




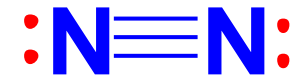
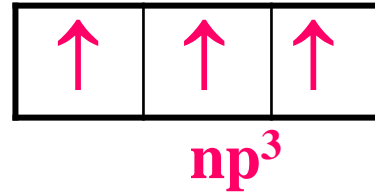
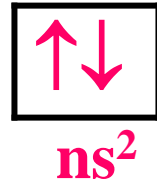


Елементи 15. (VA) групе

Азот, фосфор, арсен, антимон, бизмут

7 N Nitrogen	
15 P Phosphorus	
33 As Arsenic	
51 Sb Antimony	
83 Bi Bismuth	

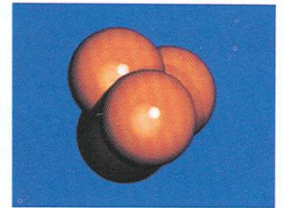
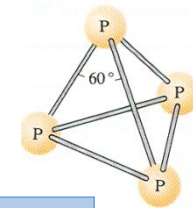
неметали
(кисели оксиди)



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

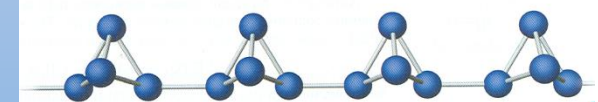
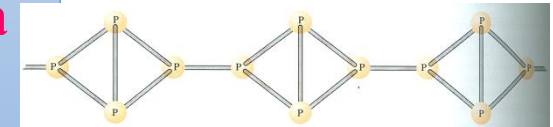
металоиди
(амфотерни оксиди)

P_4 тетраедар угао P-P-P везе 60°C
(делимично преклапање p-орбитала)



метал
(базни оксиди)

P_n - стабилнија алотропска модификација
- црвени фосфор
- ланчана структура
- више тачке кључања и топљења



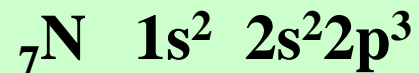
Једињења елемената 15. групе

Оксидациона стања: од -3 до +5

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

Азот

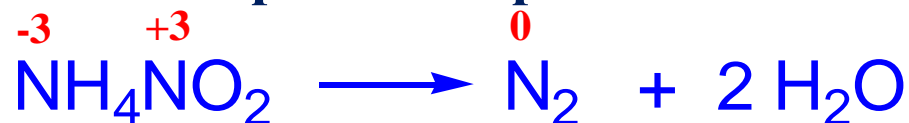
Азот - гради вишеструке везе, не може бити пентакоординован



Распрострањеност:

- у ваздуху око 78 %
- у чилској шалитри (NaNO_3)
- органски везан азот у протеинима биљног и животињског порекла

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...

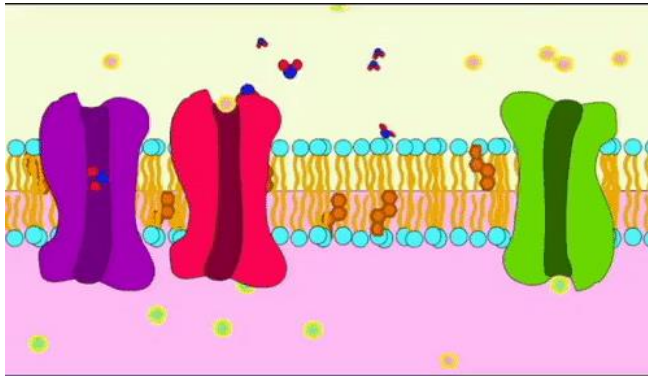
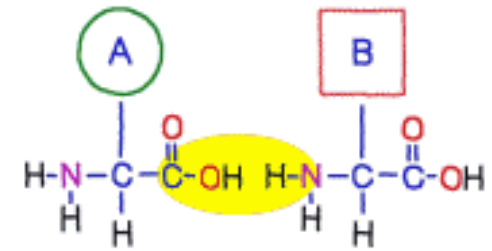
Особине:

- гас без боје и мириса, не гори, не подржава горење
- инертан гас, дијамагнетичан, ред везе = 3
- најјефтинији и најприступачнији инертни гас
- азот са С, Н, Р, О и S улази у састав живе материје

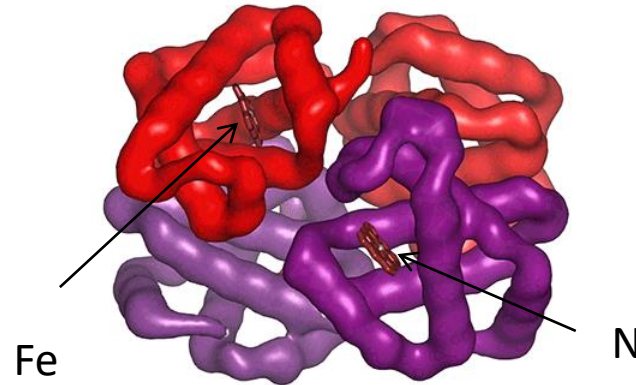


течни азот

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

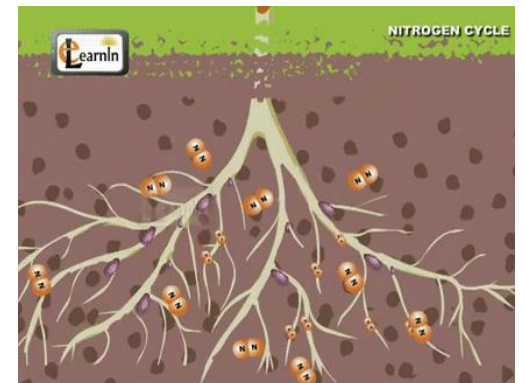


Ћелијска мембрана



Хемоглобин

циклус азота



Фосфор

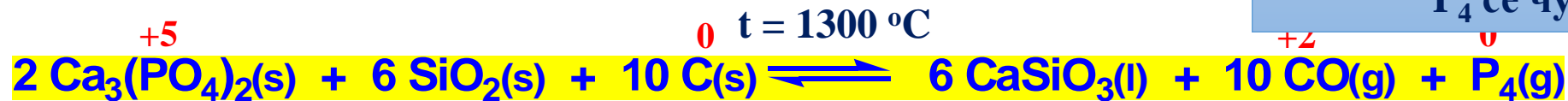
Распрострањеност:

- 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%)
- 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 SiO_2 и C



C – редукиционо средство

SiO_2 - гради CaSiO_3

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

P_4 се чува испод воде

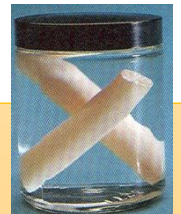
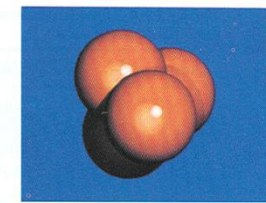
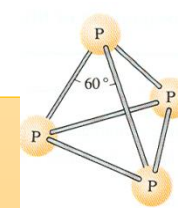
P_4 – бели фосфор

Нестабилна алотропска модификација

Чува се испод воде, у води је нерастворан, раствара се у CS_2

У мраку светлуца – фосфоресценција

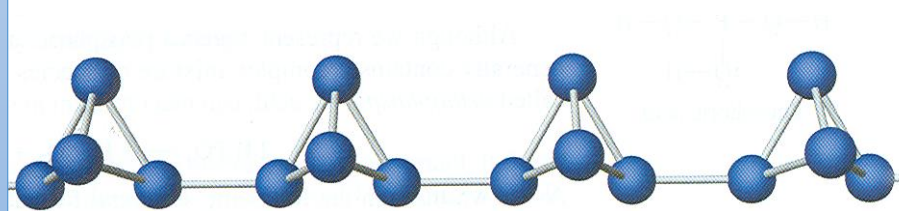
Јак је отров (летална доза за човека 0,1 g), на кожи изазива ране које тешко зарастају, противотров је CuSO_4 - P_4 преводи у нерастворни Cu_3P_2





Црвени фосфор

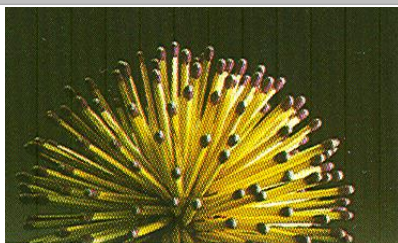
- стабилнија alotропска модификација
- мање реактиван од белог фосфора
- нерастворан у свим растварачима
- није отрован
- реактиван само на високим T



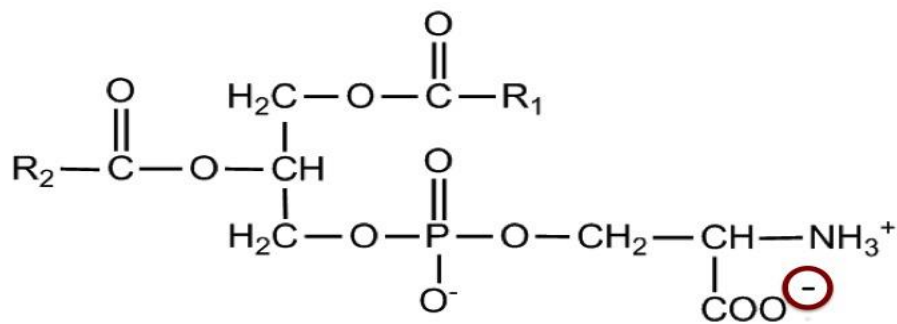
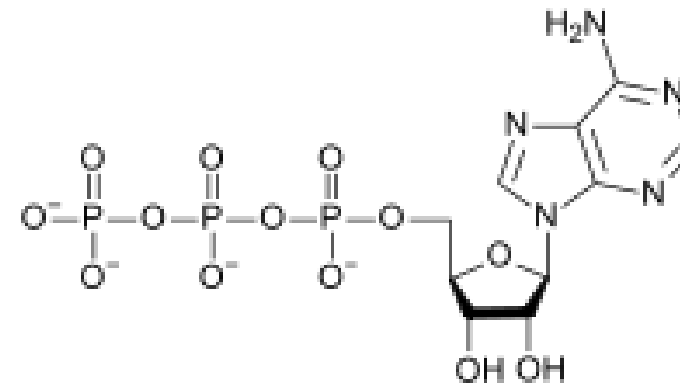
Црни фосфор – најнестабилнија alotропска модификација фосфора

Примена:

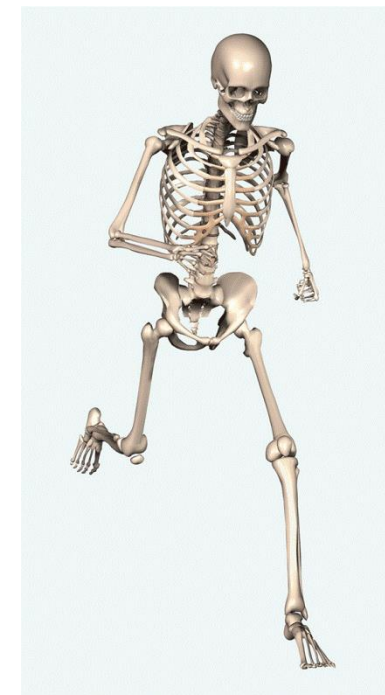
- у индустрији шибица
- за производњу вештачких ђубрива
- бели P₄ у војне сврхе



