

1

Структура и сврзување

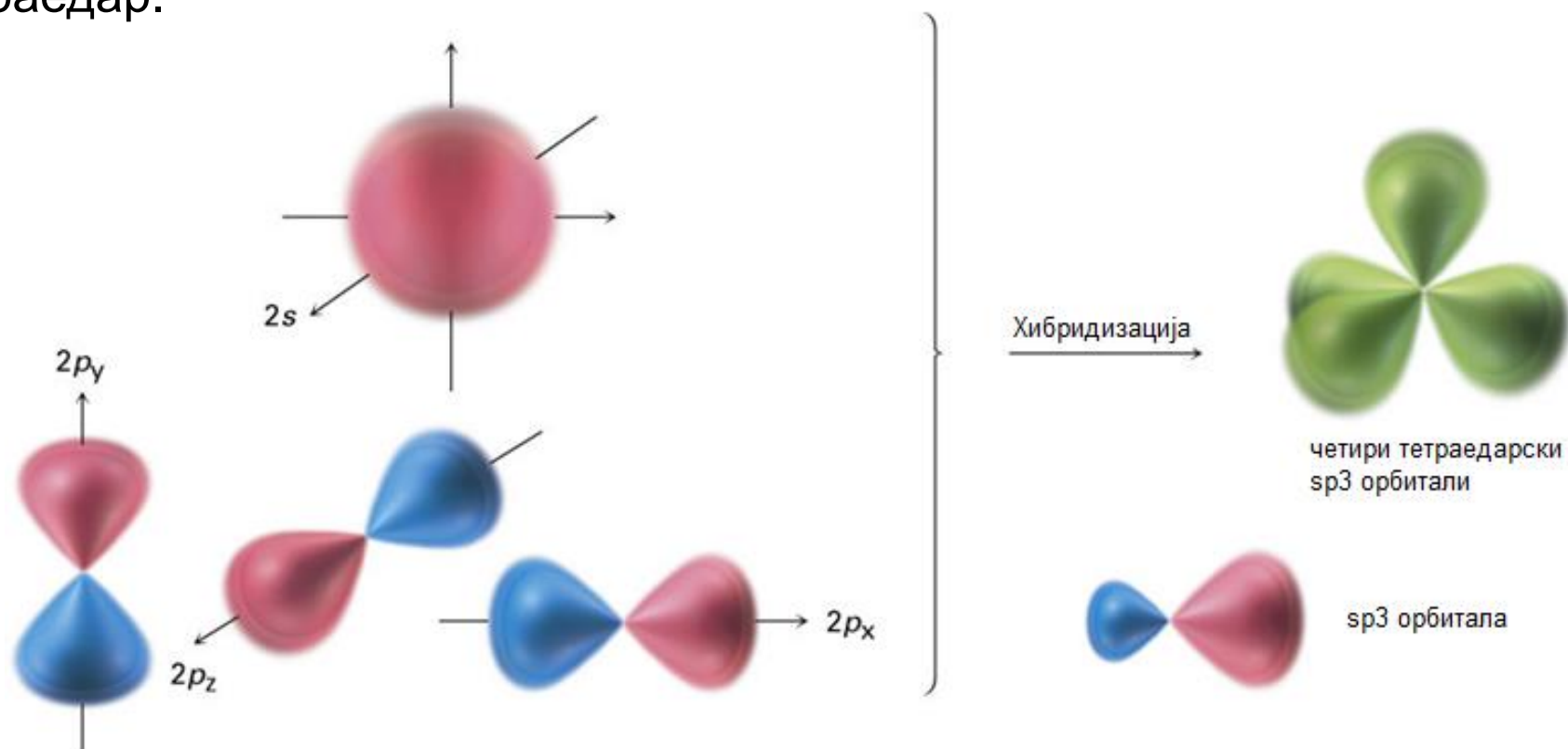
- 1.1 Хибридизација на С атомите. Геометрија на молекулата
- 1.2 Ковалентна врска
 - 1.2.1 Сигма (σ) и пи (π) врски
 - 1.2.2 Делокализација, ароматичност
- 1.3 Поларна ковалентна врска
 - 1.3.1 Диполен момент
 - 1.3.2 Формален полнеж
- 1.4 Органски киселини и бази
 - 1.4.1 Киселини и бази според Бренштед-Лори
 - 1.4.2 Киселини и бази според Луис
 - 1.4.3 Електрофили и нуклеофили

