

1

Структура на атом и хемиска врска

- 1.1 Единствената природа на С атомот
- 1.2 Развој на органската хемија како наука
- 1.3 Современа органска хемија
- 1.4 Структура на атом
- 1.5 Lewis-ова теорија за хемиска врска
- 1.6 Стратегија за пишување Lewis-ови структури
- 1.7 Теорија на валентни врски
- 1.8 Теорија на молекулски орбитали

1.1

Единствената природа на С атомот

Органска хемија

- Во минатото: Хемија на органските соединенија, кои се среќаваат во живите организми.
- Заедничка карактеристика: Сите содржат јаглерод.
- Денес: Органската хемија е Хемија на јаглеродните соединенија, со исклучок на јаглеродната киселина и нејзините соли, јаглеродните оксиди CO и CO₂, карбиди и цијаниди, изолирани од природни продукти или синтетизирани во лабораториите.
- Познати се повеќе од 11 милиони органски соединенија
- Секојдневно се откриваат 1000 нови!
- Зошто постојат огромен број органски соединенија: **посебност на С атомот**

1.1 Единствената природа на С атомот

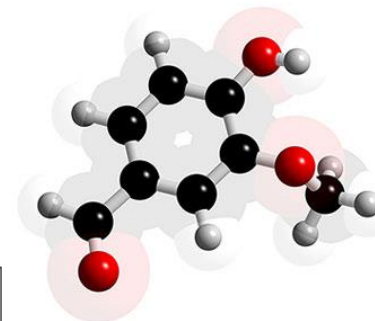


Група → ↓ Периода	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 H																	2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 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		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 Cn	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh	117 Uus	118 Uuo
Лантаниди			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	
Актиниди			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	

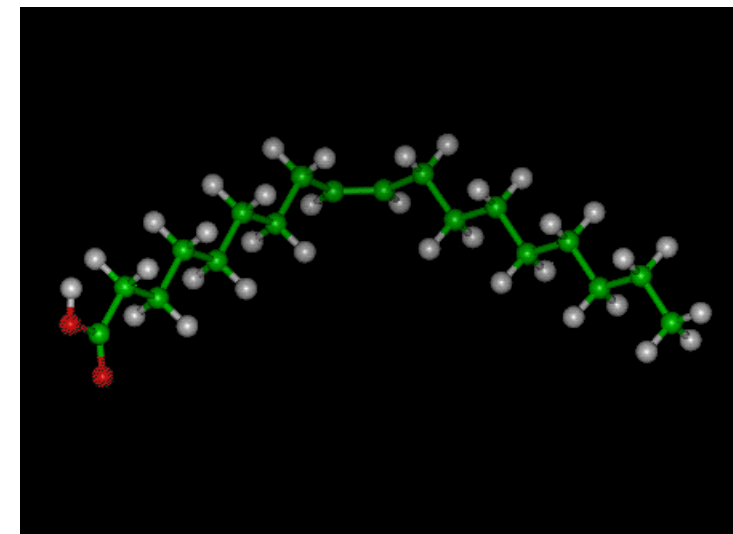
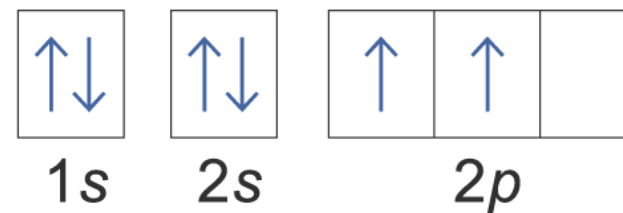
Најзастапени елементи во составот на органските соединенија

1.1 Единствената природа на С атомот

Единствената природа на С атомот



1. Способност да образува силни ковалентни врски
 - Електронска конфигурација на јаглеродот (во основна состојба) : $1s^2 2s^2 2p^2$
2. Способност да образува четири силни ковалентни врски
 - Секој јаглероден атом има четири неспарени електрони кога е во ексцитирана состојба:
3. Способност за меѓусебно поврзување на С атомите со стабилни врски
 - Се формираат отворени низи, затворени низи (прстени) и разгранети низи со различна должина.
4. Способност за образување на повеќекратни врски



1.1 Единствената природа на C атомот

Единечна	Двојна врска	Тројна врска
$\begin{array}{c} \\ -C - C- \\ \end{array}$ $\begin{array}{c} \\ -C - O - \\ \end{array}$ $\begin{array}{c} \\ -C - H \\ \end{array}$ $\begin{array}{c} \\ -C - X^* \\ \end{array}$ $\begin{array}{c} \\ -C - N \diagup \diagdown \\ \end{array}$ $\begin{array}{c} \\ -C - P \diagup \diagdown \\ \end{array}$	$\begin{array}{c} \diagdown \\ C = C \diagup \\ \diagup \end{array}$ $\begin{array}{c} \diagdown \\ C = O \\ \diagup \end{array}$ $\begin{array}{c} \diagdown \\ C = S \\ \diagup \end{array}$ $\begin{array}{c} \diagdown \\ C = N - \\ \diagup \end{array}$ * X = халоген	$-C \equiv C -$ $-C \equiv N$ sp^3 sp^2 sp 4σ врски 1π врска, 3σ врски 2π врски, 2σ врски ↑↓ ↑ ↑ ↑ ↑ 1s 2s 2p



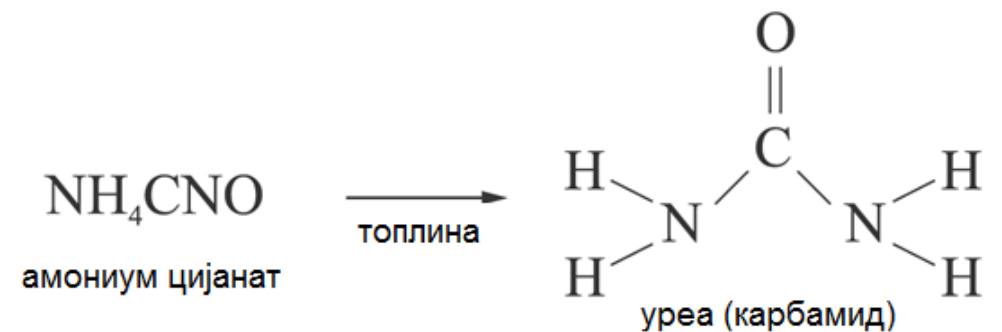
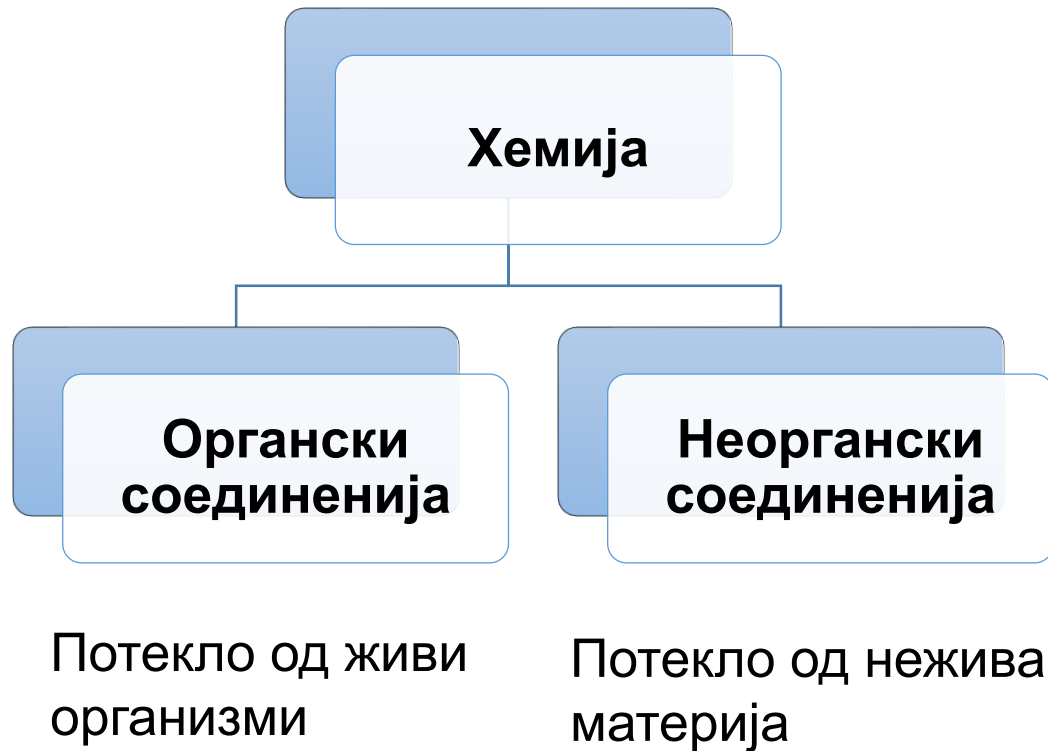
Wohler, 1835: Органската хемија денес е таква што ме излудува.
Личи на тропска прашума полна со чудесни нешта, страшна и
бесконечна џунгла, во која е подобро и да не се влегува.
План: структурна хемија