Фосфор у облику 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
NH_3 Амонјак NH_4^+ амонјум јон NH_2^- амидни јон	N_2H_4 хидразин	NH_2OH хидроксиламин	HN_3 азидна киселина	N_2 азот	N_2O азот(I)-оксид $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$ hiponitritna киселина	NO азот(II)- оксид	N_2O_3 азот(III)-оксид HNO_2 nitritna киселина nitriti	NO_2 азот(IV)-оксид N_2O_4	N_2O_5 азот(V)-оксид HNO_3 nitratna киселина nitrati

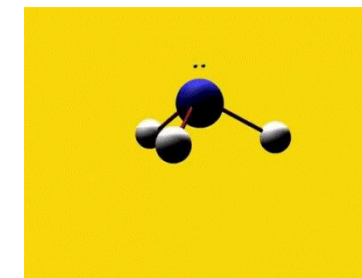
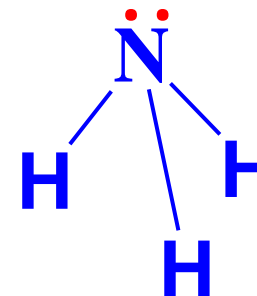
Једињења фосфора:

-3	-1	+3	+4	+5
PH_3 fosfin	HPH_2O_2 hipofosfitna киселина (hipofosfiti)	PX_3 trihalogenidi P_4O_6 fosfor(III)-оксид H_2PHO_3 fosfitna киселина (fosforasta)	P_4O_8 fosfor(IV)-оксид $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_6$ hipodifosfatna киселина	PX_5 pentahalogenidi P_4O_{10} fosfor(V)-оксид H_3PO_4 fosforna киселина (fosfati)

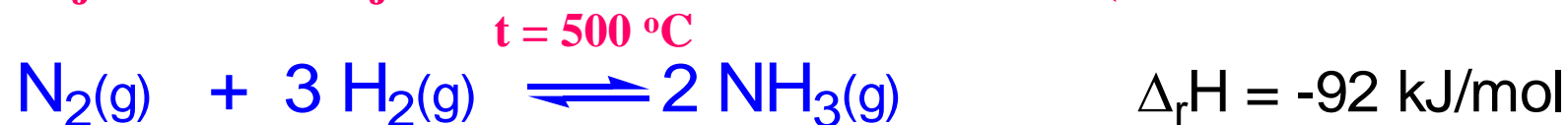
Окисационо стање -3: AH_3 – хидриди, гасови, пирамидална геометрија

NH_3	амонијак
PH_3	фосфин
AsH_3	арсин
SbH_3	стибин
BiH_3	бизмутин

стабилност опада
опада базност
редукциона моћ расте
повећава се отровност



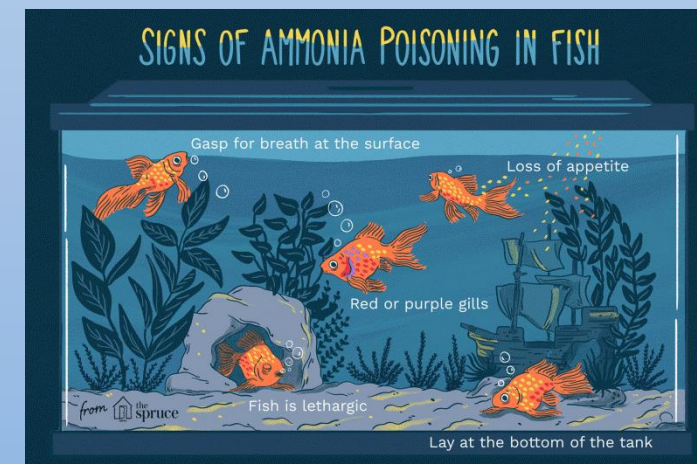
Добијање амонијака синтезом из елемената (Haber-Bosch-ов поступак):



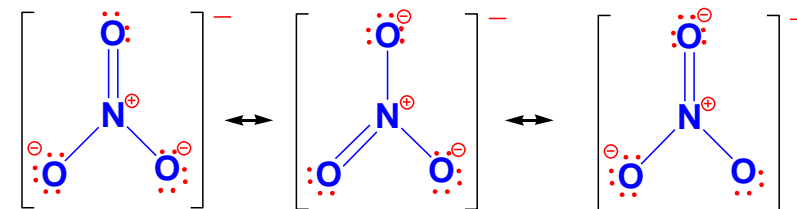
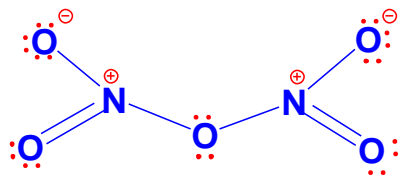
Амонијак се користи за добијање азотне киселине, амонијумових соли, нитрата (вештачка ђубрива), у нафтној индустрији...

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
- NH_4Cl нишадор



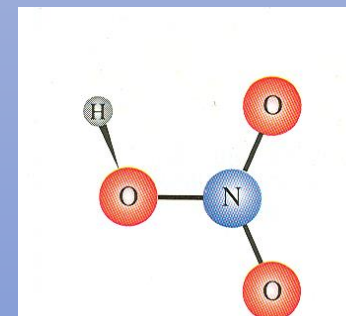
Азотна киселина HNO_3



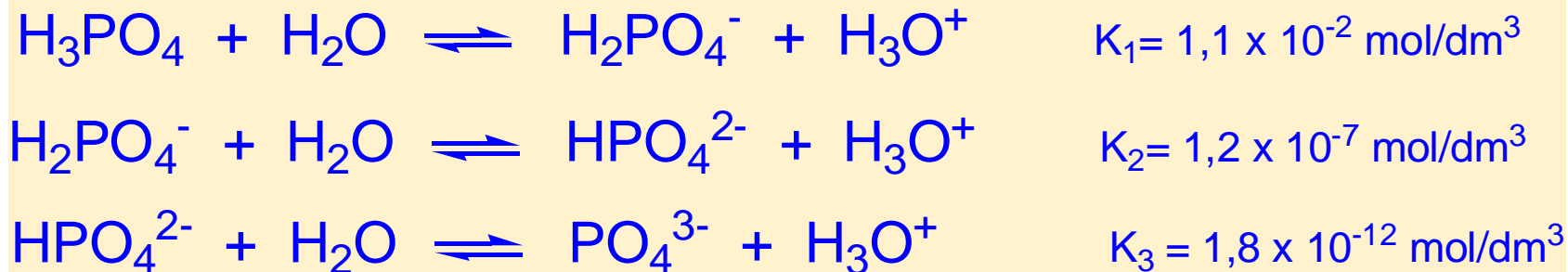
Најважније једињења азота су HNO_3 и њене соли нитрати

Особине HNO_3 :

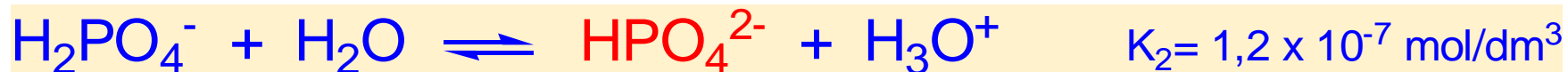
- безбојна течност
- јака монопротична киселина
- у реакцијама са металима, базним и амфотерним оксидима и хидроксидима гради соли – нитрате
- сви нитрати су растворни у води
- киселина и њене соли јака су оксидациона средства
- раствара све метале осим Au, Pt, Ir и Rh
- пасивизација метала – Al, Fe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



Фосфорна киселина је слаба тробазна киселина:



Водени раствор дихидроген фосфата реакције слабо кисело



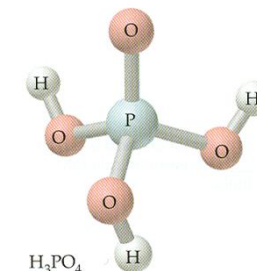
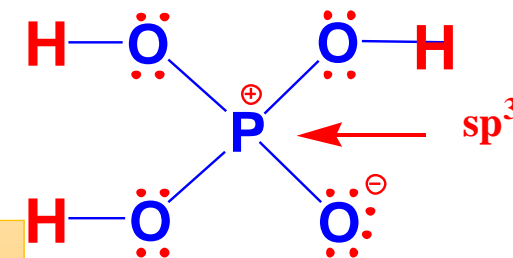
Водени раствор хидроген фосфата реакције слабо базно



дихидрогенфосфати – растворни у води

хидрогенфосфати и фосфати – растворни само алкалних метала

Употреба фосфата - вештачка ђубрива



16 група (VI A) Халкогени елементи

chalkos (руда)

genesis (постанак)

ХАЛКОГЕНИ ЕЛЕМЕНТИ

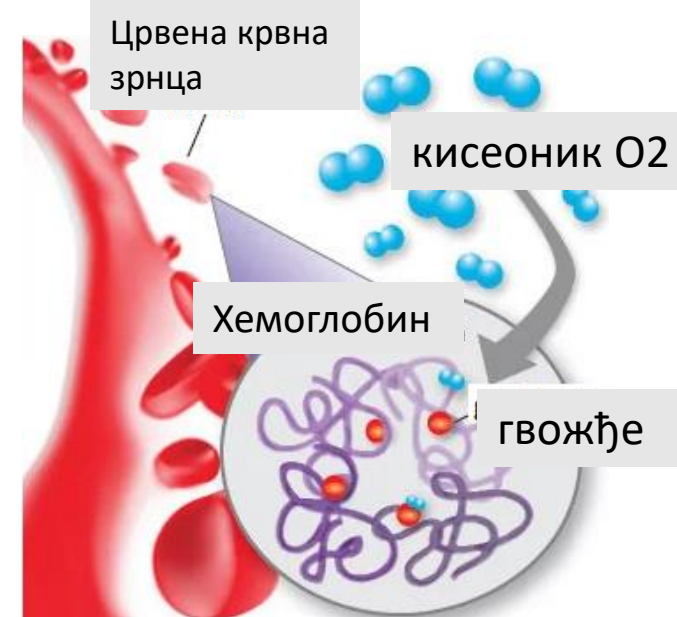
Они који граде руде

кисеоник 8 O
сумпор 16 S
селен 34 Se
телур 52 Te
полонијум 84 Po

Кисеоник чини 62% укупне телесне тежине и 9,3% суве тежине.

Улази у састав протеина, угљених хидрата, липида и многих других биомолекула.

Потребан је у процесу дисања, јер се везује за хемоглобин који га транспортује у крви.