1.1

**Хибридизација на С атомите.
Геометрија на молекулата**

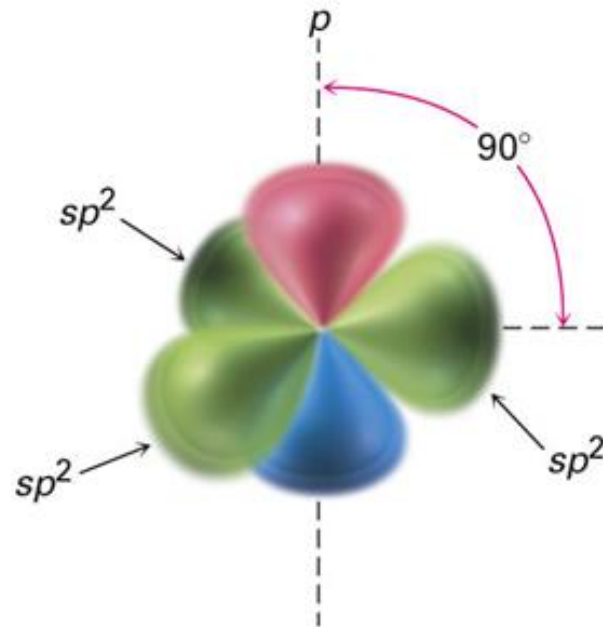
sp^3 хибридни орбитали

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

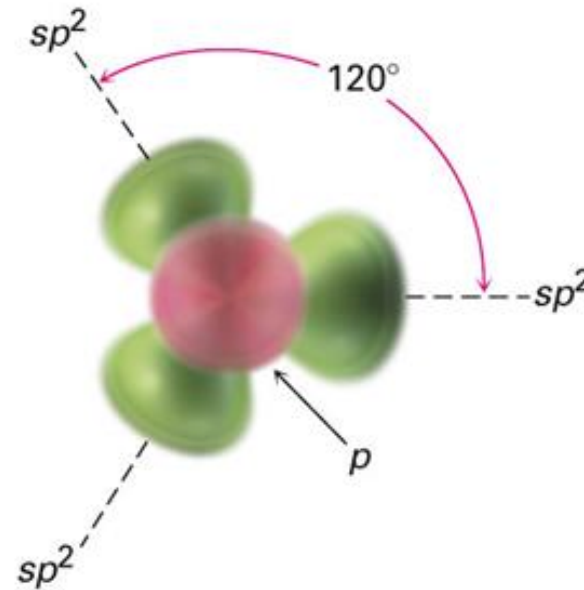


sp^2 хибридни орбитали

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



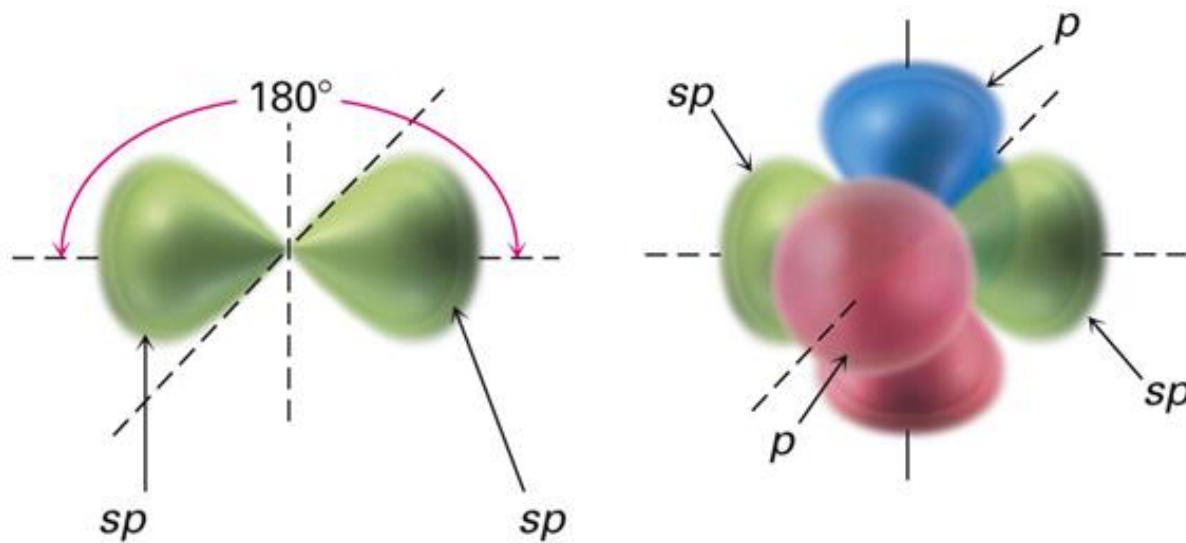
поглед од страна



поглед од горе

sp хибридни орбитали

