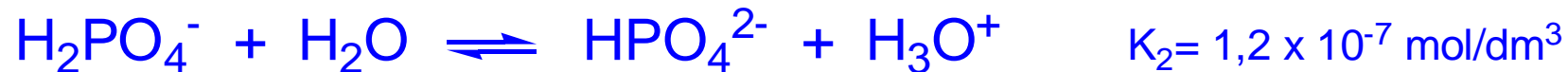
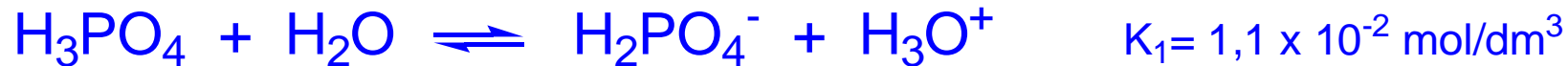
$\text{PCl}_5$  (чврста супстанца)



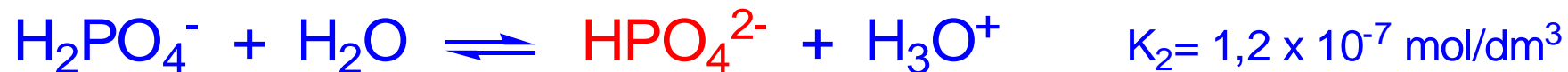
Водени раствор  $\text{P}_4\text{O}_{10}$  реагује кисело:



**Фосфорна киселина је слаба тробазна киселина:**



**Водени раствор дихидроген фосфата реакције слабо кисело**



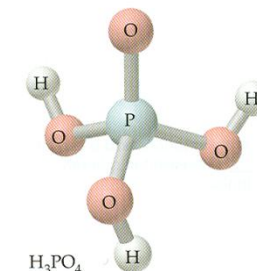
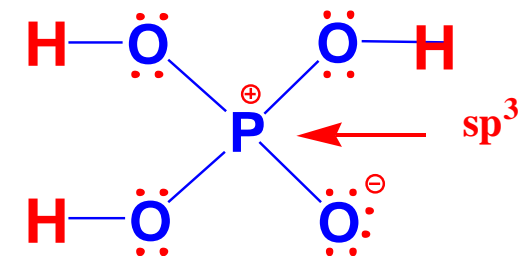
**Водени раствор хидроген фосфата реакције слабо базно**



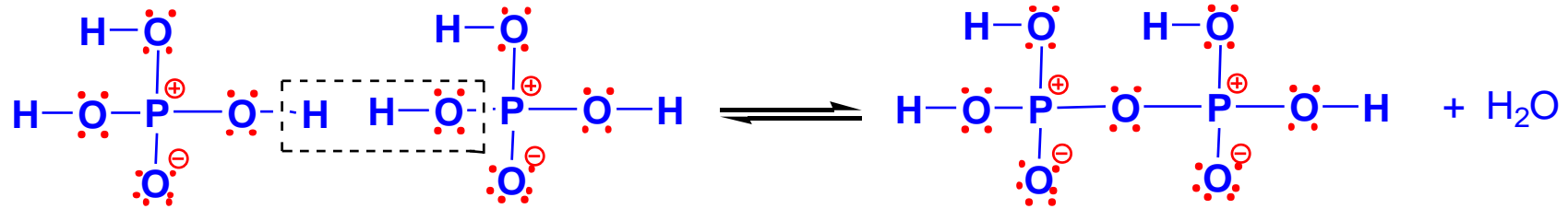
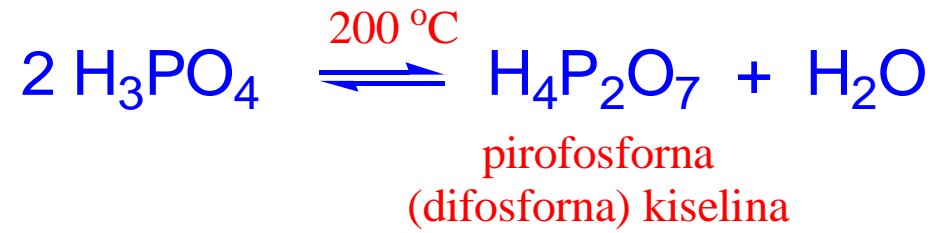
**дихидрогенфосфати – растворни у води**