Se - редак елемент

селениди

Te - редак елемент

телуриди

Po - радиоактиван

у рудама урана

O

Карактер

неметал

S

неметал

Se

металоид

Te

металоид

Po

метал

Једињења халкогених елемената

Оксидациона стања: -2, -1, 0, +1, +2, +3, +4, +6

Стабилна оксидациона стања -2, +4 и +6 +2

Непарна оксидациона стања – молекули су нестабилни (парамагнетични)

О - (-2, -1, -1/2) позитивно оксидационо стање само у једињењима са флуором

Оксидационо стање -2:

опада стабилност



течност,
водонич
на веза

гасови,
отровни,
непријатног
мириса

Кисеоник (O₂)

Распрострањеност:

- у Земљиној кори 49,5 %
- у атмосфери 23%
- у силикатима, карбонатима, води

Стабилни изотопи - ¹⁶O, ¹⁷O i ¹⁸O

Индустријски добијање кисеоника:

Електролиза воде:

Катода: $4\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- \longrightarrow 2\text{H}_2(\text{g}) + 4\text{OH}^-$ редукција

Анода: $4\text{OH}^- \longrightarrow \text{O}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^-$ оксидација

Укупна реакција: $2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$

Особине O₂:

Кисеоник је:

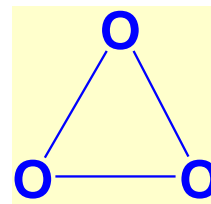
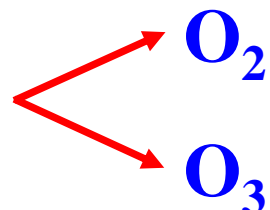
- гас, без боје, укуса и мириса
- неполаран парамагнетичан молекул,
- слабо се раствара у води
- везује се за хемоглобин
- ослобађа се у процесу фотосинтезе



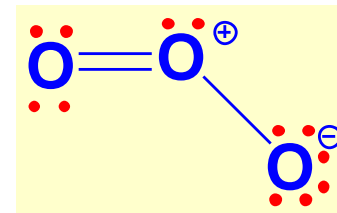
- две алотропне модификације

Особине O₃:

- гас, карактеристичног мириса
- растворљивији је у води 50 пута више од кисеоника (молекул озона је диполаран)
- озон је оксидационо средство у киселој средини
- врло је активан и непостојан
- дијамагнетичан молекул (сви електрони су спарени)
- молекул озона није линеаран



или

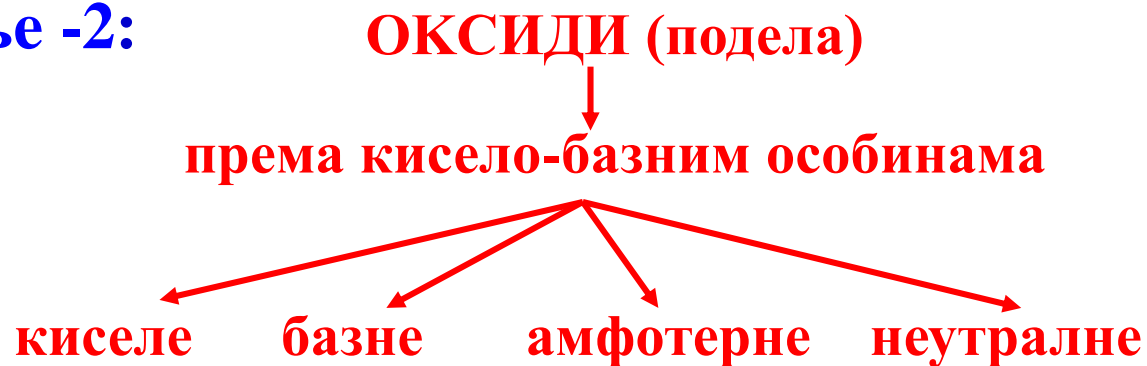


Озон је после флуора најјаче оксидационо средство

- убија бактерије
- избељује органске боје
- реагује са незасићеним органским једињењима и гради озониде

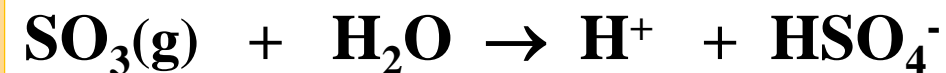
Оксидациона стања кисеоника : -2, -1, -1/2

Оксидационо стање -2:



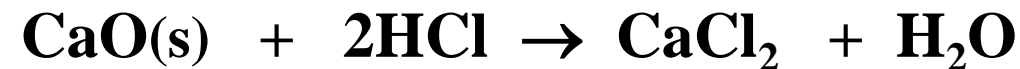
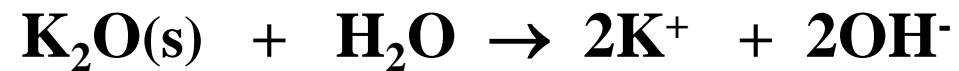
Кисели оксиди:

- са водом дају киселу реакцију
- неутралишу базе
- растварају се у базама

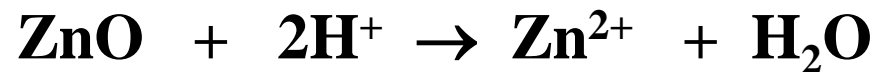


Базни оксиди:

- са водом дају базну реакцију
- неутралишу киселине
- растварају се у киселинама



Амфотерни оксиди: - неутралишу и киселине и базе
 - растварају се и у киселинама и у базама



Неутрални оксиди:

- не реагују са водом
- не растварају се ни у киселинама ни у базама
- не реагују ни са киселинама ни са базама

CO - угљеник(II)-оксид или угљен-моноксид

N₂O - азот(I)-оксид или азот-субоксид

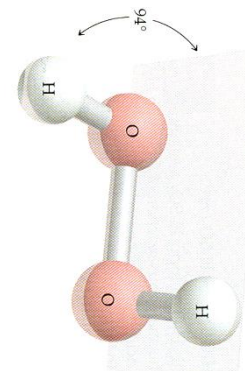
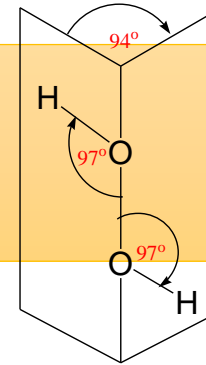
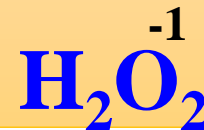
NO - азот(II)-оксид или азот-моноксид

	Периода						
Група		расте кисели карактер оксида →					
	Na ₂ O	BeO	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₄ O ₁₀	SO ₃ Cl ₂ O ₇
		CaO					
		SrO					
		BaO					
		RaO					
	расте базни карактер ↓						

оксиди s и p елемената

Оксидациона стања -1 (пероксиди)

Пероксиде карактерише кисеоник-кисеоник веза

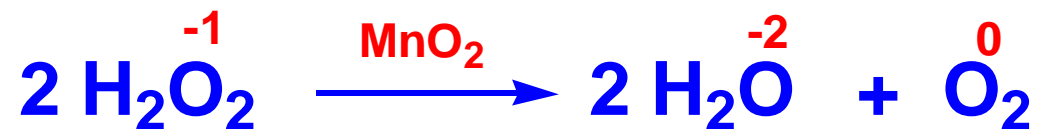


Лабораторијско добијање водоник-пероксида



Особине водоник-пероксида:

- чиста безбојна течност
- разлаже се (катализатори MnO_2 , прашина, светлост, алкалије из стакла)



- у трговину долази као 3%-тни водени раствор и као 30%-тни водени раствор (хидроген)
- H_2O_2 је слаба дипротична киселина
- оксидационо средство
- редукционо средство

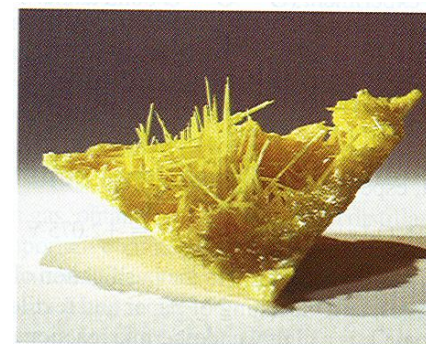
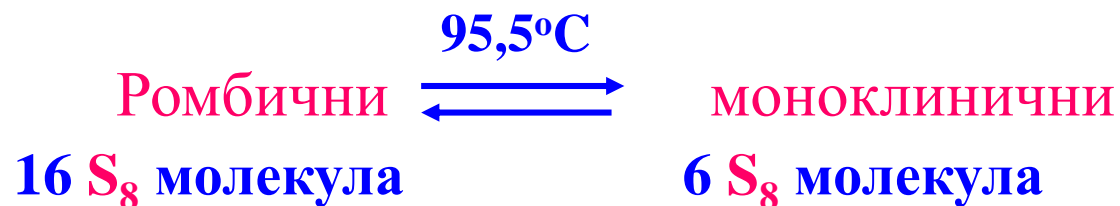
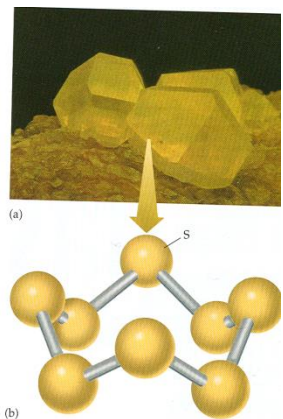


Сумпор (S)

У Земљиној кори (0,05 %)

- у елементарном стању (вулканског порекла)
- ZnS - *сфалерит*;
- FeS_2 - *пирит*
- $\text{CaSO}_4 \times 2 \text{H}_2\text{O}$
- H_2S (у природном гасу)
- у органским једињењима (нафта)

Алотропске модификације



Сумпор чини 0,16% телесне тежине .

Он је компонента неких аминокиселина - цистеина и метионина, односно протеина. Такође је важна компонента биомолекула као што су таурин, коензим А, S-аденозилметионин и важних витамина тела попут тиамина (B1) и биотина (H).

Сумпор се у организму може наћи у неорганској форми као сулфат.

Сумпор је нутријент, а дневна потреба за храном чини приближно један грам.

Особине елементарног сумпора

Ромбични сумпор - чврста супстанца, жуте боје, практично нерастворљив у води, раствара се у органским растворачима (CS_2 , CCl_4), мање активан од кисеоника (прстенаста структура), на повишеној температури реагује скоро са свим елементима сумпор не реагује са јодом, азотом, телуrom златом, иридијумом, платином и племенитим гасовима

Једињења сумпора:

Окисидационо стање -2: $\overset{-2}{\text{H}_2\text{S}}$ водоник - сулфид
соли - сулфиди, хидрогенсулфиди

$\text{H}_2\text{S}(\text{aq})$ сумпор-водонична (сулфидна) киселина



H_2S - гас, непријатног мириса који подсећа на покварена јаја

- отрован приближно као цијановодоник
- око четири пута отровнији од CO

H_2S се налази у неким минералним водама, у вулканским гасовима, многе бање су познате по сумпорним водама

Оксидационо стање +4:

SO_2 – сумпор(IV)-оксид (сумпор-диоксид)

H_2SO_3 - сумпораста (сулфитна) киселина и њене соли, сулфити и хидрогенсулфити

Особине SO_2

гас, непријатног мириса

- поларан молекул
- отрован је за ниже организме – употребљава се за стерилизацију и димљење винских буради
- раствара се у води
- водени раствор SO_2 реагује кисело
- у раствору делује као избелјивач

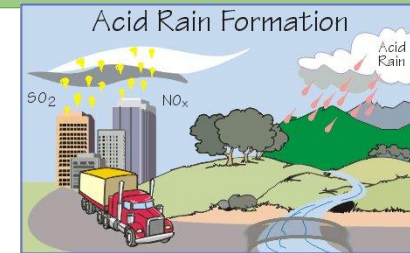


- загађује животну средину
- налази се у издувним гасовима аутомобила
- у диму који се испушта из фабрика
- напада систем за дисање људи и животиња
- у ваздуху - киселе кише (уништавају биљке, металне конструкције и грађевине)
- користи се за избељивање вуне и дрвене масе (производња папира)
- мале количине се користе за производњу безалкохолних пића,
- џемова и за сушење воћа - зауставља развој бактерија и гљивица

Еколошки проблем!

SO₂: производ сагоревања угља, издувни гасови

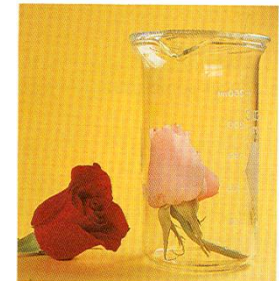
SO₂, NO i NO₂ : највећи загађивачи човекове средине - **киселе кише**



Еколошки проблем!