1.2

Развој на органската хемија како наука

1.2 Развој на органската хемија како наука

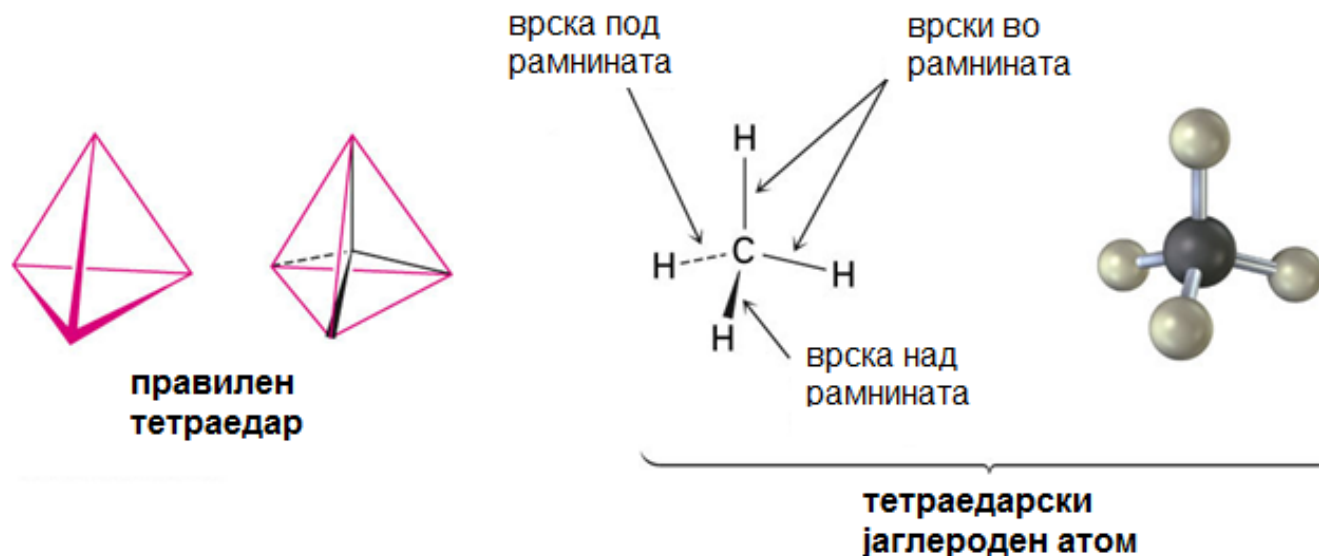
- Во праисторијата:
- Во минатото: *vis vitalis* (Torben Bergman, 1770)
- Wohler (1828): побивање на теоријата
- Редефинирање (1850) – дефиниција



1.2 Развој на органската хемија како наука

Значајни откритија

- Lavoisier, Berzelius, Liebig (по 1800): Елементална анализа за определување на емпириската формула
- Wohler (1828): изомерија ($\text{CH}_4\text{N}_2\text{O}$)
- Во втората половина на 19 век, поставени темелите на структурна хемија
 - Kekule (1857): четиривалентен јаглерод и (1865): структура на бензен
 - Van't Hoff Le Bell (1874): тетраедарски модел на C атомот



1.2 Развој на органската хемија како наука

Определување на емпириска формула

млечна киселина	согорување	CO_2	+	H_2O	+	O_2
1,00 g		1,47 g		0,60 g		0,51g
	Молекулска маса	44		18		32
	Број на молови	0,033		0,033		0,016
		2 C		2H		1O

1.3

Современа органска хемија

1.3 Современа органска хемија

Ера на органската хемија

- Средината на 20 век:



Синтетички полимери



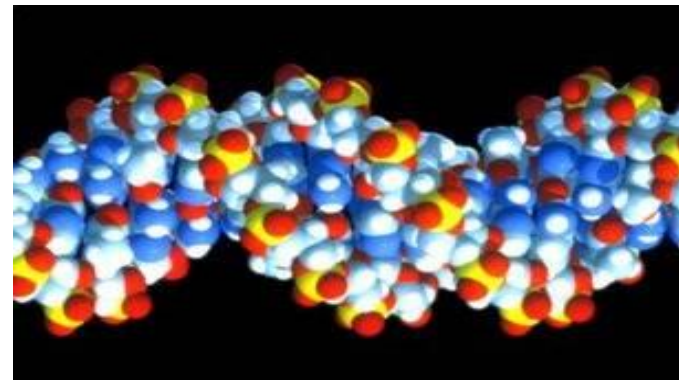
Витамини и антибиотици



Есенцијални (етерични) масла



Горива



ДНК

1.3 Современа органска хемија

Цели на предметот Органска хемија

- Изучување на хемиските својства и реактивност на органските соединенија
- Изучување на врската меѓу структурата и физичките својства
- Научен пристап кон синтезата: **Секогаш има нови светови за освојување**

1.4

Структура на атом

1.4 Структура на атом

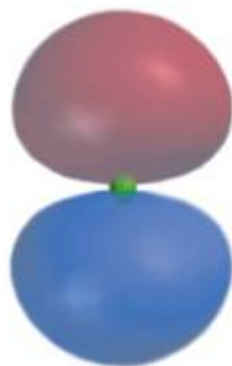
Структура на атом



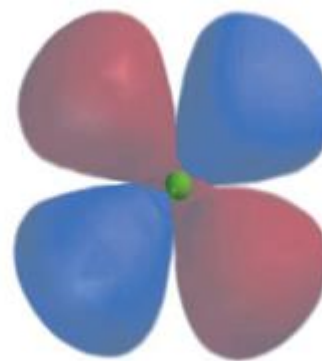
- Просторот околу јадрото каде електронот го минува најголемиот дел од своето време (90-95%) го сочинуваат атомски орбитали групирани во нивоа со различна големина на енергијата.
- Различни нивоа содржат различен вид на орбитали (s, p, d, f) и различен број орбитали (s:1), (p:3), (d:5), (f:7).
- Секоја орбитала е пополнета со најмногу два електрони.



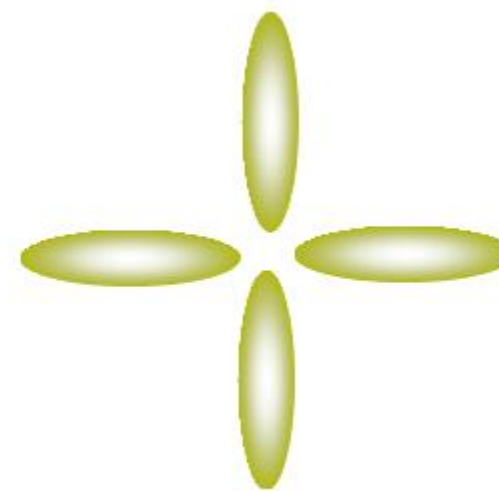
s орбитала



p орбитала



d орбитала



f орбитала

Капацитет на енергетски слоеви



1.4 Структура на атом

Електронска конфигурација

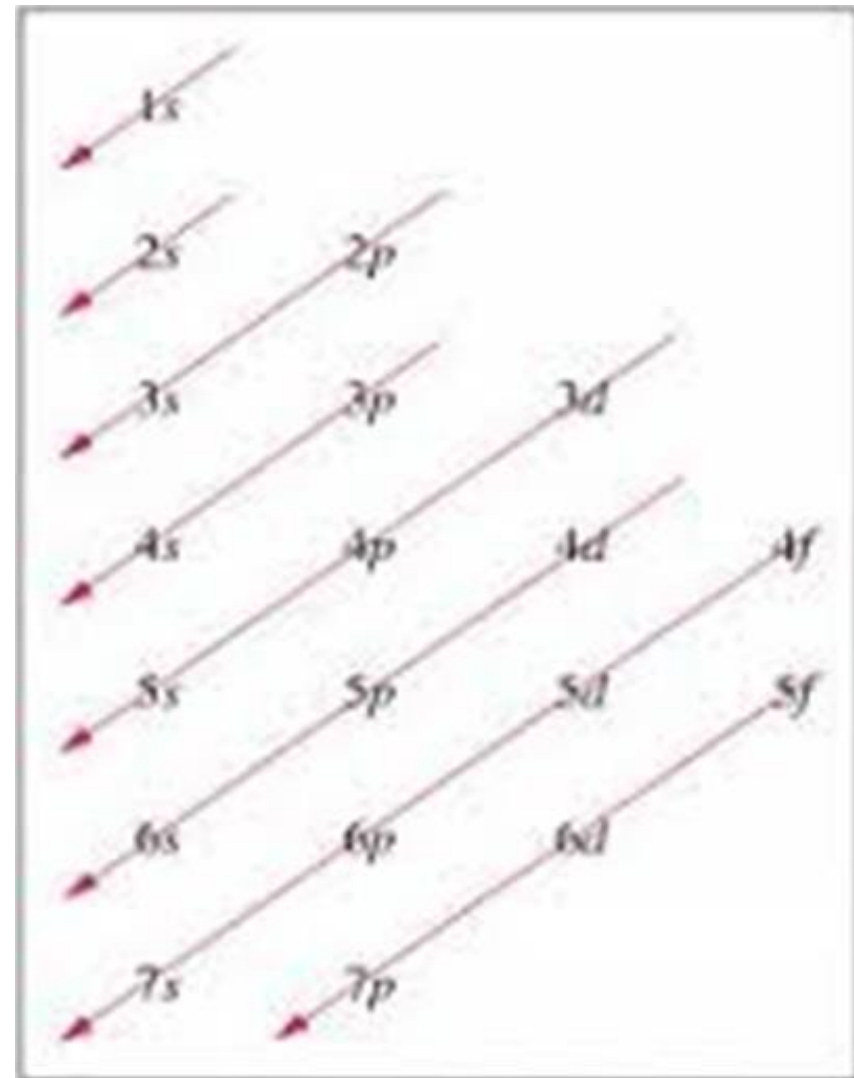
- Електронска конфигурација на атомот - редоследно пополнување на орбиталите со електрони, така што атомот да има најниска енергија.