**хидрогенфосфати и фосфати – растворни само алкалних метала**

**Употреба фосфата - вештачка ђубрива**



## Фосфорне киселине:



$(\text{HPO}_3)_n$  - метафосфатна киселина



# Элементи 14. (IVA) групе (угљеник, силицијум, германијум, калај и олово)

${}_6\text{C}$  (неметал)



${}_{14}\text{Si}$  (металоид)



${}_{32}\text{Ge}$  (металоид)



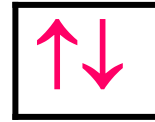
${}_{50}\text{Sn}$  (метал)



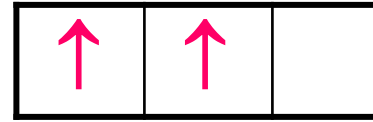
${}_{82}\text{Pb}$  (метал)



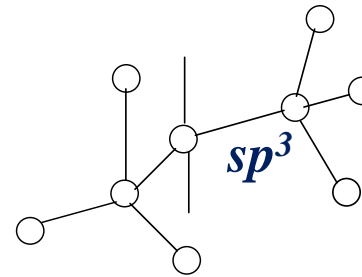
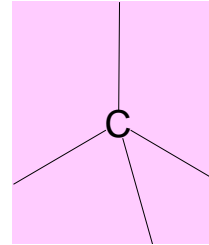
калај и олово)



$ns^2$



$np^2$

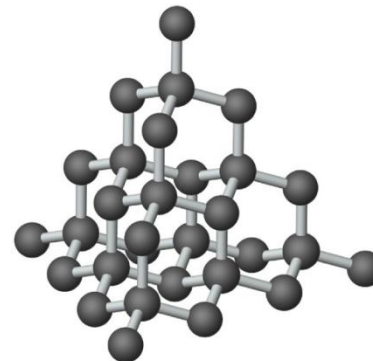


структура дијаманта ( $sp^3$ ) C, Si, Ge, Sn

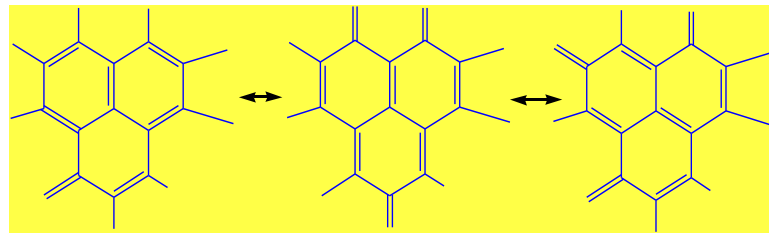
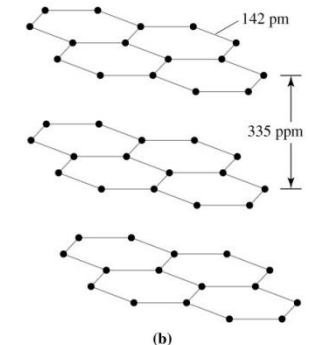
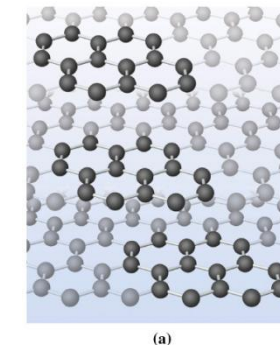
group →	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Period	1	1 H																2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba	*	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra	**	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Uu	113 Uu	114 Uu	115 Uu	116 Uu	117 Uu	118 Uu
* Lanthanides																		
** Actinides																		

Кристална решетка

дијамант



графит



структура графита ( $sp^2$ )

**Подаци о кристалним решеткама елемената 14. групе**

структура	C	Si	Ge	Sn	Pb
Дијамантска решетка	+	+	+	+	
Графитна решетка	+				
Метална решетка				+	+

**Оксидациона стања: -4, -2, 0, +2, +4**

**Негативно оксидационо стање:**

**Угљеник:**

- карбиди (са елементима мање електронегативности)
- угљоводоници (са водоником)

**Силицијум:**

- силициди (једињења Si и метала)
- силани (једињења Si и водоника)

**Оксидационо стање +2:**

стабилност расте

CO    неутралан

~~SiO~~    само у гасовитом стању на високој температури

GeO    кисео

SnO    амфотеран

PbO    амфотеран (јаче базне особине)

→ стабилно једињење

**Оксидационо стање +4:** једињења C, Si, Ge, Sn, Pb

- халогениди C, Si, Ge, Sn ( $\text{PbCl}_4$ )