SO₂: производ сагоревања угља, издувни гасови

SO₂, NO i NO₂ : највећи загађивачи човекове средине - **киселе кише**



У атмосфери SO₂

H_2SO_4 сумпорна (сулфатна) киселина

Добијање: $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$ $\Delta_r H = -89,1 \text{ kJ/mol}$

$\text{SO}_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ експлозивна реакција

$\text{SO}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ спора реакција

SO_3 уводи се у 98% H_2SO_4 и у њој се апсорбује уз додатак воде

H_2SO_4 - безбојна уљаста течност

- $\rho = 1,84 \text{ g/cm}^3$
- јака киселина
- оксидационо средство
- дехидратационо средство

1. Јака двобазна киселина:

$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{HSO}_4^- + \text{H}_3\text{O}^+$ хидрогенсулфати

$\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$ сулфати

Photo: Charles D. Winters

9
F
Fluorine

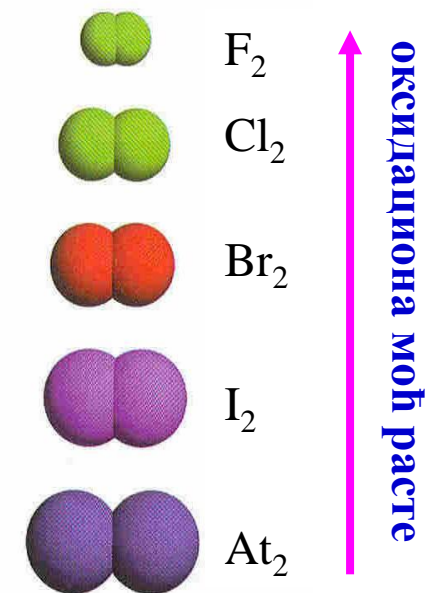
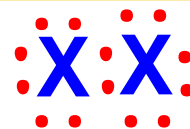
17
Cl
Chlorine

35
Br
Bromine

53
I
Iodine

85
At
Astatine

7A
(17)

$$\text{ns}^2\text{np}^5$$


- Халогени елементи су веома реактивни
 - У природи се не јављају у елементарном стању
 - У природи се налазе искључиво у облику својих једињења (NaCl , NaBr и MgCl_2)
 - Оксидациона средстава
- $\text{F}_2 < \text{Cl}_2 < \text{Br}_2$

Реактивност халогених елемената опада у групи идући одозго на доле



- Хлор може истиснути бром и јод из њихових соли
- Бром може истиснути јод из јодида.

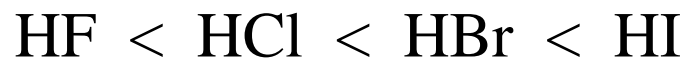
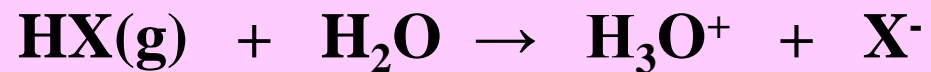


Једињења халогених елемената

Оксидациона стања:

F	(-1)
Cl	(-1) (+1, +3, +5, +7)
Br	(-1) (+1, +5, +7)
I	(-1) (+1, +5, +7)

Оксидационо стање -1 (X⁻):

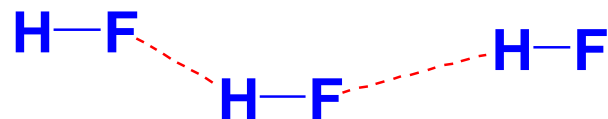


Јачина киселина расте



Халогеноводоник
HF
HCl
HBr
HI

јон	соли
F ⁻	флуориди
Cl ⁻	хлориди
Br ⁻	бромиди
I ⁻	јодиди



Оксидационо стање 0:

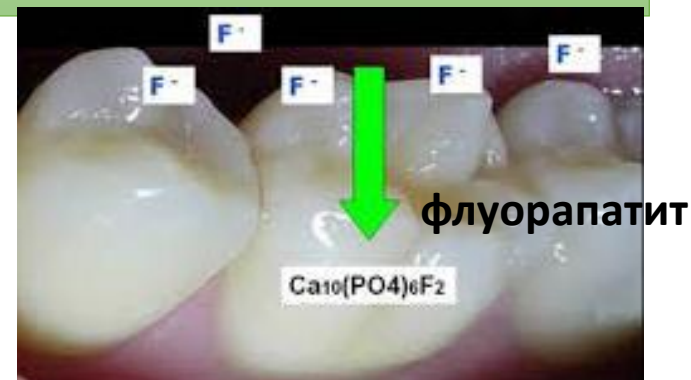
Особине флуора:

Недостатак флуора доприноси развоју каријеса

- гас, жутозелене боје, отрован, најјаче оксидационо средство
- флуорови деривато метана (ФРЕОНИ) – нису отровни, хемијски инертни
- употреба – у расхладним уређајима уместо амонијака

Особине хлора:

- гас, зеленожуте боје, отрован, оштар и надражујући мирис,
- веома реактиван, раствор хлора у води – **хлорна вода**



Примена

- у производњи папира и целулозе, за бељење,
- у санитарне сврхе, за производњу хипохлорита,
- за дезинфекцију воде за пиће, воде у базеним, за стерилизацију загађених вода ...

- Хлор
- Количина хлора у људском телу је око 105 g (0,2%). Нарочито се јавља у јонском стању као хлорид Cl^-
- Концентрација хлорида у крви у плазми је 96-105 mmol/L.
- Хлоридни јони су важни у стварању **HCl хлороводоничне киселине** која је саставни део желудачног сокова.
- Хлоридни јони могу бити активатори ензима, (нпр. пљувачка амилаза) и могу бити укључени у транспортне процесе O_2 и CO_2 у крви.
- Хлор је важан у синтези једињења са бактерицидном активношћу (нпр. хипохлоридне киселине, HClO произведене од стране одређених белих крвних зрнаца) и тиме има улогу у имунитету.

Особине брома:

- течност (van der Waalove силе између молекула слабе), тамносмеђе боје, непријатног мириса
- на кожи изазива опекотине и ране које тешко зарастају, паре брома оштећују слузокожу органа за дисање
- бром је веома отрован (смртоносна доза износи 35 грама)

Примена

- у фармацеутској и органској индустрији,
- AgBr за фотографске плоче
- диброметан ($C_2H_4Br_2$) – додаје се бензину



Особине јода:

- чврсто агрегатно стање, тамнољубичасте боје – метални сјај
- сублимује при загревању (паре јода су љубичасте боје) $I_2(s) \rightleftharpoons I_2(g)$
- у води се слабо раствара – смеђа боја
- раствор јода у етанолу – смеђе боје
- добро се раствара у органским растварачима (хлороформ, угљен-тетрахлорид, угљендисулфид) – љубичаста боја



Употреба:

- У органској и фармацеутској индустрији
- Алкохолни раствор јода је антисептичко средство
- Додаје се у малим количинама NaCl који служи за људску исхрану (јодирана со)
- Користи се за лечење обољења штитне жлезде (радиоактивни јод ^{131}I користи се у медицини за откривање болести штитне жлезде)

I_2 – микроелемент

У организам се уноси путем хране и воде

У телу одраслог човека налази се 30-50 mg јода
(највише га има у штитној жлезди)

Недостатак јода у исхрани и у води изазива болест – **гушавост**



Садржај јода у организму износи око 25 мг .

Појављује се у слободној форми као I^- јон . Око 1%, остатак се налази у саставу тироидних хормона (тријодотиронин и тироксин).

Иако је већином концентрисан у штитној жлезди, он се јавља у великим количинама у другим органима као што су пљувачне жлезде, мозак, цереброспинална течност, слузница желуца, млечна жлезда, јајник и око.

Јод је од суштинског значаја за нормалан раст и развој организма.

Недостатак јода током интраутериног развоја и током раста може довести до кретенизма.

Племенити гасови (Елементи 18 групе)

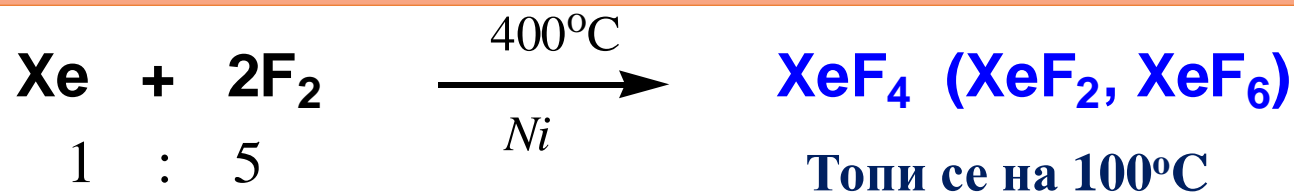
- инертни, нереактивни
- не примају електроне
- не отпуштају електроне
- не налазе се у молекулском стању

собна Т

1962 године синтетизовано је прво једињење племенитог гаса

Group →	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
↓ Period	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
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" – $21\% \text{ O}_2 + 79\% \text{ He}$ за пуњење балона рониоцима
- У течном стању све до -273°C



Неон

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

Аргон

- Употребљава се приликом заваривања јер обезбеђује инертну атмосферу ($15\% \text{ N}_2 + 85\% \text{ Ar}$), за пуњење сијалица



Криптон и ксенон

- за пуњење сијалица



Органска хемија

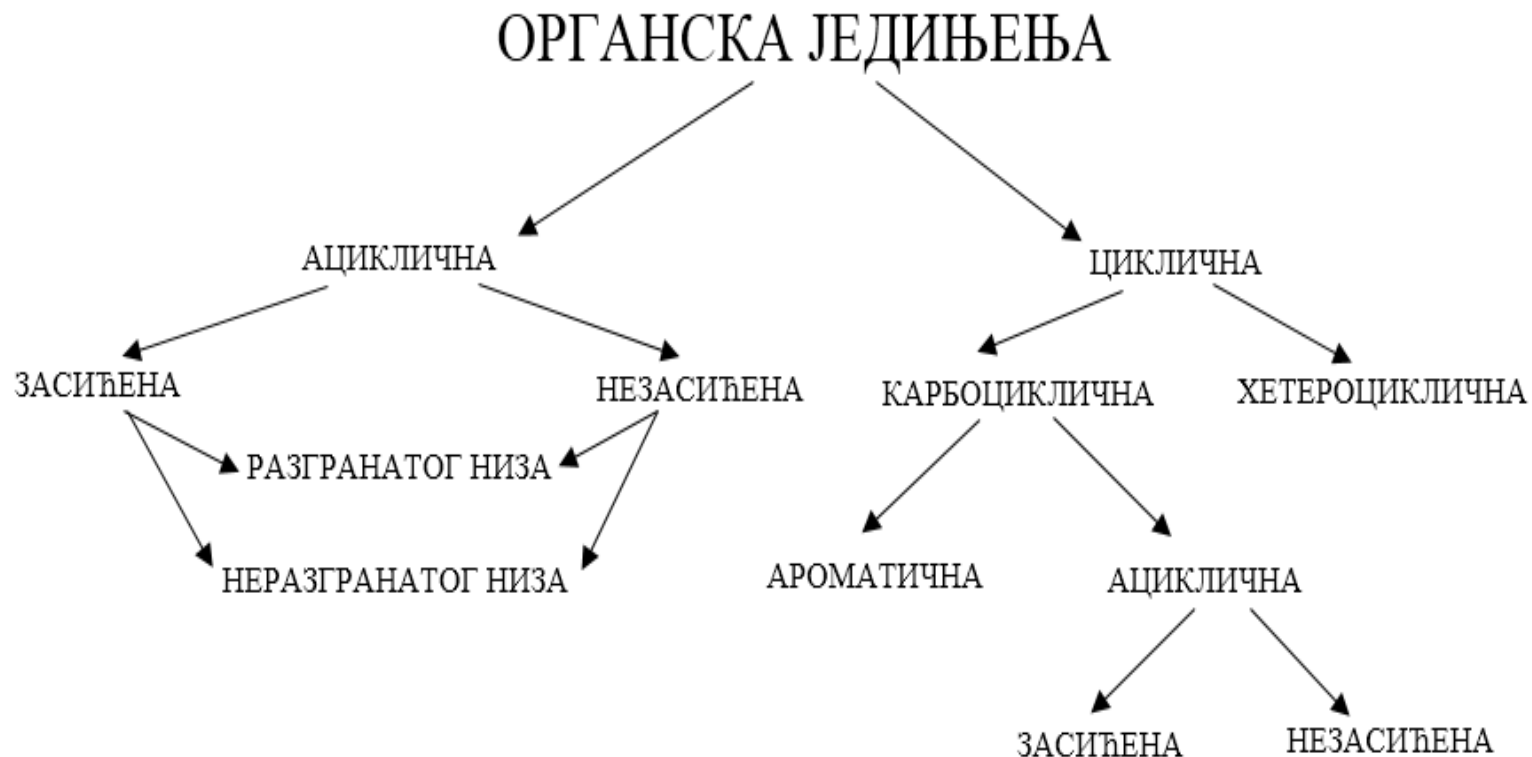
Проф. др Недељко Манојловић

Органска хемија (хемија угљеника) је део хемије која се бави проучавањем структуре, својстава и промена органских једињења.