1. Aufbau принцип: Електроните пополнуваат достапни орбитали со најниска енергија, по следниот редослед

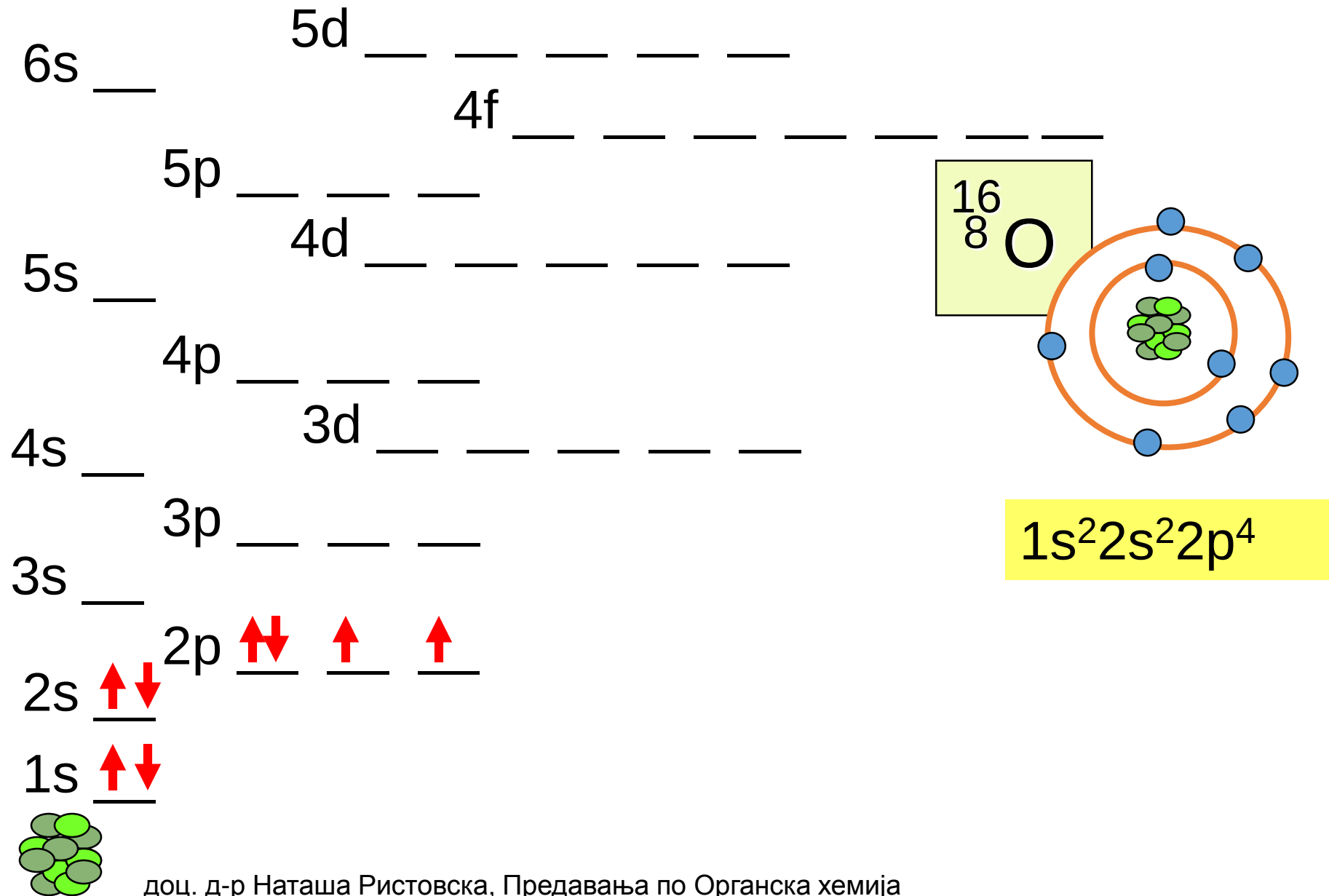


2. Принцип на Pauli: Во една атомска орбитала може да се сместат само два електрони, а овие електрони мора да имаат спротивни спинови $\uparrow$ и $\downarrow$.

3. Hund-ово правило: Ако на располагање се две или повеќе празни орбитали со иста енергија (дегенерирани: p_x , p_y , p_z), секоја орбитала се пополнува со по еден електрон со паралелен спин, а потоа со втор електрон.



1.4 Структура на атом

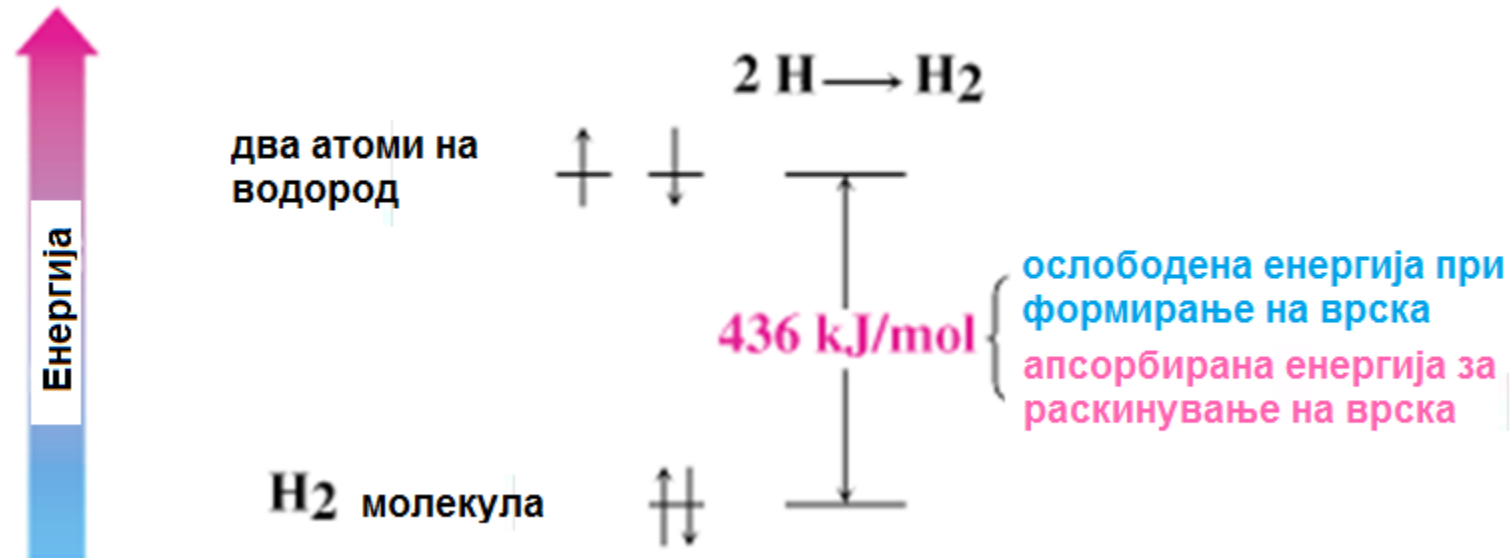


1.5

**Lewis-ова теорија за
хемиска врска**

Зошто атомите се сврзуваат?

- Како резултат на сврзувањето на атомите се добива продукт кој е постабилен (има помала енергија) од одделните атоми.