- оксиди  $\text{XO}_2$ ,

- киселине

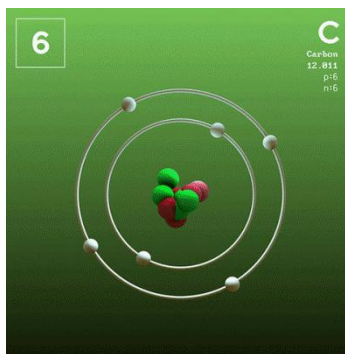
**Оксиди:**  $\text{CO}_2$     $\text{SiO}_2$     $\text{GeO}_2$     $\text{SnO}_2$     $\text{PbO}_2$

 опада кисели карактер оксида

# Угљеник (C)

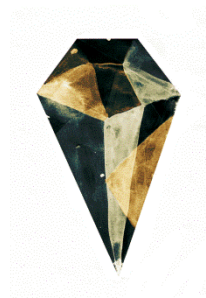
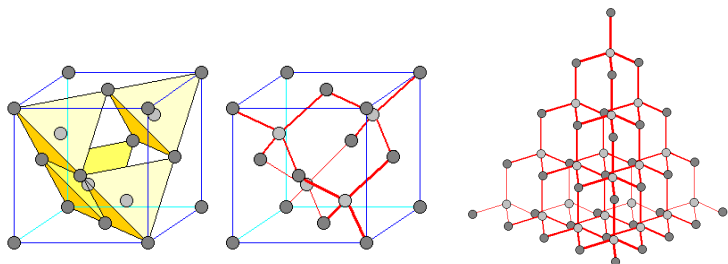
## У природи:

- елементарни C (графит, дијамант)
- у облику једињења
- главни саставни део биљног и животињског света
- $\text{CO}_2$  у атмосфери
- $\text{CaCO}_3$  (кречњак, креда, мермер)
- $\text{MgCO}_3$  (мегнезит)
- $\text{CaCO}_3$  x  $\text{MgCO}_3$  (доломит)



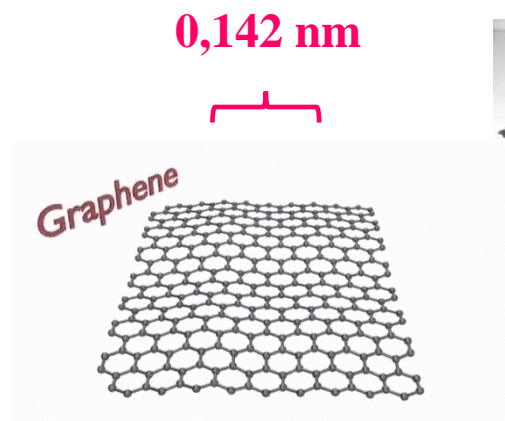
## Алотропске модификације угљеника:

### Дијамант

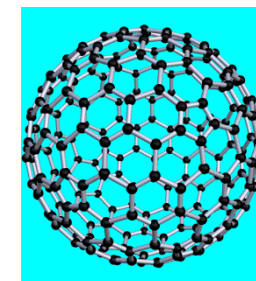


### Графит

0,142 nm  
0,340 nm



**Фулерен** (откривен 1991. год., састоји се од 60  $\text{sp}^2$  хибридизованих C атома)

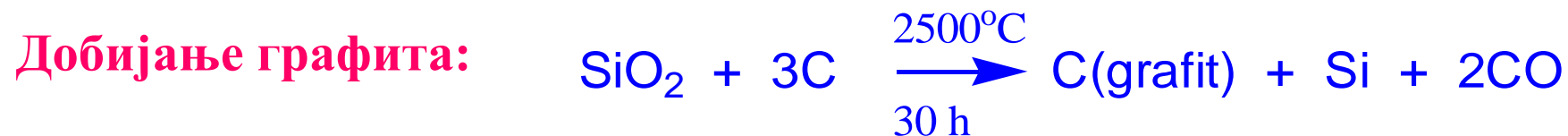


## Дијамант ( $sp^3$ )

- врло тврд
- висока тачка топљења  $3500^\circ\text{C}$
- положај атома строго фиксиран
- не проводи електричну струју
- метастабилна алотропска модификација