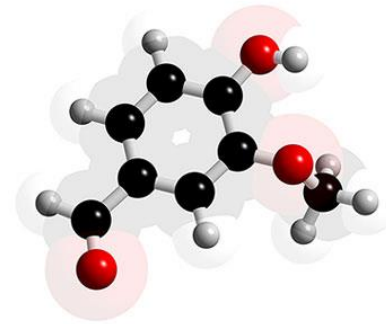
- **sp хибридни орбитали:** една s и една p орбитала се комбинираат (мешаат) и даваат две орбитали (sp)
- sp орбиталите се линеарни (лежат одделени на x -оската), зафаќаат агол од 180° .
- Преостанатите две p орбитали се нормално поставени една на друга (лежат на y - и z -оската) и во однос на рамнината.



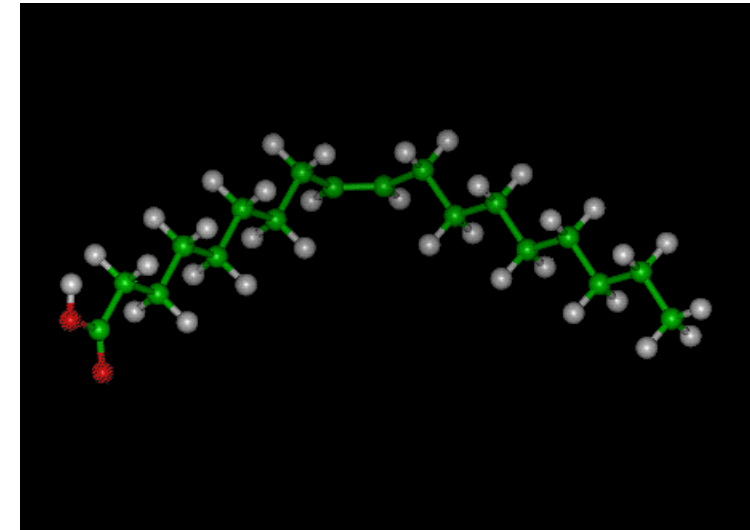
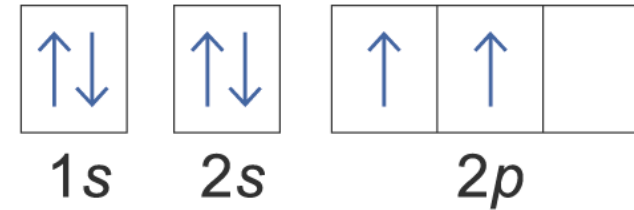
1.2