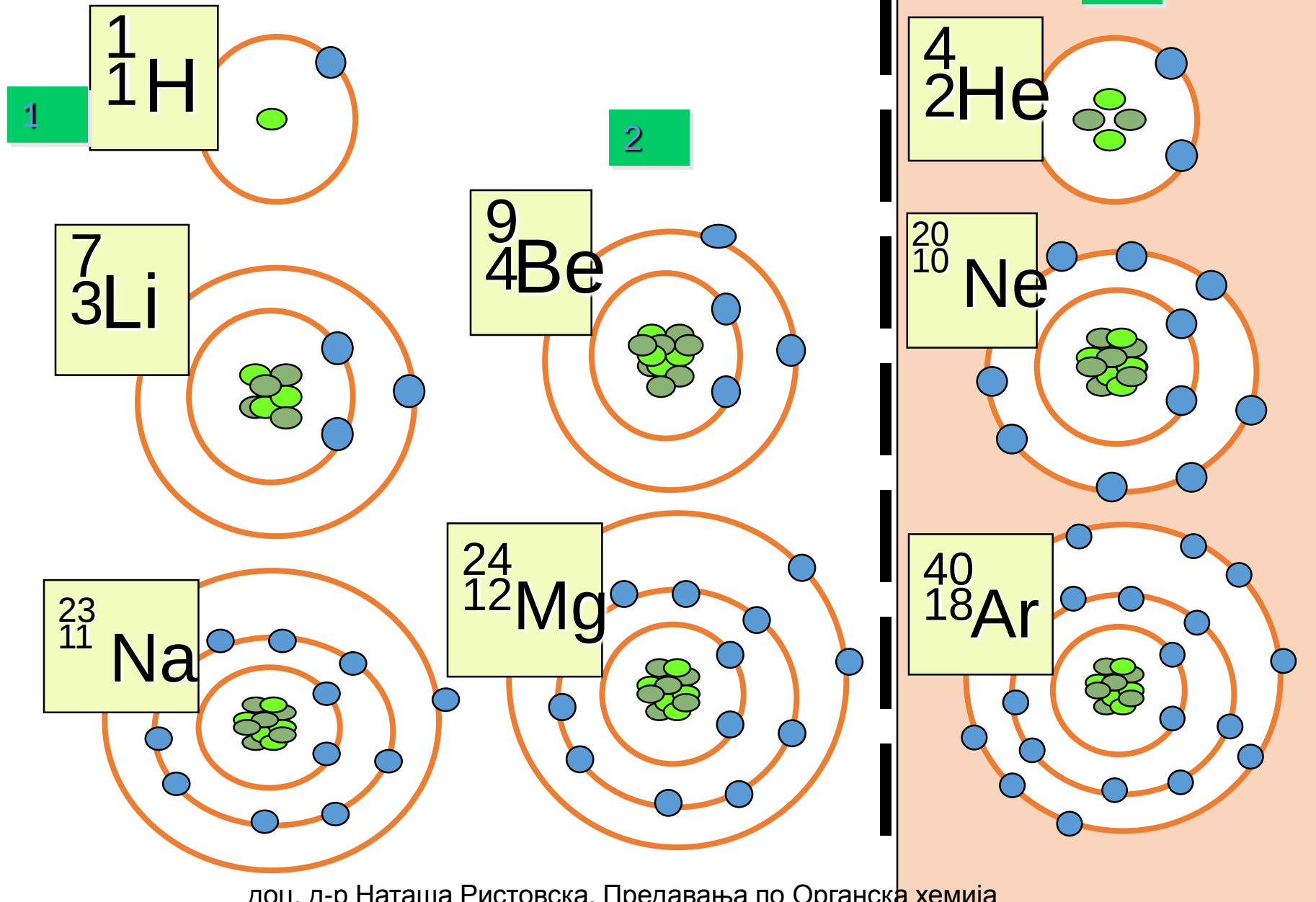
Како атомите се сврзуваат?

- Kossel и Lewis (1916): Фундаментална улога во образувањето на хемиската врска имаат **валентните електрони**.
- Валентните електрони може да преминуваат од еден атом на друг, или да бидат заеднички. Зошто?
- Атомите имаат тенденција да добијат електронска конфигурација на идеален гас.

Правило на октет

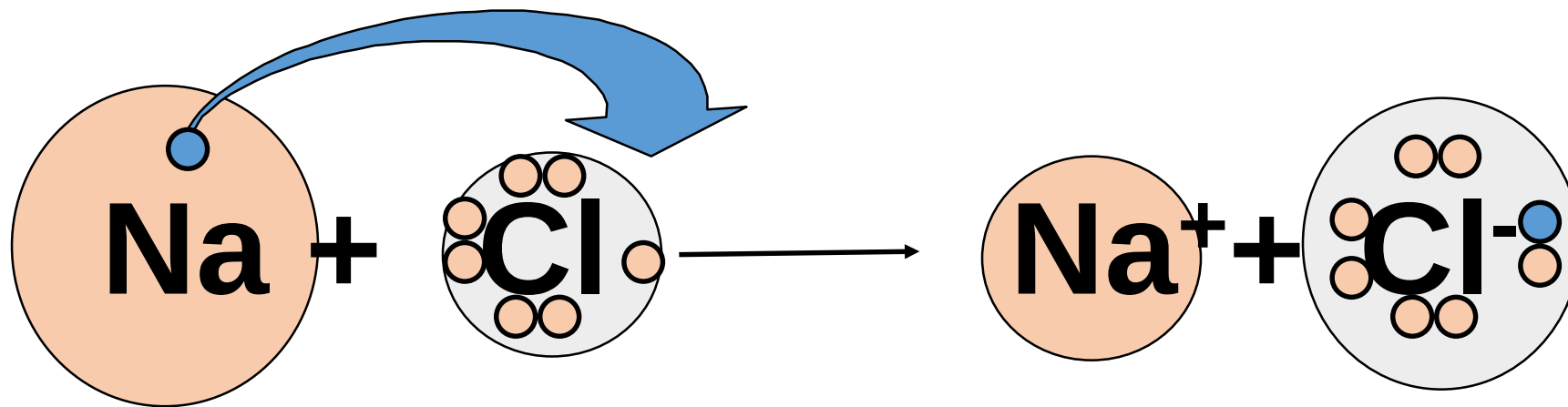
- Атомите се најстабилни кога надворешното енергетско ниво е празно или целосно пополнето.
- Освен за H и He, пополнетото ниво содржи 8 електрони – октет.
- Атомите одаваат, примаат или споделуваат електрони за да го пополнат или испразнат надворешното (последно) енергетско ниво.

1.5 Lewis-ова теорија за хемиска врска



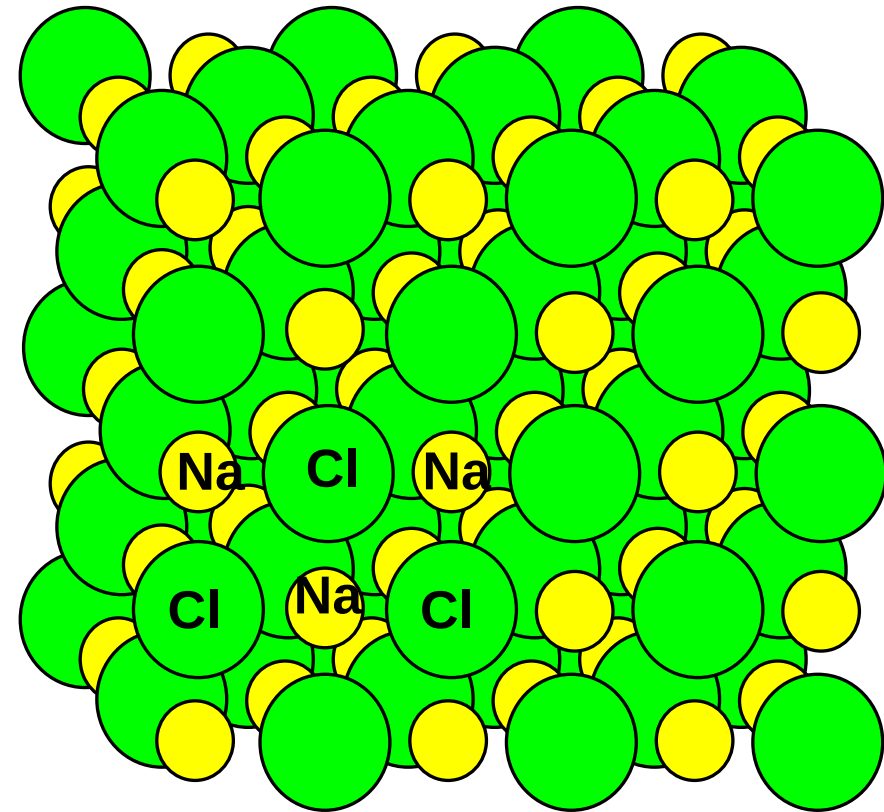
Јонска врска

- Јонска врска претставува електростатско привлекување меѓу спротивно наелектризирани јони.
- **Електропозитивни елементи:** имаат тенденција да одаваат (донираат) електрони - **метали**
- **Електронегативни елементи:** имаат тенденција да примаат електрони - **неметали**



Јонски соединенија

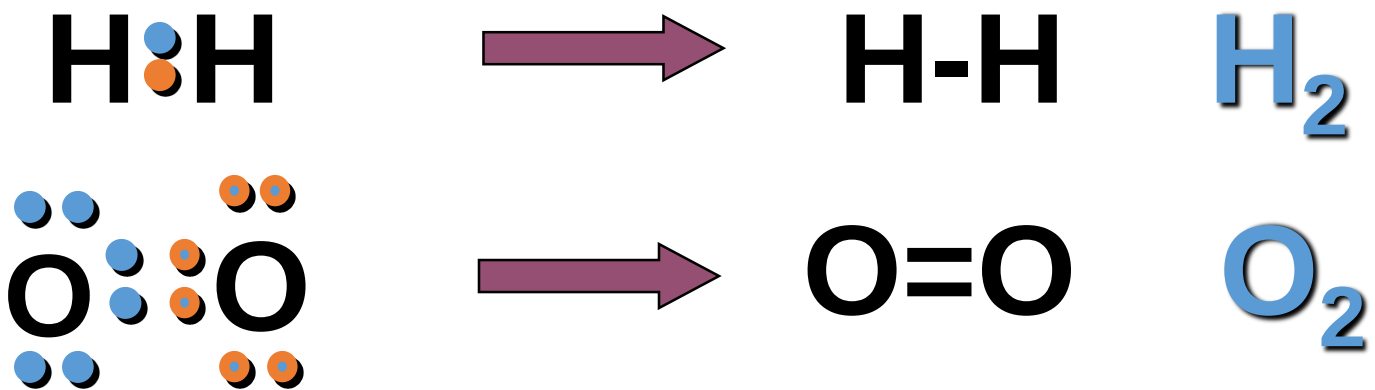
- Образуваат кристална решетка.
- Постојат многу јонски врски меѓу јонот и неговите соседни јони.
- Јонските соединенија не претставуваат индивидуална молекула.