Постоје две основне класификације органских једињења:

- према структури угљоводоничног низа
- према постојању функционалне групе (на класе или врсте)



Људско тело садржи довољно угљеника да обезбеди графит за око 9000 оловака.

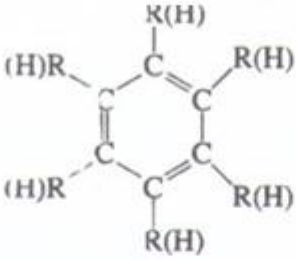

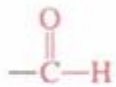

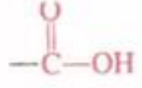
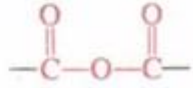
Број до сада познатих органских једињења је око 30.000.000

Функционалне групе

Функционална група је атом или група атома која представља део органског молекула и одређује хемијско понашање целог молекула. На основу функционалних група органска једињења се разврставају у класе.

Уобичајене функционалне групе		
класа једињења	општа формула	функционална група
алкани	$R-H$	
халогеналкани	$R-X$ ($X = F, Cl, Br, I$)	$-X$
алкохоли	$R-OH$	$-OH$
етри	$R-O-R'$	$-O-$
тиоли	$R-SH$	$-SH$
алкени	$\begin{array}{ccc} (H)R & & R(H) \\ & \diagdown & / \\ & C=C & \\ & / & \diagdown \\ (H)R & & R(H) \end{array}$	$\begin{array}{c} \diagdown \quad \diagup \\ C=C \\ \diagup \quad \diagdown \end{array}$
алкини	$(H)R-C\equiv C-R(H)$	$-C\equiv C-$

Уобичајене функционалне групе

класа једињења	општа формула	функционална група
ароматична једињења		
алдехиди	$\text{R}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{ }}{\text{C}}}-\text{H}$	
кетони	$\text{R}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{ }}{\text{C}}}-\text{R}'$	
карбоксилне киселине	$\text{R}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{ }}{\text{C}}}-\text{O}-\text{H}$	
анхидриди	$\text{R}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{ }}{\text{C}}}-\text{O}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{ }}{\text{C}}}-\text{R}' \quad (\text{H})$	

Поред наведених важна група органских молекула су азотна једињења: амини (примарни, секундарни и терцијарни: $\text{R}-\text{NR}_1\text{R}_2$), амиди (примарни, секундарни и терцијарни: RCONR_1R_2) и нитро једињења ($\text{R}-\text{NO}_2$).



Угљоводоници

Угљоводоници су органска једињења чији молекули садрже само атоме угљеника и водоника.

Подела:

- алифатични угљоводоници у које спадају:

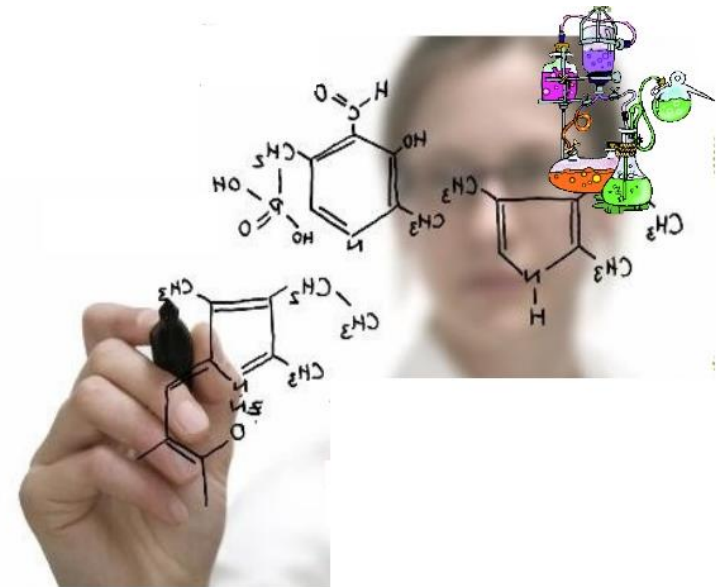
алкани

алкени

алкини

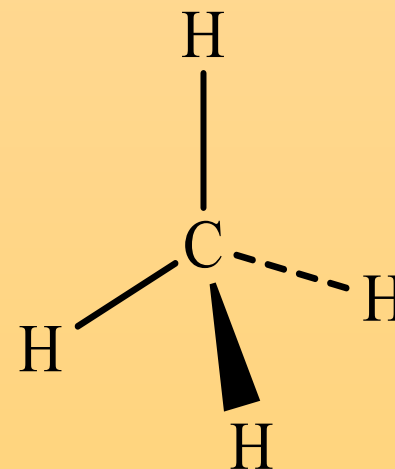
алициклични угљоводоници

- ароматични угљоводоници



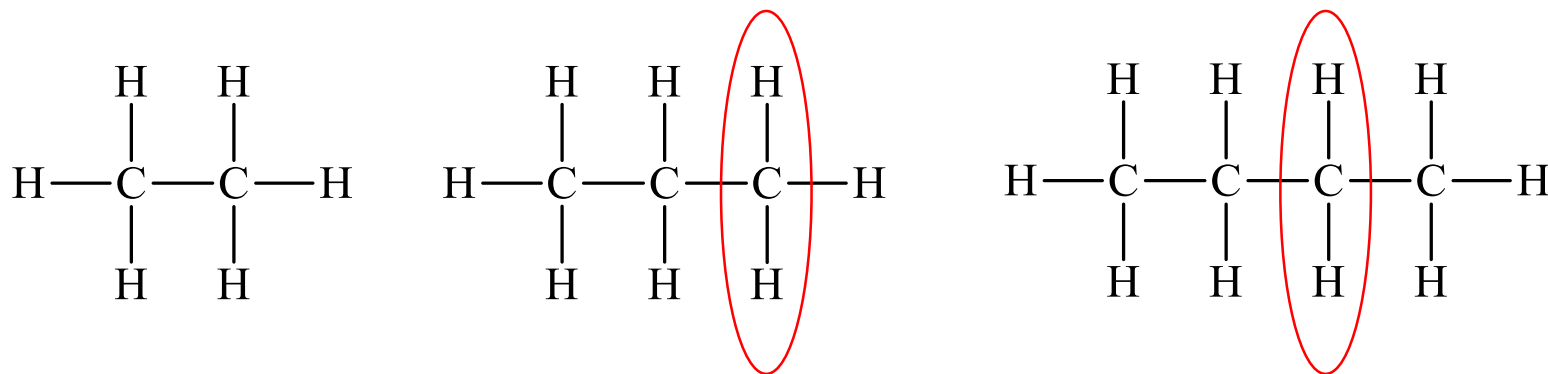
Алкани

- засићени (ациклични) угљоводоници или парафини (неактиван)
- показују слабу реактивност
- немају функционалну групу!!!
- општа формула алкана C_nH_{2n+2}
- најједноставнији пример алкана – метан CH_4



Хомологи низ алкана

- алкани граде хомологи низ у коме се сваки члан разликује од претходног за једну метиленску групу **-CH₂-**
- етан, пропан, бутан...



IUPAC називи алкана равног низа

број С-атома	назив	структура
1	метан	CH_4
2	етан	CH_3CH_3
3	пропан	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$
4	бутан	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$
5	пентан	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_3\text{CH}_3$
6	хексан	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_4\text{CH}_3$
7	хептан	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_5\text{CH}_3$
8	октан	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_6\text{CH}_3$
9	нонан	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_7\text{CH}_3$
10	декан	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_8\text{CH}_3$
11	ундекан	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_9\text{CH}_3$
12	додекан	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{10}\text{CH}_3$

Физичке особине алкана

Поларност

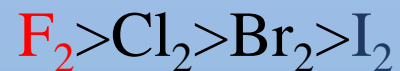
- алкани су **неполарни** (мала разлика у електронегативности С и Н)
- везе су усмерене на потпуно симетричан начин тако да се и мала поларност појединачних веза поништава
- између молекула делују **Лондонове силе** (интеракција типа индуковани дипол-индуковани дипол)
- силе делују само на додирној површини и што је већа површина јача је сила

Хемијске реакције алкана

- на собној температури **инертна** – слабо реактивна – једињења; отуда им и назив парафини (латински: *parumaffinis*)
- под оштријим условима и према одређеним реагенсима, алкани могу бити врло реактивни
- реакције којима подлежу не користе се много у лабораторијама, али имају велику индустријску примену
- реакције алкана врше се **преко слободних радикала**
- основни тип реакција: **супституција**

Халогеновање

- до реакције долази излагањем смеше алкана и халогена (најчешће Cl_2 или Br_2) извору **светлости**, неког другог зрачења или топлоте
- ова реакција тече **слободно-радикалским механизмом** у фазама:
 - иницијација;
 - пропагација 1 и 2;
 - терминација.
- релативна реактивност халогена према супституцији:



- до јодовања не долази, а реакције са флуором су веома бурне

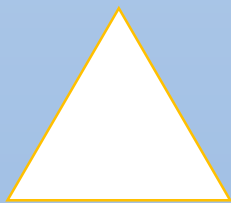
Циклоалкани

Циклоалкани су засићени циклични угљоводоници.