## Графит ( $sp^2$ )

- врло мекан
- висока тачка топљења
- мала густина ( $\rho = 2,22$ )
- проводи електричну струју
- стабилна алотропска модификација



$$\Delta_r H = -2.1 \text{ kJ/mol}$$

$$p = 1,5 \times 10^3 - 3 \times 10^3 \text{ MPa}$$
$$t = 3000^\circ\text{C}$$

Дијамант и графит налазе се у природи у малим количинама

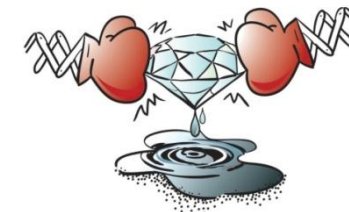
**Дијамант** - драго камење

- у техници за израду бушилица, бруслица и ножева

**Графит** - електродни (анодни) материјал

**Аморфни угаљ** (ситне честице графита)

- активни угаљ (адсорбенс)
- минерални угаљ
- кокс (редукционо средство у металургији)
- чађ (за добијање туша и црне боје)



## Негативна оксидациона стања:

Карбиди – једињења C у којима C има негативно оксидационо стање

1. Карбиди јонског типа (једињења C са елементима 1. 2. и 3. групе (Al))
2. Карбиди унутрашњих прелазних елемената -  $\text{ThC}_2$ ,  $\text{LaC}_2$ , ....
3. Карбиди металног карактера - карбиди прелазних елемената
4. Ковалентни карбиди -  $\text{SiC}$ ,  $\text{B}_4\text{C}$ ,....

## Оксидационо стање +2:

CO угљеник(II)-оксид (угљен-моноксид)

- гас, без боје и мириса
- јако редукционо средство
- у води слабо растворан
- ОТРОВАН (везује се за хемоглобин и онемогућава транспорт кисеоника)

0,2% CO у ваздуху  
30 min – вртоглавица  
након 3 h смрт

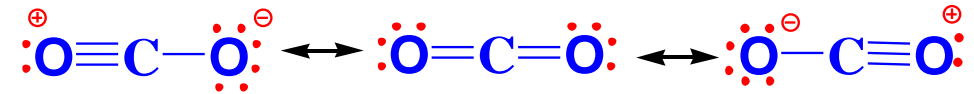
## Лабораторијско добијање



## Оксидационо стање +2:

$\text{CO}_2$	угљеник(IV)-оксид (угљен-диоксид)
$\text{H}_2\text{CO}_3$	угљена (карбонатна) киселина
$\text{HCO}_3^-$	хидрогенкарбонати
$\text{CO}_3^{2-}$	карбонати

- $\text{CO}_2$ :
- гас без боје и мириса
  - није отрован
  - 0,04% у ваздуху
  - тежи од ваздуха
  - растворан у води

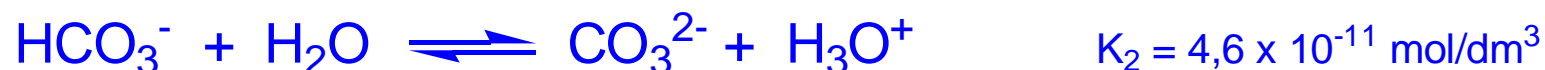
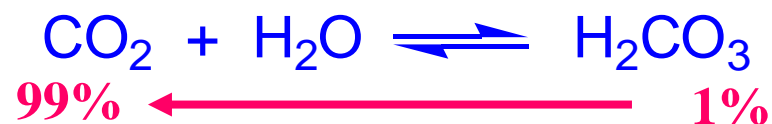


- за производњу газираних пића
- за гашење пожара
- суви лед



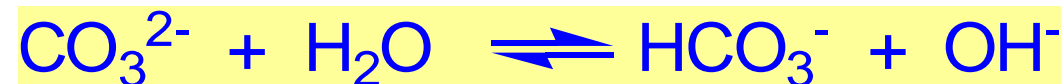
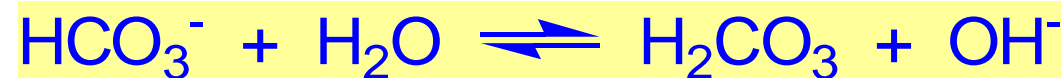


1 l воде раствара 1 l CO<sub>2</sub>



**HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>** хидрогенкарбонати (бикарбонати)

**CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>** карбонати



Сви бикарбонати су растворни у води осим NaHCO<sub>3</sub> који има ограничену растворљивост

Сви карбонати су нерастворни у води осим карбоната алкалних метала и амонијум-карбоната



**NaHCO<sub>3</sub>** сода-бикарбона

- у пекарству
- у медицини

**Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>** натријум-карбонат отрован

- производњу стакла
- сапуна и детерџената
- текстилна индустрија
- индустрија папира