1.5 Lewis-ова теорија за хемиска врска

Ковалентна врска

- Валентните електрони може да бидат заеднички за две јадра, односно споделени меѓу сврзаните атоми.
- Видови на ковалентна врска:
 - Симетрична ковалентна врска (електронските парови се споделени меѓу два идентични атоми).
 - Поларна ковалентна врска (електронските парови се споделени меѓу два различни атоми според електронегативност)



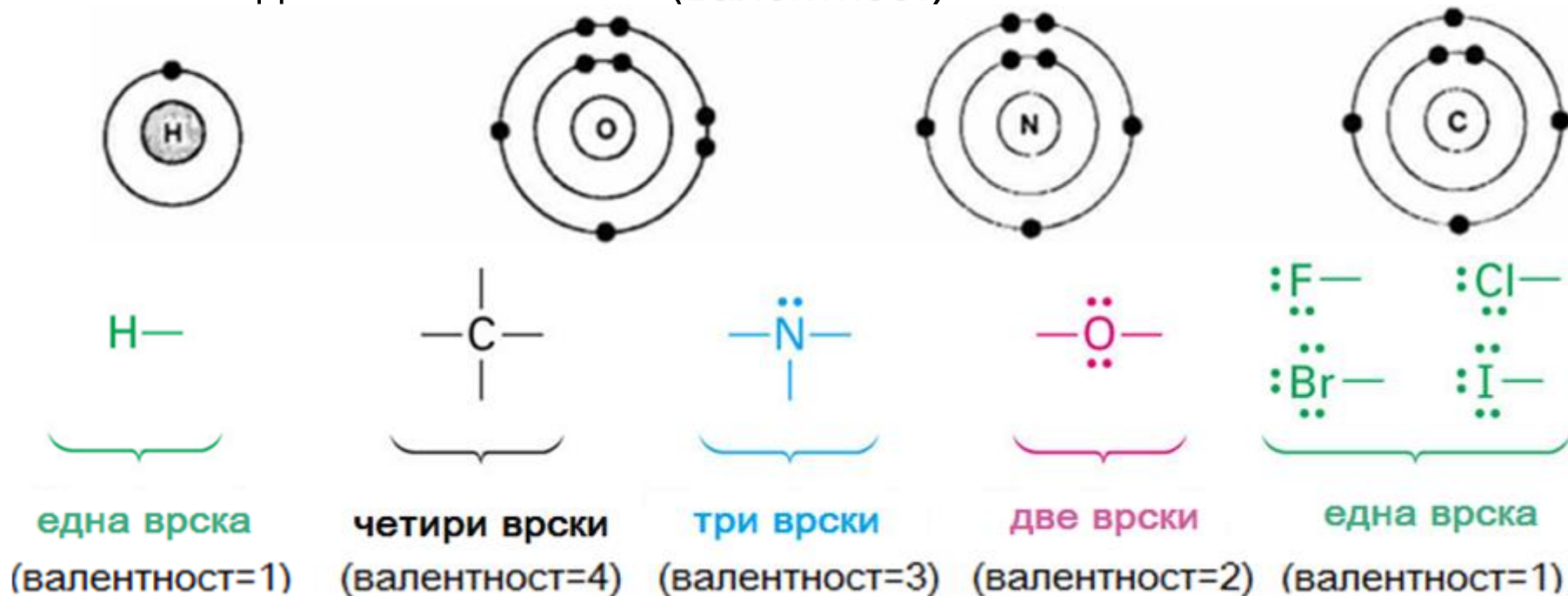
1.6

Стратегија за пишување Lewis-ови структури

1.6 Стратегија за пишување Lewis-ови структури

Lewis-ови структури

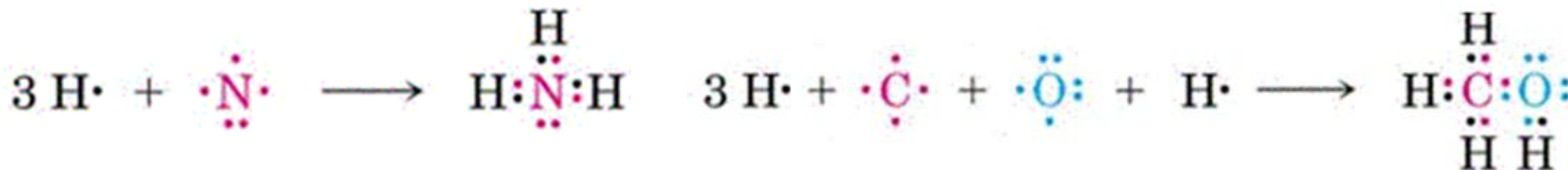
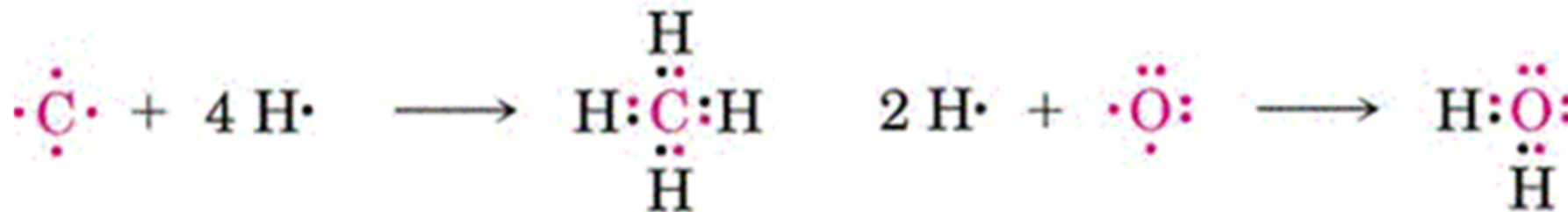
- Валентните електрони на атомот се претставуваат со точки.
- Атомите со еден, два или три валентни електрони образуваат една, две или три врски.
- Бројот на врски што ги образуваат атомите со четири или повеќе валентни електрони е еднаков на бројот на електрони потребни за комплетирање на надворешното енергетско ниво до стабилен октет. (валентност)



1.6 Стратегија за пишување Lewis-ови структури

Валентност

- Јаглеродот има четири валентни електрони ($2s^2 2p^2$), образува четири врски (CH_4).
- Кислородот има шест валентни електрони ($2s^2 2p^4$), но образува две врски (H_2O).
- Азотот има пет валентни електрони ($2s^2 2p^3$), но образува само три врски (NH_3). Му недостасуваат три валентни електрони до стабилен октет.



1.6 Стратегија за пишување Lewis-ови структури

Претставување на структурни формули

- Lewis-ови структури (структури со точки): претставени се сите валентни електрони.
- Kekule-ови (линиски) структури: два сврзувачки (заеднички) електрони кои ја сочинуваат ковалентната врска меѓу два атоми се претставени со цртичка.
- Валентните електрони кои не учествуваат во формирањето на врски се нарекуваат несврзувачки електрони или слободни електронски парови.



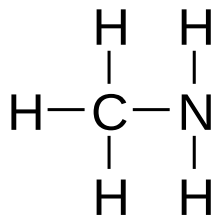
1.6 Стратегија за пишување Lewis-ови структури

Правила за пишување на структурни формули

- Пример: CH_5N
- Чекор 1: Се одредува вкупниот број на валентни електрони во молекулата.

$$\sum e^-(\text{валентни}) = 4 + (1 \cdot 5) + 5 = 14$$

- Чекор 2: Се пишува основната структура: еден или повеќе централни атоми и терминални (крајни) атоми поврзани со единечна врска.
 - Централни атоми се оние со помала електронегативност.
 - Терминални атоми се водородните и атомите со поголема електронегативност (халогените).