Ковалентна врска

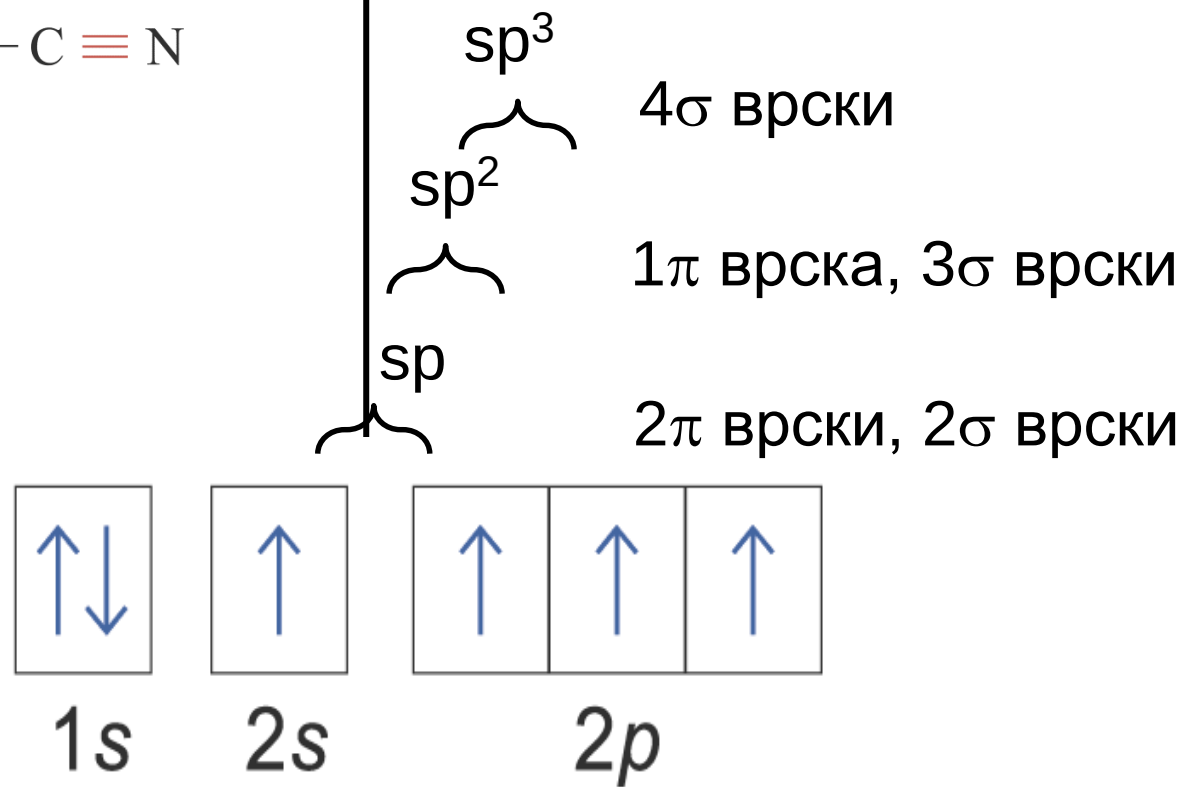
Единствената природа на С атомот



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 $1s^2 2s^1 2p^3$
3. Способност за меѓусебно поврзување на С атомите со стабилни врски, при што се формираат:
 - отворени низи,
 - затворени низи (прстени) и
 - разгранети низи со различна должина.
4. Способност за образување на повеќекратни врски