**CS<sub>2</sub> – испарљива безбојна течност, непријатног мириса  
лако запаљив  
паре CS<sub>2</sub> су отровне  
добар растварач за масти, уља, смоле и неметале (P<sub>4</sub> и S)  
користи се за производњу вискозе**



**CCl<sub>4</sub> – безбојна течност  
инертна –употребљава се за гашење пожара  
добар растварач за масти, уља  
није отрован, запаљин и није експлозиван**

# Силицијум (Si)

У Земљиној кори: ~ 26% силицијума

Налажење: силикати,  $\text{SiO}_2$

Реактивност: инертан



Особине елементарног силицијума:

- прах металног сјаја или кристална супстанца
- структура дијаманта
- полупроводник
- не раствара се у киселинама
- у базама се раствара



Негативно оксидационо стање:

СИЛИЦИДИ – једињења силицијума и метала ( $\text{CaSi}_2$ ,  $\text{Ca}_2\text{Si}$ ,  $\text{Ca}_2\text{Si}_2$ )

СИЛАНИ – једињења силицијума и водоника ( $\text{SiH}_4$ )

## Оксидационо стање +4:

$\text{SiX}_4$  халогениди ( $\text{SiF}_4$ ,  $\text{SiCl}_4$ ,  $\text{SiBr}_4$ ,  $\text{SiI}_4$ )

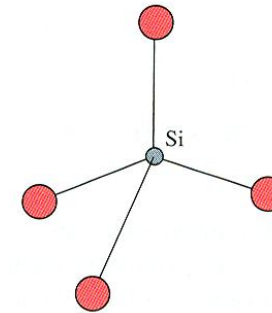
$\text{SiO}_2$  силицијум(IV)-оксид (силицијум-диоксид)

киселине силицијума и соли силицијумових киселина  
силикони

## Силицијум(IV)-оксид (силицијум-диоксид) $\text{SiO}_2$

У природи:

- кварцни песак (кремен)
- полудраги камен (опал, аметист)
- ахат (тврд за израду авана)



тетраедар  $\text{Si-sp}^3$  хибридизован

Особине  $\text{SiO}_2$ :

хемијски – слабо реактиван

тврд, тешко се топи (јака  $\text{Si-O}$  веза)

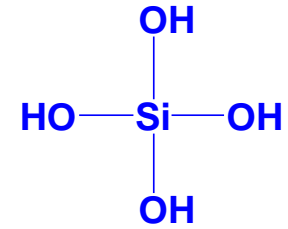
не раствара се у води и киселинама (осим у  $\text{HF}$ )

раствара се само топљењем са алкалним хидроксидима

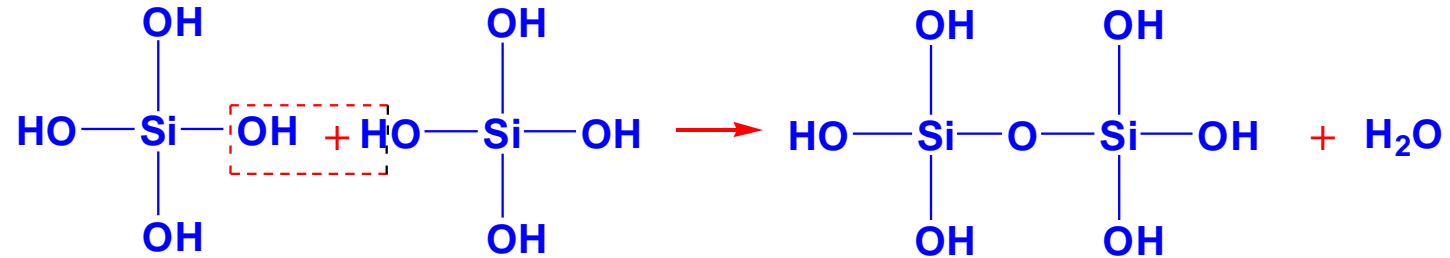


натријум-силикат – водено стакло

## Ортосиликатна (ортосилицијумова киселина) $\text{H}_4\text{SiO}_4$

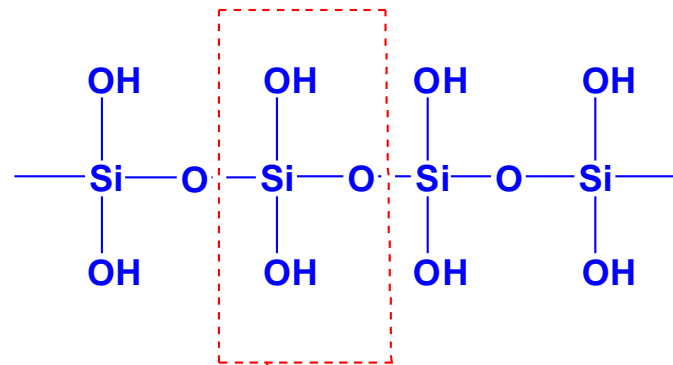


- слаба киселина
- структура – тетраедарска, Si –  $\text{sp}^3$  хибридизован
- стабилна на  $\text{pH} = 3,2$
- лако полимеризује