- Чекор 3: Се одредува бројот на сврзувачки валентни електрони во нацртаната структура, така што за секоја единечна врска се сметаат по 2 електрони.

$$\sum e^-(\text{сврзувачки}) = 6 \cdot 2 = 12$$

1.6 Стратегија за пишување Lewis-ови структури

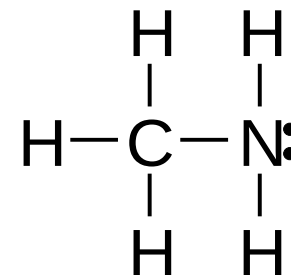
Правила за пишување на структурни формули

- Чекор 4: Се одредува бројот на несврзувачките електрони:

$$\sum e^-(\text{валентни}) - \sum e^-(\text{сврзувачки}) = 14 - 12 = 2$$

- Чекор 5: се одредува локацијата на несврзувачките електрони, така што се проверува бројот на електрони неопходни да се комплетира октет околу секој атом (Н-дублет).
- Несврзувачките електрони се пишуваат со точки како слободни електронски парови.

Атом	Присутни електрони	Потребни електрони
H	2 за секој H ($5 \cdot 2 = 10$)	$2 - 2 = 0$
C	$4 \cdot 2 = 8$	$8 - 8 = 0$
N	$3 \cdot 2 = 6$	$8 - 6 = 2$
	$(10 + 8 + 6) / 2 = 12$	

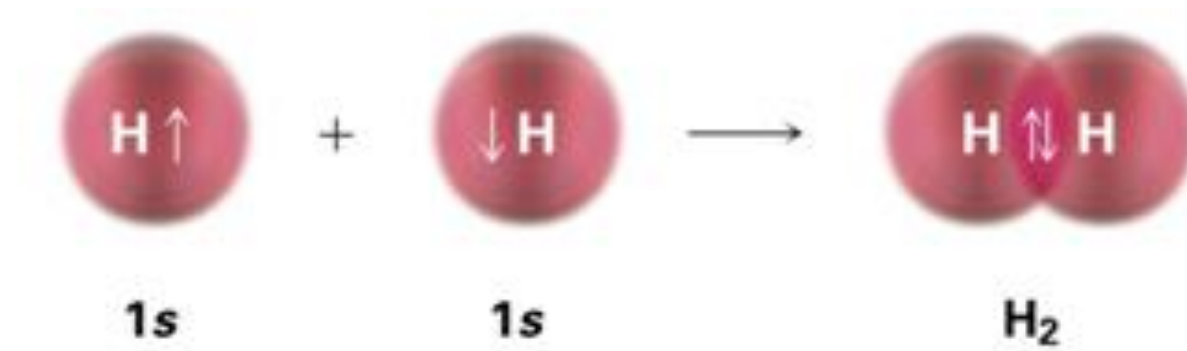


1.7

Теорија на валентни врски

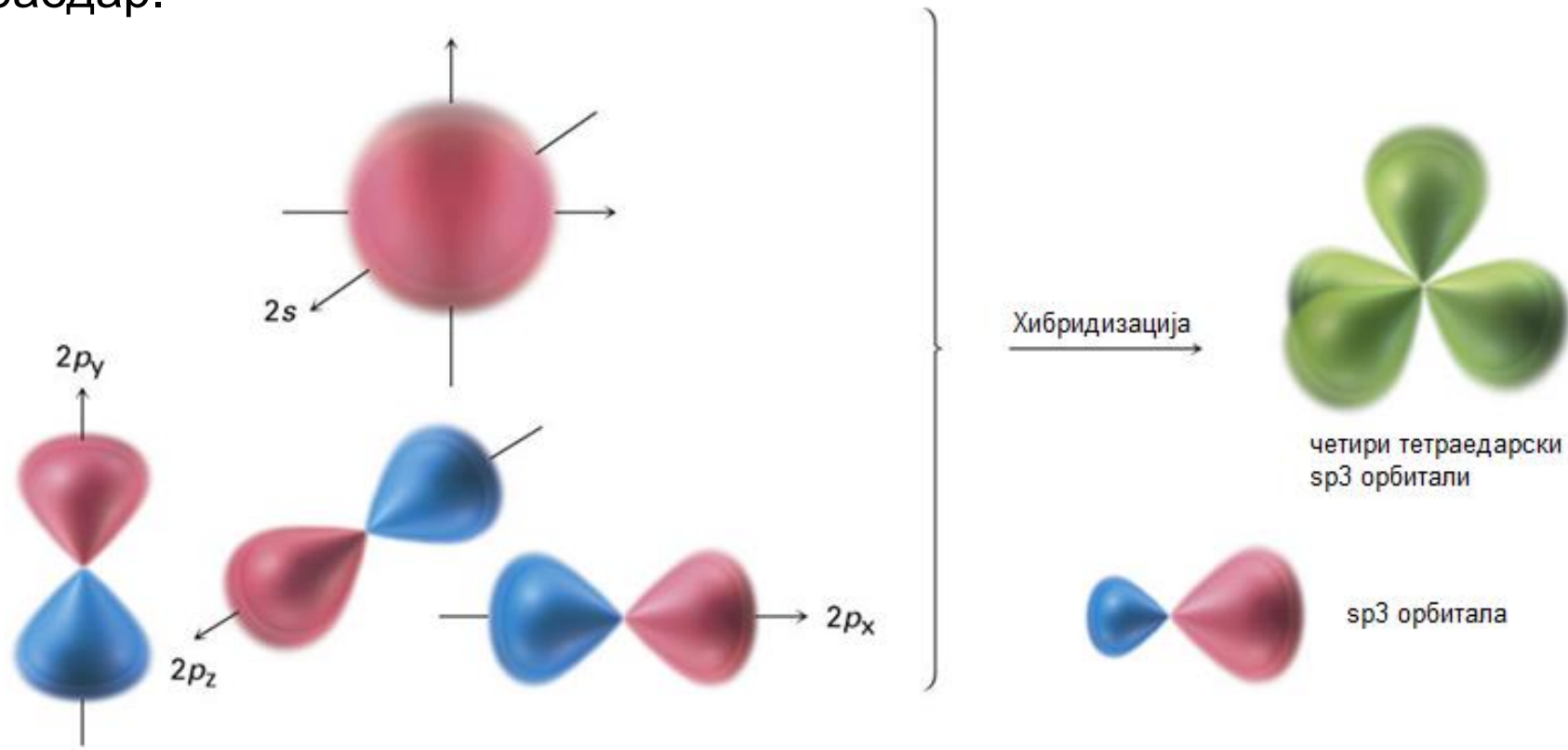
Образување на ковалентна врска

- Ковалентна врска се формира при преклопување на две едноелектронски орбитали со спротивен спин.
- Разликуваме два вида ковалентни врски:
 - Сигма (σ) врска: Челно преклопување на две атомски орбитали долж линијата која ги поврзува двете јадра.
 - Пи (π) врска: Странично преклопување на две p -орбитали.



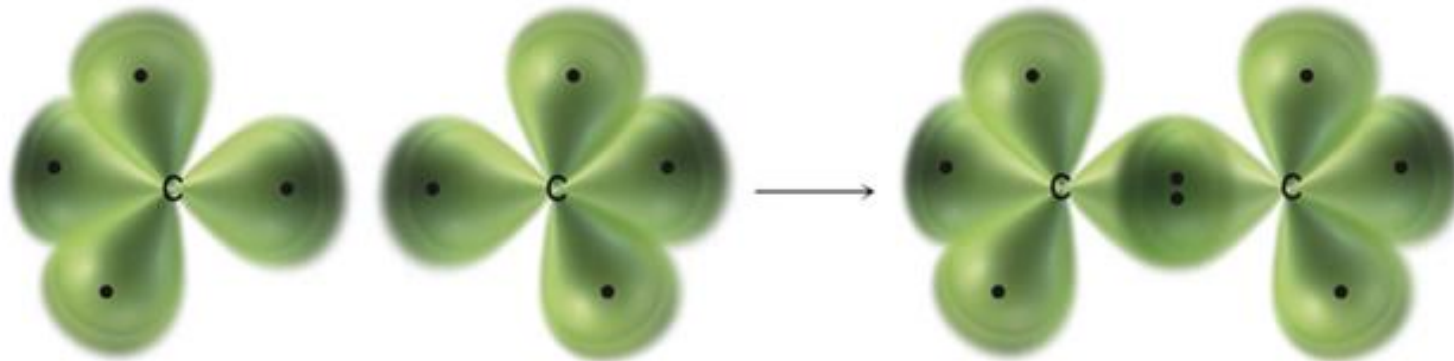
Хибридизација: sp^3 хибридни орбитали

- **sp^3 хибридни орбитали:** една s и три p орбитали се комбинираат (мешаат) во четири еквивалентни, несиметрични орбитали (sp^3), насочени кон темињата на тетраедар.



Хибридизација: sp^3 хибридни орбитали

- Ковалентна врска: препокривање на sp^3 хибридни орбитали со атомски орбитали со слична симетрија (sp^3 орбитали или s орбитали).
- Агол меѓу врските: тетраедарски $109,5^\circ$.
- Метан: sp^3 орбиталите на C се препокриваат со 1s орбиталите на 4 H атоми и формираат четири идентични C-H врски.
- Етан: C–C врската е σ врска добиена со меѓусебно препокривање на sp^3 орбиталите. sp^3 орбиталите од секој C атом се препокриваат со 1s орбиталите на 6 H атоми.