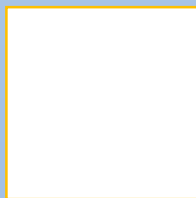
- угљеникови атоми повезани у ланце- једињења отвореног низа
- угљеникови атоми повезани тако да формирају прстен-циклична једињења
- угљеникови атоми повезани C-C везом тако да формирају прстен- циклоалкани
- општа формула C_nH_{2n}
- хемија ових једињења је слична хемији алкана, међутим прстенаста форма даје неким од ових једињења специфична својства

Номенклатура

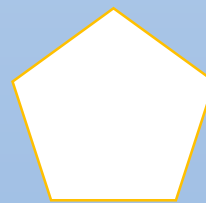
- именују се тако што се префикс цикло- додаје на име алкана са истим бројем С атома



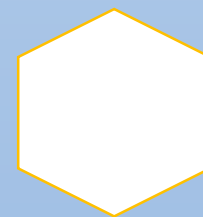
циклопропан



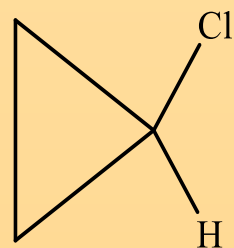
циклобутан



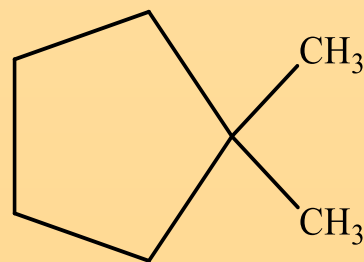
циклопентан



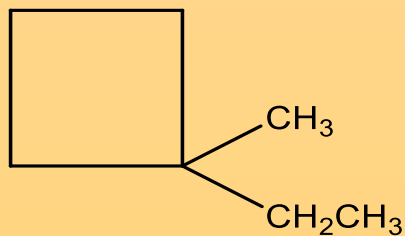
циклохексан



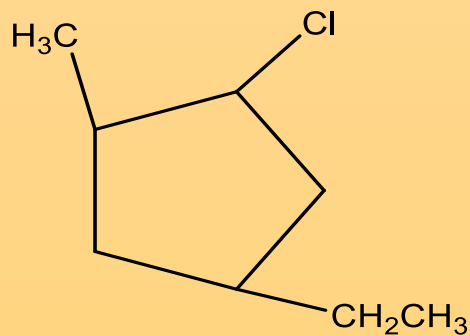
хлорциклопропан



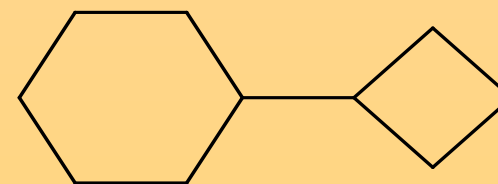
1,1-диметилциклопентан



1-етил-1-метилциклобутан



1-хлор-4-етил-2-метилциклопентан



циклобутилциклогексан

Алкени

Алкени су незасићени угљоводоници који у свом молекулу имају једну двогу (незасићену) везу.

- општа формула алкена је C_nH_{2n}
- двогуба веза — узрок разлика између алкена и алкана
- двогуба веза је функционална група

Хомологи низ: етен (ацетилен), пропен, бутен...

- алкени су врло реактивна једињења
- за разлику од алкана, растварају се у концентрованој сумпорној киселини, брзо реагују са хлором и бромом и подлежу великом броју других реакција
- по првом члану хомологог низа алкени се још називају и **етилени**
- **олефини** - још један назив за алкене (*oleum* – уље, *faceo* – чинити, правити)

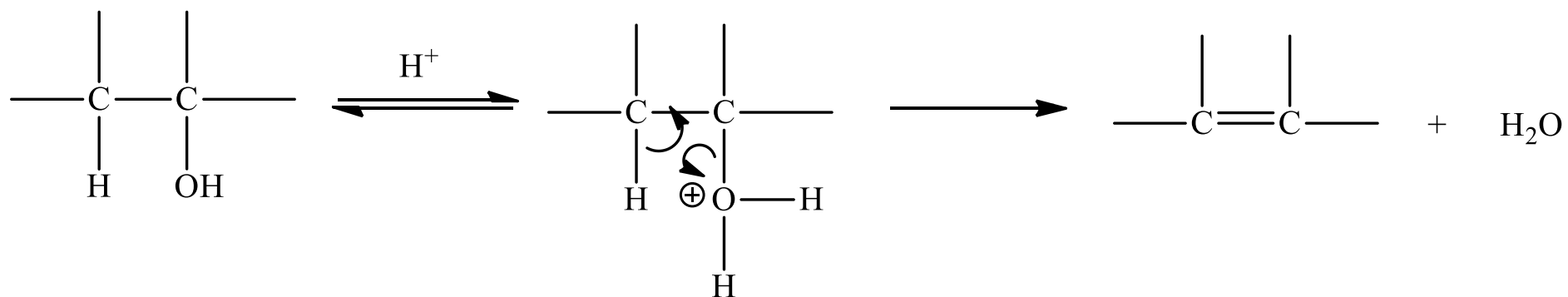
Физичке особине алкена

- сличне су особинама алкана
- степен растворљивости у води је нешто већи него код алкана (већа електронска густина на двогубој вези омогућава извесно асосовање са диполним молекулима воде)
- **растворни у неполарним растварачима**
- густина им је мања од густине воде (као и код алкана)
- двогуба веза нема знатнијег утицаја на тачке кључања и тачке топљења

Добијање алкена

1. Дехидратација алкохола

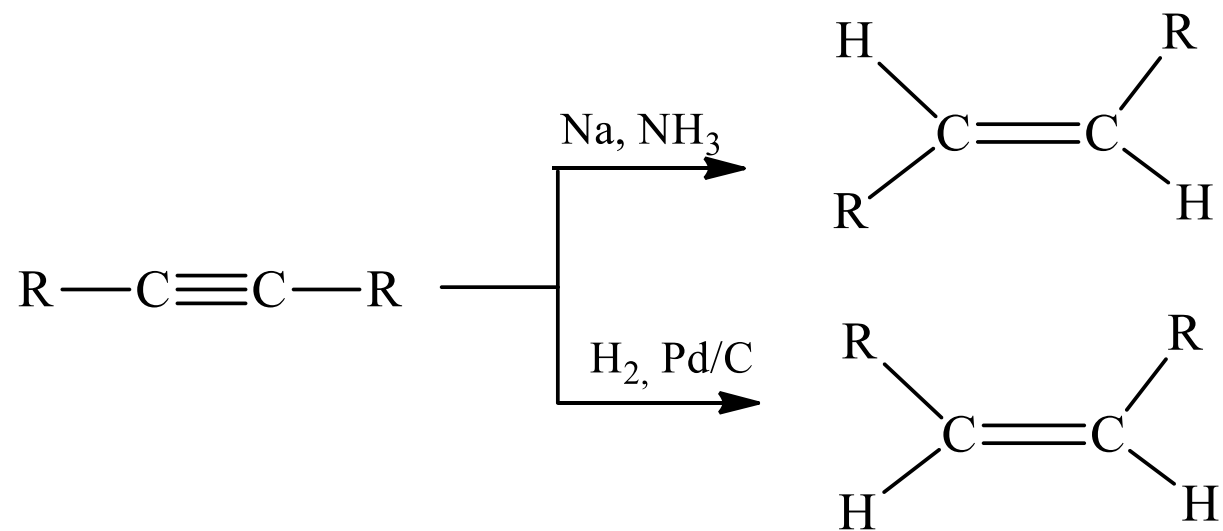
- алкени се добијају дехидратацијом алкохола помоћу сумпорне или фосфорне киселине на температури од 200 °C, или превођењем пара алкохола преко катализатора, као што је алуминијум-оксид, на 350-400 °C



- лакоћа дехидратације зависи од структуре алкохола
- најлакше се дехидратишу **терцијарни**, а најтеже **примарни** алкохоли

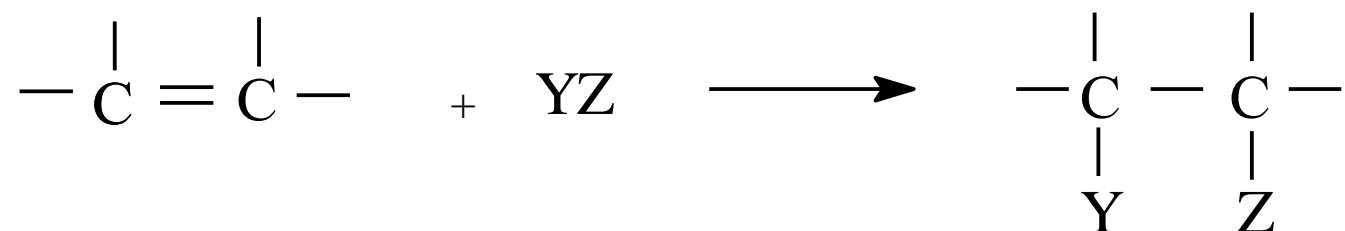
2. Редукција алкина

- редукцијом алкина добија се *cis*- или *trans*-алкен, зависно од редукујућег реагенса



Реакције алкена

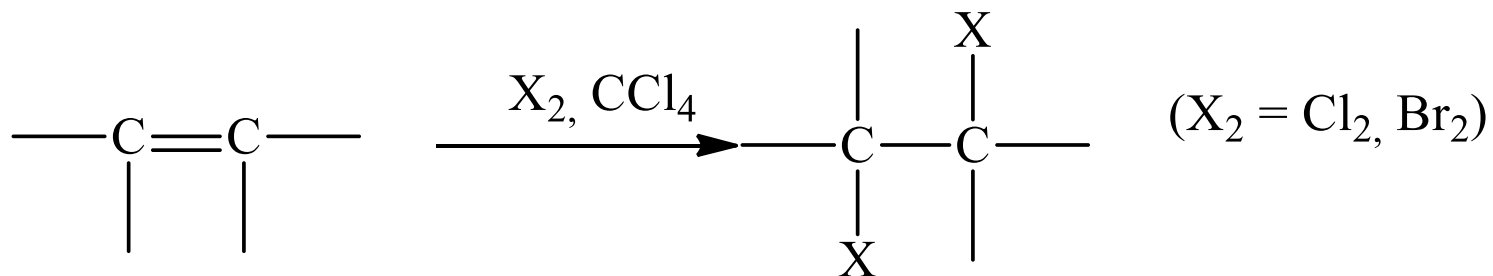
- двогуба веза састављена је из јаке δ - и слабе π -везе
- у реакцијама **адисије** код алкена π -веза се раскида, а гради се јака δ -веза



- реакције у којима се два молекула спајају у један називају се адicione реакције

1. Адиција халогена

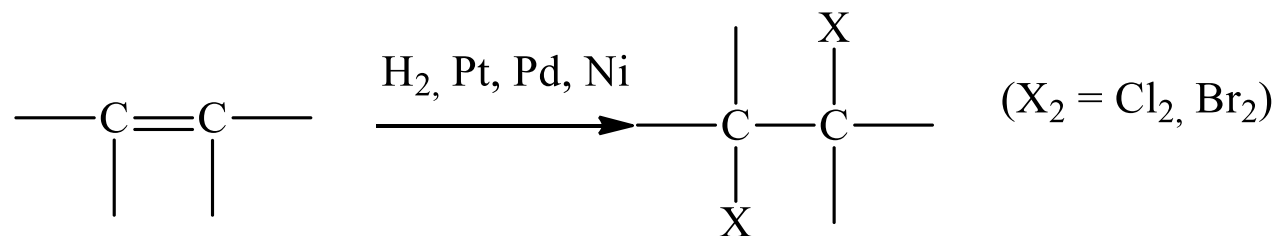
- приликом адиције хлора или брома на двогубу везу алкена добија се 1,2-дихалогенид



- флуор реагује сувише бурно да би реакција могла да се контролише, а јод практично не реагује или даје нестабилна једињења

2. Адиција водоника

- олефини адирају водоник у присуству фино иситњеног металног катализатора и дају алкан
- процес се назива каталитичка хидрогенизација
- катализатори су најчешће никл, платина или паладијум
- реакција је стереоспецифична *sin*-адиција, односно оба водоникова атома се везују са исте, мање заштићене стране двогубе везе