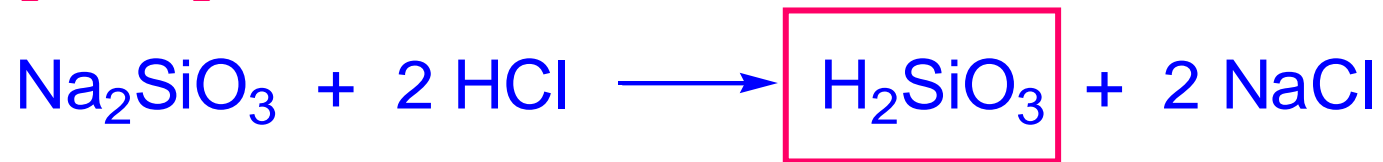
Ортодисиликатна (пиросиликатна)  
киселина,  $\text{H}_6\text{Si}_2\text{O}_7$

## полисиликатна киселина, $(\text{H}_2\text{SiO}_3)_n$



$\text{H}_2\text{SiO}_3$ , *metasilikatna kiselina*  
*solі silikati*  $\text{SiO}_3^{2-}$

## Силика-гел $\text{SiO}_2 \times n \text{H}_2\text{O}$



### Силика- гел

- има велику моћ адсорбције
- средство за сушење
- адсорбенс у хроматографији

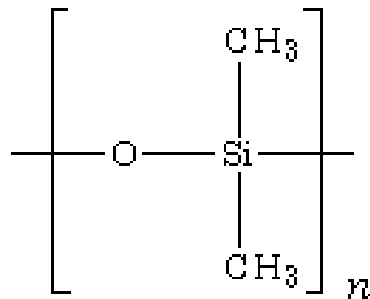
сушење



## Силикони

Линеарни полимери: силиконска уља

Мрежасти полимери: смоле и гуме



### Особине силикона:

- нису токсични
- хемијски стабилни
- термо стабилни

### Примена силикона:

- медицина
- техника
- наука

# Племенити гасови (Елементи 18 групе)

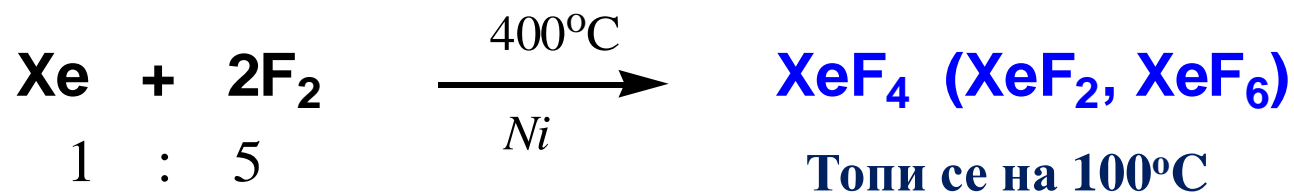
- инертни, нереактивни
- не примају електроне
- не отпуштају електроне
- не налазе се у молекулском стању

1962 године синтетизовано је прво једињење племенитог гаса

собна Т

Group →	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
↓ Period																		
1	1 H																	2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba	* La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra	** Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Uub	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh	117 Uus	118 Uuo
* Lanthanides			57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu	
** Actinides			89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr	

- једињења ксенона са флуором и кисеоником
- једињења криптона и радона



## Хелијум

- "Хелијумов ваздух" – 21%  $O_2$  + 79% Не за пуњење балона рониоцима
- У течном стању све до  $-273^{\circ}C$



## Неон

- За пуњење рекламних светлећих цеви (исијава наранцасто-љубичасту светлост)

## Аргон

- Употребљава се приликом заваривања јер обезбеђује инертну атмосферу (15%  $N_2$  + 85% Ar), за пуњење сијалица



## Криптон и ксенон

- за пуњење сијалица