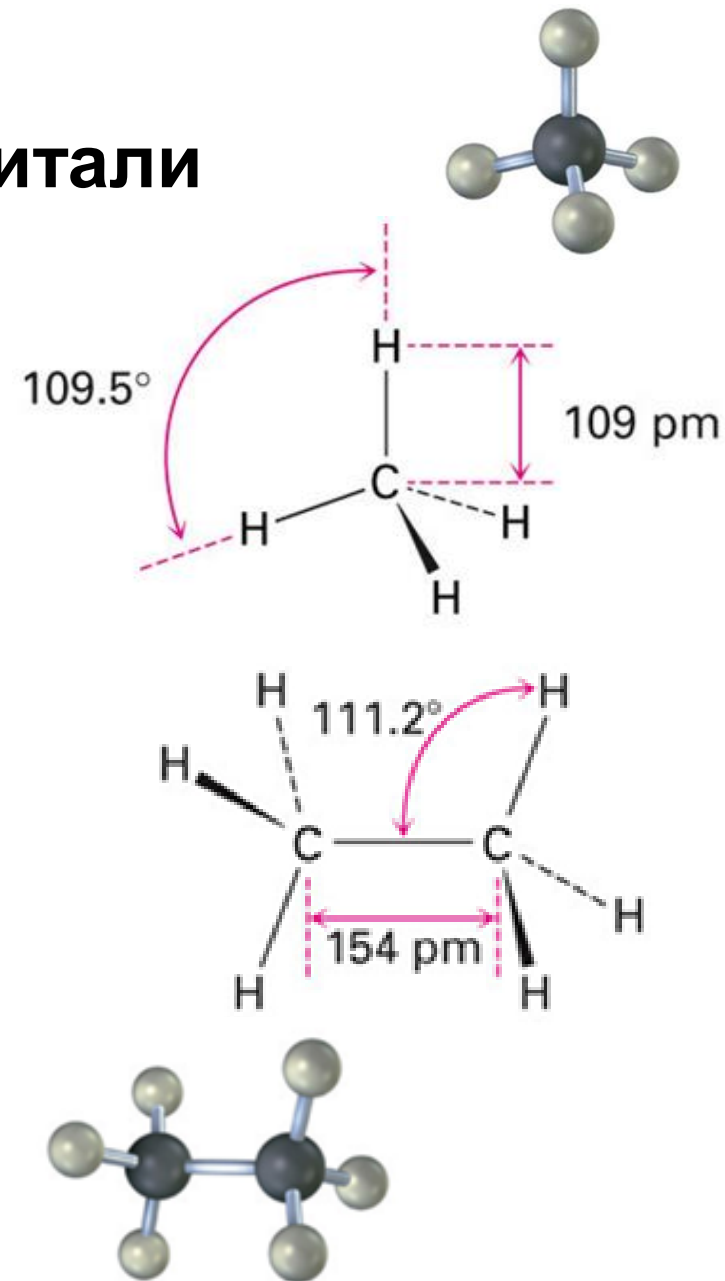


sp^3 јаглерод

sp^3 јаглерод

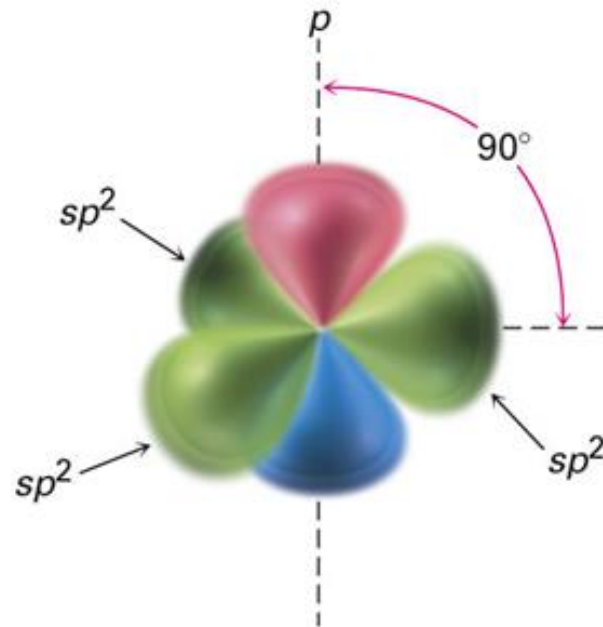
sp^3-sp^3 σ врска

доц. д-р Наташа Ристовска, Предавања по Органска хемија
за студентите од биохемиско-физиолошка насока

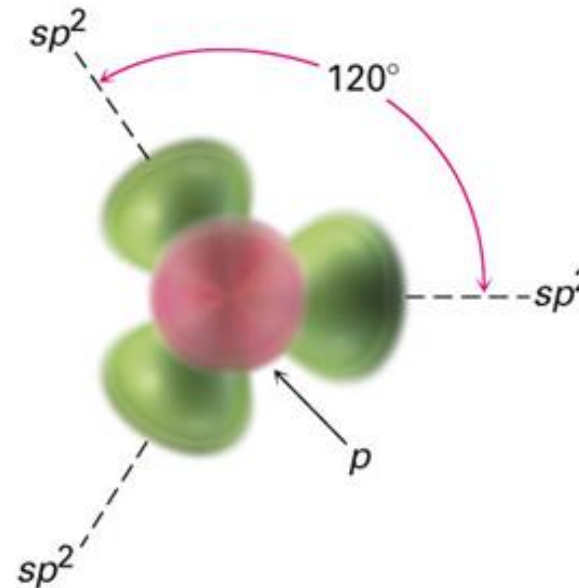


Хибридизација: sp^2 хибридни орбитали

- **sp^2 хибридни орбитали:** една s и две p орбитали се комбинираат (мешаат) и даваат три орбитали ($s + p + p = sp^2$)
- sp^2 орбиталите лежат во рамнина, под агол од 120° .
- Преостанатата p орбитала е нормално поставена на рамнината.