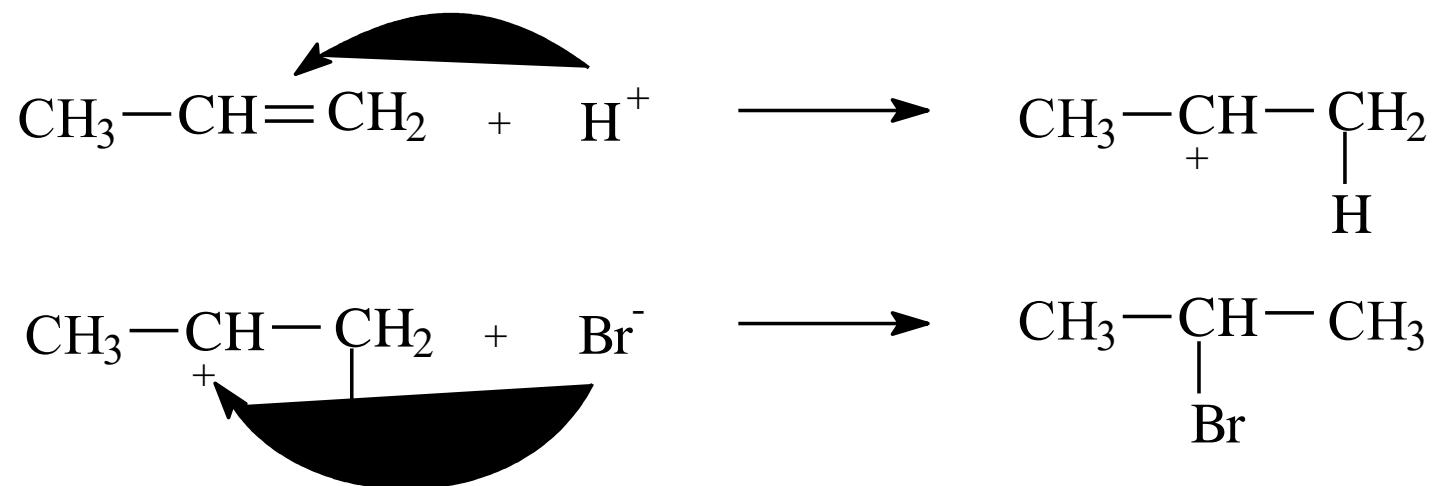


Адиција несиметричних адуката

1. Адиција халогеноводоника

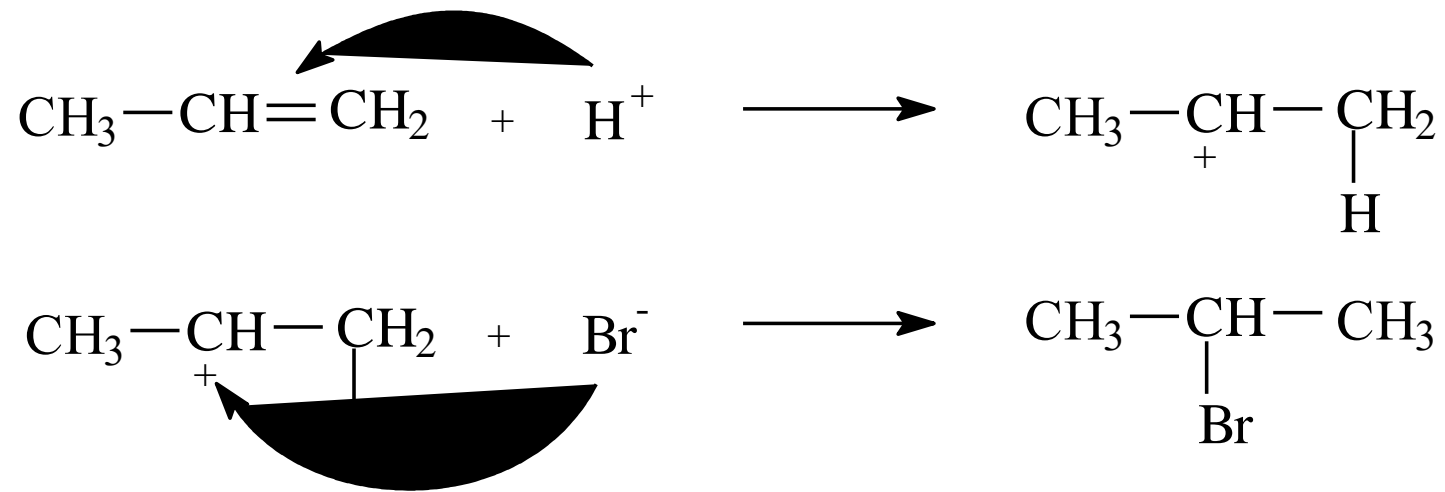
Увођењем гасовитог халогеноводоника у алкен добија се халогеноалкан

Пример: адиција HBr на пропен



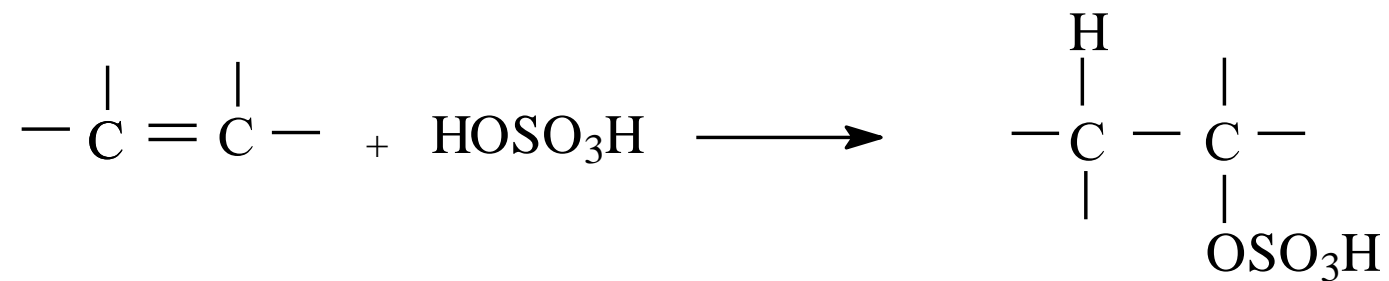
Марковниковљево правило

Ово је тзв. региоселективна електрофилна адиција на несиметричне алкене и тече по Марковниковљевом правилу - водоников атом сваког несиметричног реагенса везује се за онај угљеников атом двогубе везе који има за себе везан већи број водоникових атома



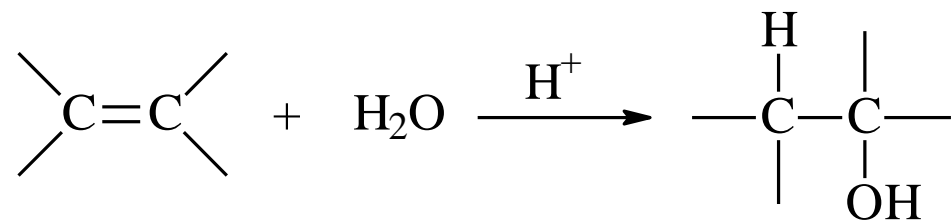
2. Адиција сумпорне киселине

Провођењем гасовитог алкена кроз хладну, концентровану сумпорну киселину, или мућкањем течног алкена с киселином, гради се адиционо једињење – алкил-хидроген-сулфат, ROSO_3H



3. Адиција воде

Директном адицијом воде на олефине, у присуству киселине, добијају се такође алкохоли

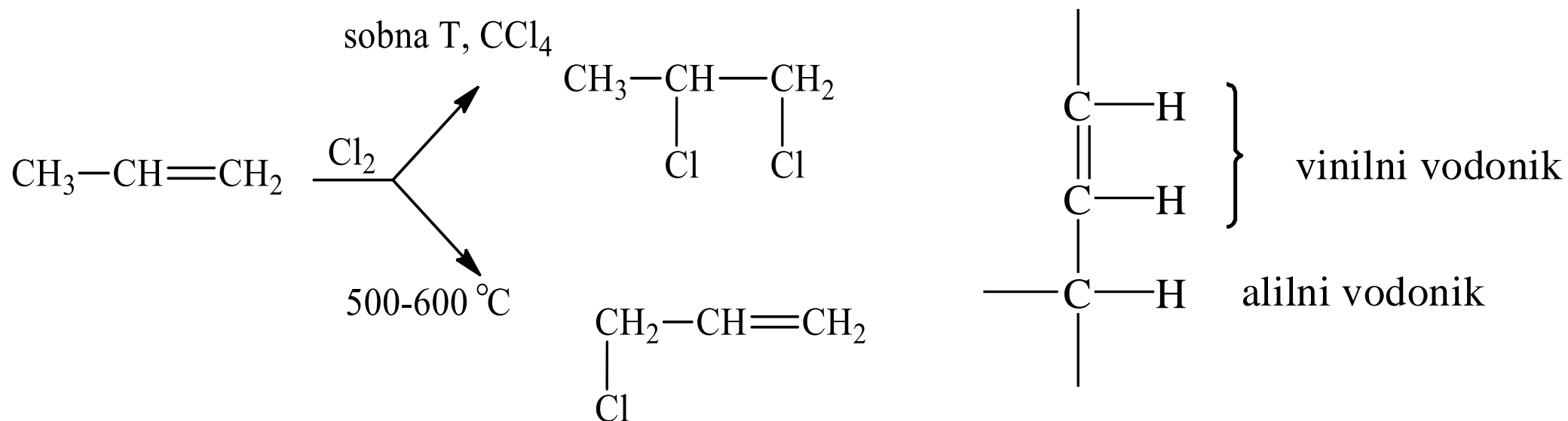


Механизам реакције је исти као код адиције сумпорне киселине или халогеноводоника:

- електрофилни напад протона из киселине
- нуклеофилни напад воде на настали карбонијум-јон

Супституција алкена

Осим двогубе везе, у извесним случајевима реактивни део молекула код алкена могу бити и присутне алкил-групе
Потребни услови за реакцију алкил-групе (супституцију):
висока температура или дејство светлости, односно зрачења одређене таласне дужине



Алил група

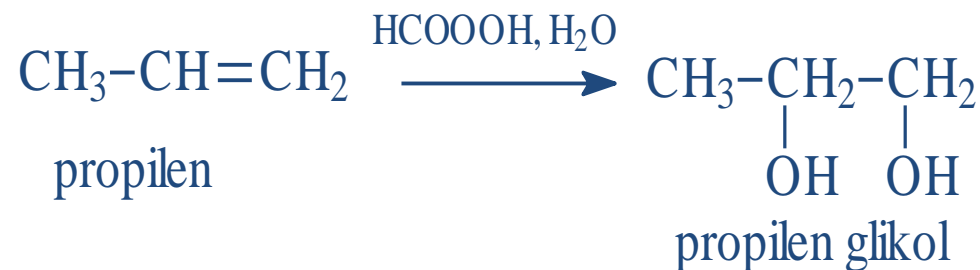
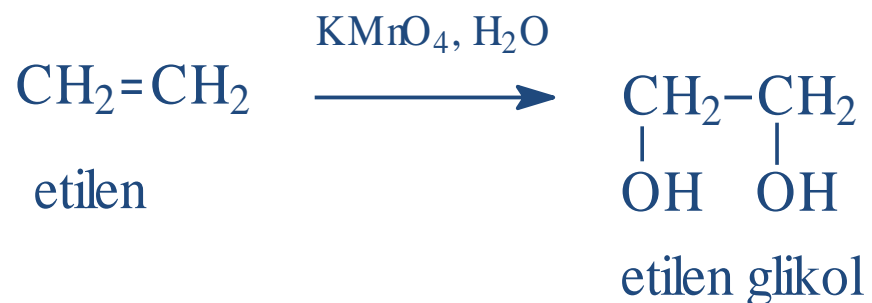
Реактивност зависи од стабилности радикала, која расте у следећем низу:



- двогуба веза повећава стабилност алил-радикала, а смањује стабилност винил-радикала

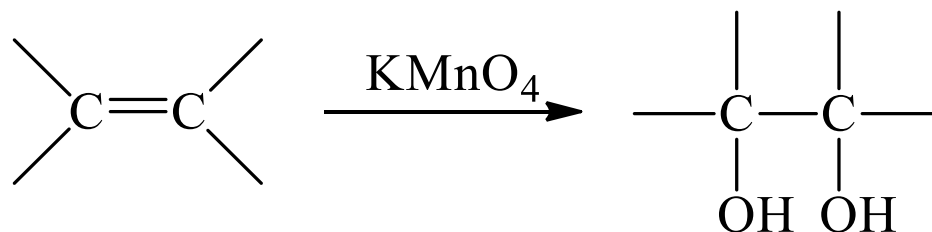
Оксидација алкена

- алкени се могу оксидовати на двогубој вези помоћу различитих реагенса
- при томе се добијају 1,2-диоли (односно гликоли) и епоксиди
- гликоли: вицинални двохидроксилни алкохоли, а носе имена алкена из којих су настали



Оксидација перманганатом

- благом оксидацијом перманганатом (на температури од 0-5 °C и у неутралном до слабо алкалном раствору), две хидроксилне групе се адирају на двогубу везу алкена, при чему се добијају одговарајући вицинални (или 1,2-) *sin*-диоли



Алкини

Алкини су угљоводоници који на једном месту у свом молекулу имају два суседна угљеникова атома спојена **трогубом везом**, односно незасићеном везом коју сачињавају три електронска пара

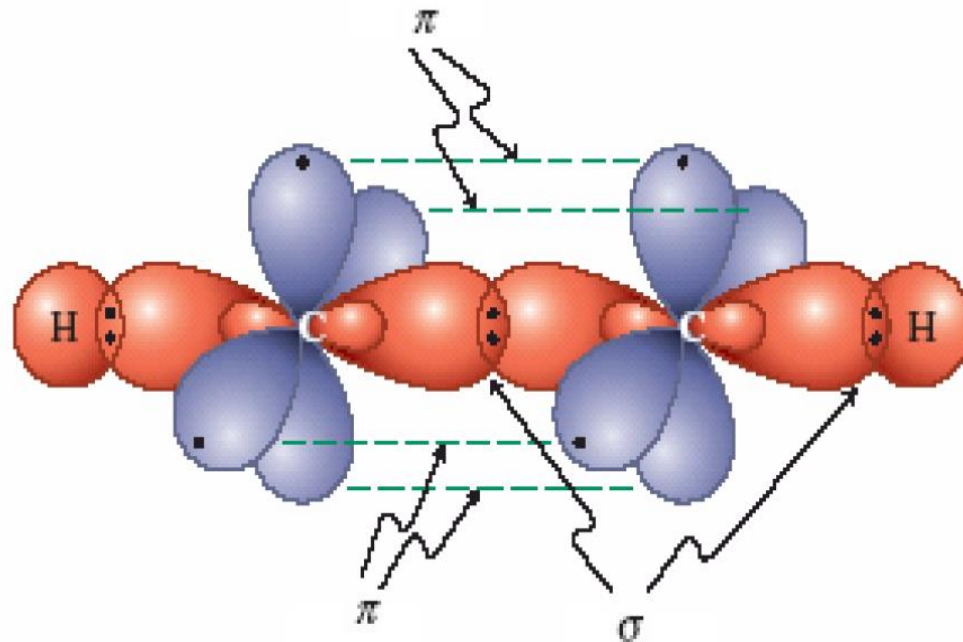


функционална група



Општа формула алкина: **$\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$**

- sp хибридизација
- линеарни распоред хибридних орбитала
- трогубу везу чини једна σ и две π -везе, које леже у међусобно нормалним равнинама
- геометрија дела молекула који садржи трогубу везу је линеарна



σ - веза је
јака, док су
 π -везе слабе

Физичке особине алкина

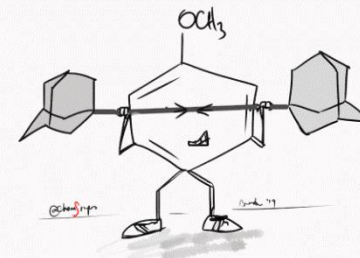
- сличне су физичким особинама алкана и алкена
- не растварају се у води, растварају се у неполарним органским растварачима као што је бензен, угљентетрахлорид, етар
- густина им је мања од густине воде
- тачке кључања расту са повећањем броја угљеникових атома и сличне су тачкама кључања одговарајућих алкана и алкена

2-4 C атома – гасови

5-13 C атома- течни

>13 C атома - чврсти

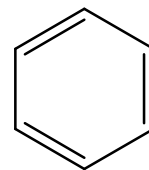
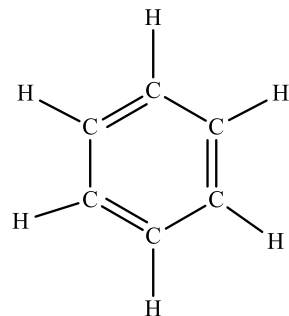
Ароматични угљоводоници



- циклични угљоводоници високог степена незасићености по својим хемијским особинама доста разликују од циклоалкана и алифатичних једињења
- угљеник - угљеник веза је по дужини између просте и двоструке
- отпорни су према оксидационим и адиционим реакцијама
- имају велику резонанциону енергију, односно веома су стабилни

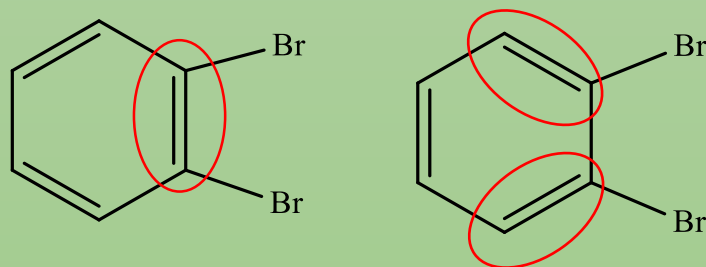
Зашто назив ароматични?

- једињења карактеристичног (пријатног) **мириса**, први пут изолована из етеричних уља
- данас ова реч се претежно односи на хемијску особину
- први представник ових једињења је бензен (бензол), из кога се изводе сви остали ароматични угљоводоници као и његови деривати.
- чист бензен је изолован још 1825. године (Michael Faraday)
- права структура бензена откривена је 1865. године (August Kekule)

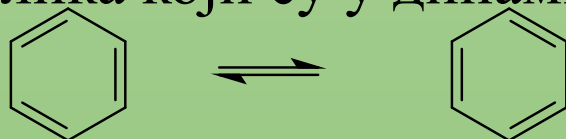


Кекуле-ова формула бензена

- оваква структура бензена је у складу са експерименталном чињеницом да су сви водоникови атоми у бензену **еквивалентни** и да постоји само један моносупституциони производ
- међутим, ако би бензен заиста имао такву структуру морала би постојати два изомерна 1,2-дибром бензена

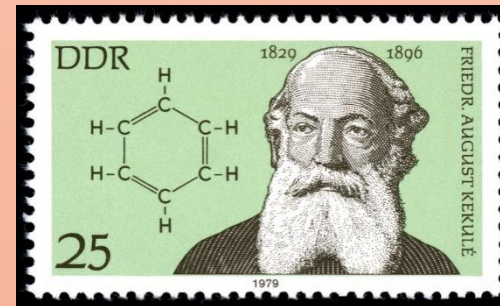


Кекуле је претпоставио да бензен и његови деривати постоје у два облика који су у динамичкој равнотежи

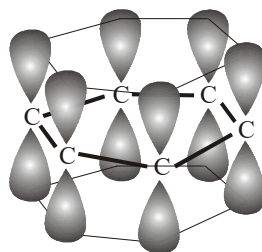


Структура бензена је данас потпуно разрешена
и објашњава се на два начина

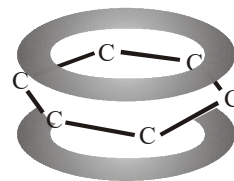
- методом резонанције
- молекулско-орбиталном теоријом



- према методи резонанције молекул бензена је резонанциони хибрид који се представља двема граничним **Kekule-овим структурама**.
- молекулско-орбитална теорија полази од тога да су сви угљеникови атоми који граде молекул бензена **sp^2 хибридизовани**, да су међусобно повезани **σ везама** насталим преклапањем хибридизованих орбитала и да се налазе **у једној равни**
- у том случају на сваком C-атому преостаје по једна нехибридизована p-орбитала са по једним неспареним електроном



a)



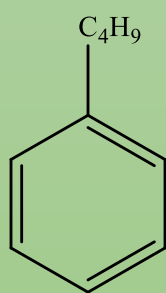
b)

Подела и номенклатура

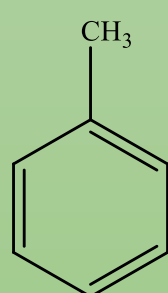
- према својој структури арени се деле на мононуклеарне и полинуклеарне (моноцикличне и полицикличне)
- **мононуклеарне** чине бензен и његови алкил-супституисани деривати, док су **полинуклеарни арени** угљоводоници који у својим молекулима садрже више бенzenових прстенова (језгара)
- међу полинуклеарним аренима разликују се угљоводоници код којих су бенzenова језгра везана непосредно (као дифенил, ди- и полиарилалкани (као трифенилметан) и кондензовани арени код којих два прстена имају два заједничка угљеникова атома (нафтален, антрацен, фенантрен).



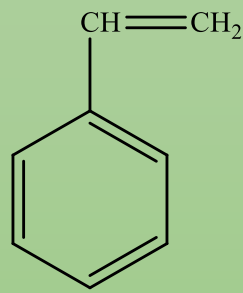
Моноsubституисани моноклеарни арени имена добијају на основу назива алкил група (на пример бутил-бензен), али често су познатији по тривијалним именима (метил-бензен је познат као толуен; винил-бензен као стирен итд.)



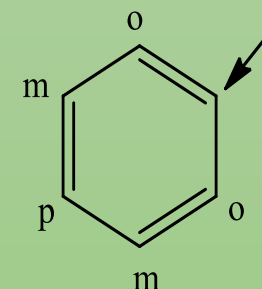
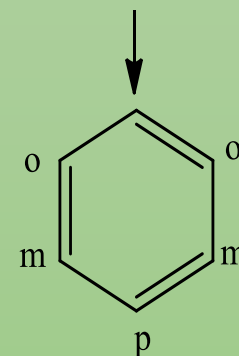
бутил-бензен



метил-бензен
(толуен)



винил-бензен
(стирен)



положај другог супституента

C_6H_5 - фенил-група

$\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2$ - фенилметил-група (бензил-група)

Особине бензена

- покретљива безбојна течност, која се не раствара у води, а добро се меша са органским растварачима
- показује надражујуће дејство на кожу, а његове паре су отровне
- по својим хемијским реакцијама се веома разликује од алкена и алкина
 - ✓ док је за ова једињења карактеристично да лако ступају у реакције адиције, бензен и његови хомолози лакше подлежу реакцијама супституције, што је пре одлика засићених једињења
 - ✓ тако понашање се објашњава повећаном стабилношћу бензена (ароматичним карактером)
 - ✓ под драстичним условима, бензен и његови деривати могу подлећи и неким реакцијама адиције.