поглед од страна



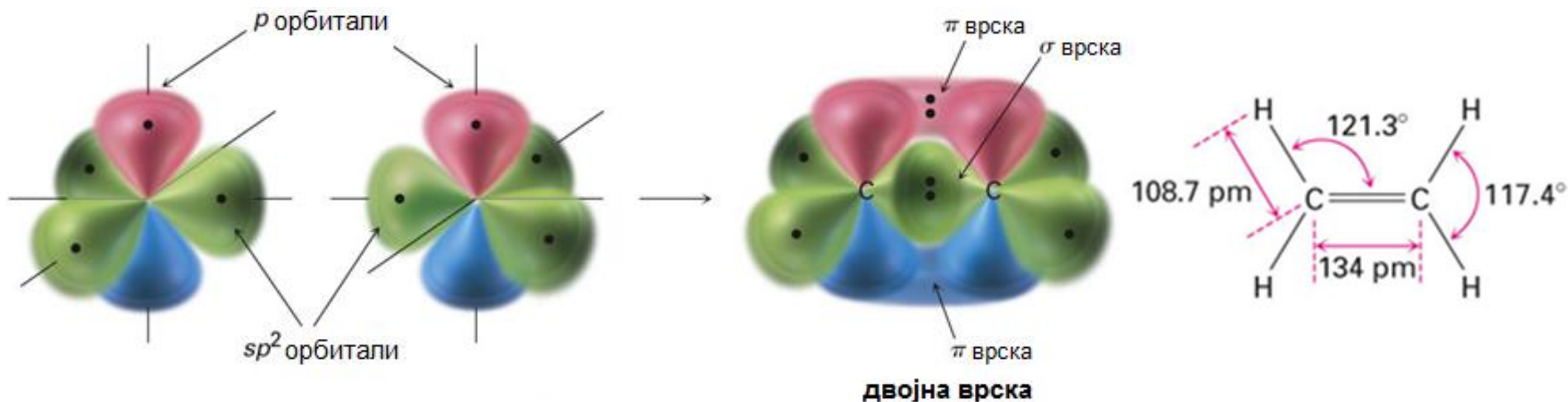
поглед од горе

Хибридизација: sp^2 хибридни орбитали



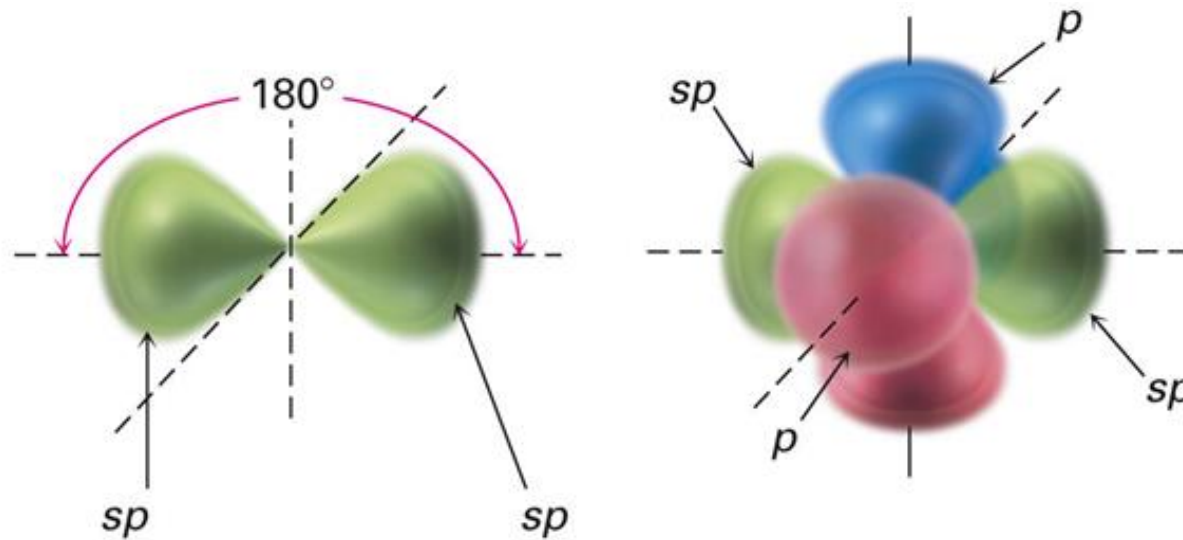
Етен (етилен)

- Со фронтално препокривање на sp^2 орбитали од двата C атоми се образува **σ врска**.
- Потоа, двете p орбитали странично се препокриваат и формираат **π врска**.
- sp^2-sp^2 σ врската и p_y-p_y π врската ја даваат двојната **C=C** врска.

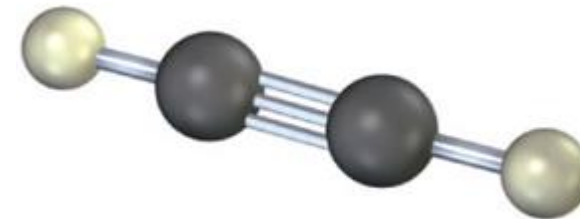


Хибридизација: sp хибридни орбитали

- **sp хибридни орбитали:** една s и една p орбитала се комбинираат (мешаат) и даваат две орбитали (sp)
- sp орбиталите се линеарни (лежат одделени на x -оската), зафаќаат агол од 180° .
- Преостанатите две p орбитали се нормално поставени една на друга (лежат на y - и z -оската) и во однос на рамнината.

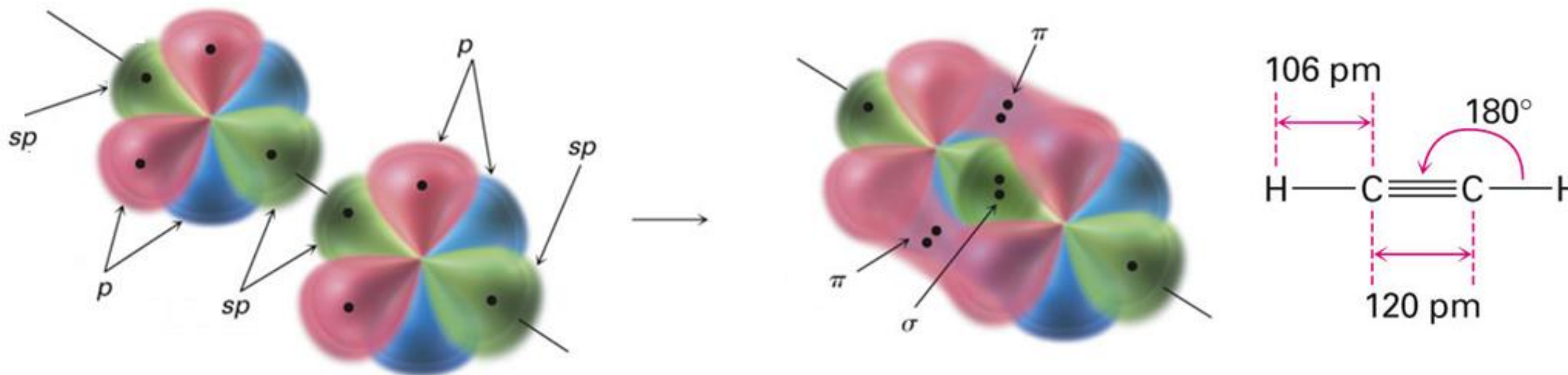


Хибридизација: sp хибридни орбитали



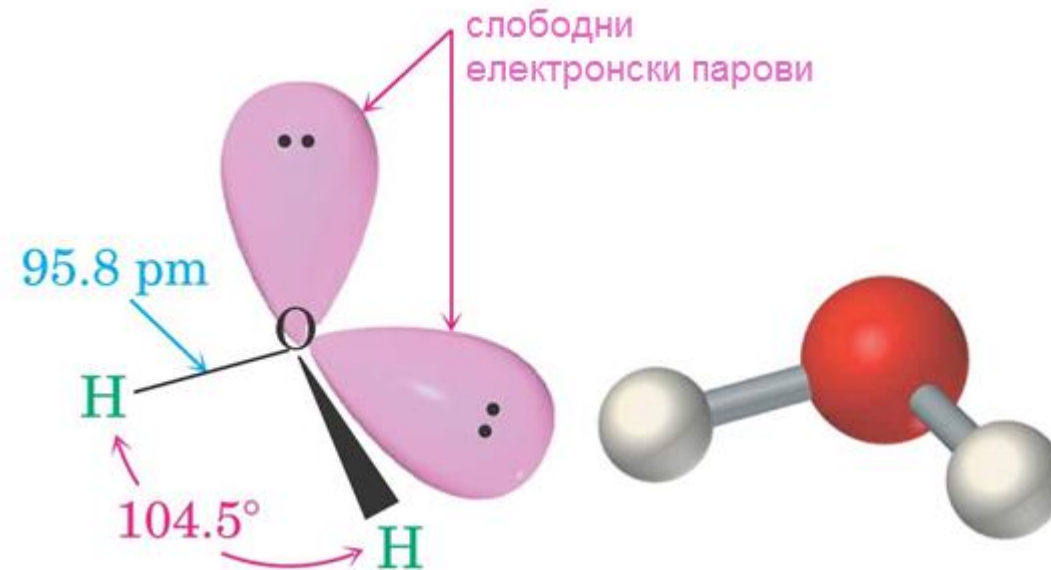
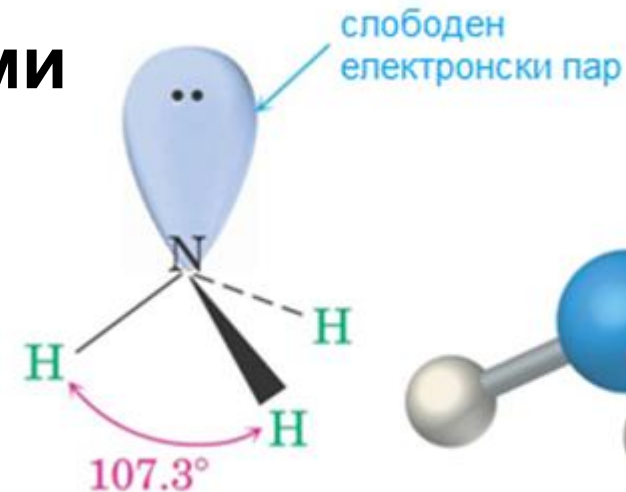
Етин (ацетилен)

- Двете sp орбитали од секој C атом фронтално се препокриваат и формираат $sp-sp$ σ врска.
- Со странично препокривање на p_z орбиталите од секој C атом се формира p_z-p_z π врска. Идентично се препокриваат и p_y орбиталите и формираат уште една π врска.
- Тројната $C\equiv C$ врска со шест сврзувачки електрони е резултат на една σ и две π врски.
- Двете sp орбитали формираат σ врски со $1s$ орбиталите на H атомите.



Хибридизација кај други атоми

- Молекулата на амонијак има пирамидален облик, но атомот на азот е sp^3 хибридизиран.
 - Три едноелектронски sp^3 орбитали се препокриваат со 1s орбиталите на H атомите и формираат три σ врски.
 - Во преостанатата sp^3 орбитала се сместени два несврзувачки електрони (еден пар).
- Молекулата на вода лежи во рамнина, но кислородниот атом е sp^3 хибридизиран.
 - Две едноелектронски sp^3 орбитали се препокриваат со 1s орбиталите на H атомите и формираат две σ врски.
 - Во преостанатите две sp^3 орбитали се сместени два слободни електронски парови.



1.8

Теорија на молекулски орбитали

Молекулски орбитали

- Формирањето на ковалентна врска е резултат на математичко комбинирање на атомски орбитали и формирање на молекулски орбитали.
- Молекулска орбитала (МО): го опишува регионот од просторот во молекулата (енергија и облик) каде што електронот треба да се најде.
 - Сврзувачка МО со пониска енергија, собирање
 - Антисврзувачка МО со повисока енергија, одземање