Единечна	Двојна врска	Тројна врска
$\begin{array}{c} \\ -C - C- \\ \quad \\ \\ -C - O- \\ \\ -C - H \\ \\ -C - X^* \\ \\ -C - N \diagup \diagdown \\ \\ -C - P \diagup \diagdown \\ \end{array}$	$\begin{array}{c} \diagdown C = C \diagup \\ \diagup \\ \diagdown C = O \\ \diagup \\ \diagdown C = S \\ \diagup \\ \diagdown C = N - \\ \diagup \end{array}$ * X = халоген	$\begin{array}{c} -C \equiv C - \\ -C \equiv N \end{array}$



1.2.1. Образување на ковалентна врска

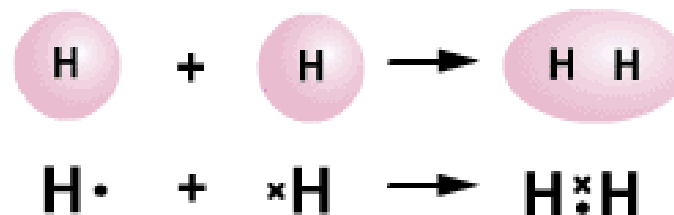
- Ковалентна врска се формира при преклопување на две едноелектронски орбитали со спротивен спин.
- Разликуваме два вида ковалентни врски:
 - Сигма (σ) врска:
 - Пи (π) врска:

Сигма (σ) врска

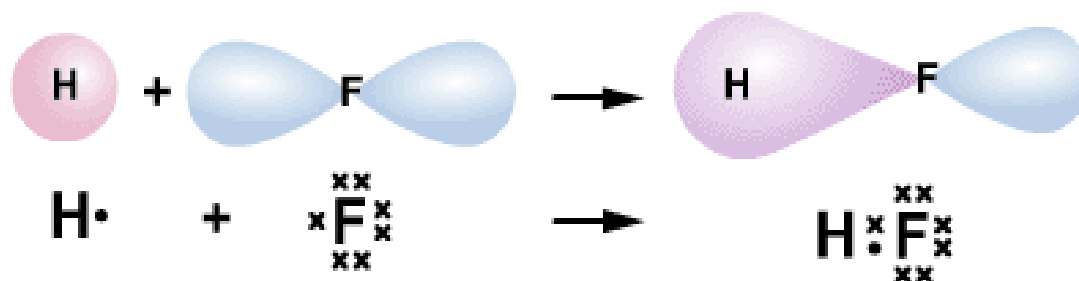
- Сигма (σ) врска се формира при челно преклопување на две атомски орбитали долж оската која ги поврзува двете јадра:

- Преклопување на две s орбитали
- Преклопување на s и p_x орбитала
- Преклопување на две p_x орбитали
- Преклопување на две хибридни орбитали со слична симетрија

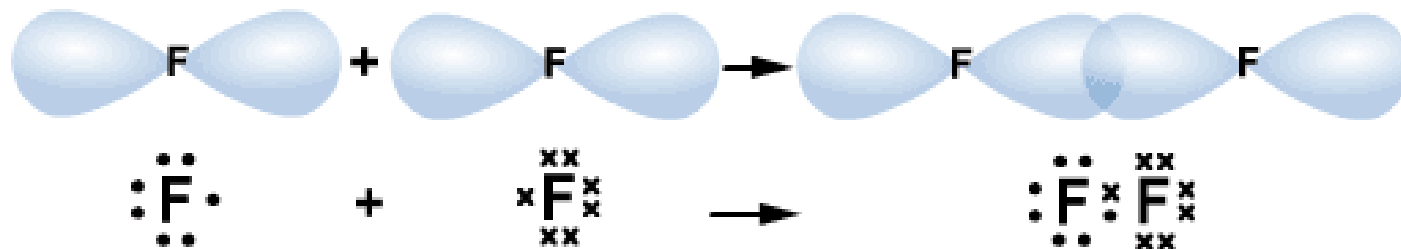
A. s orbital + s orbital



B. s orbital + p orbital

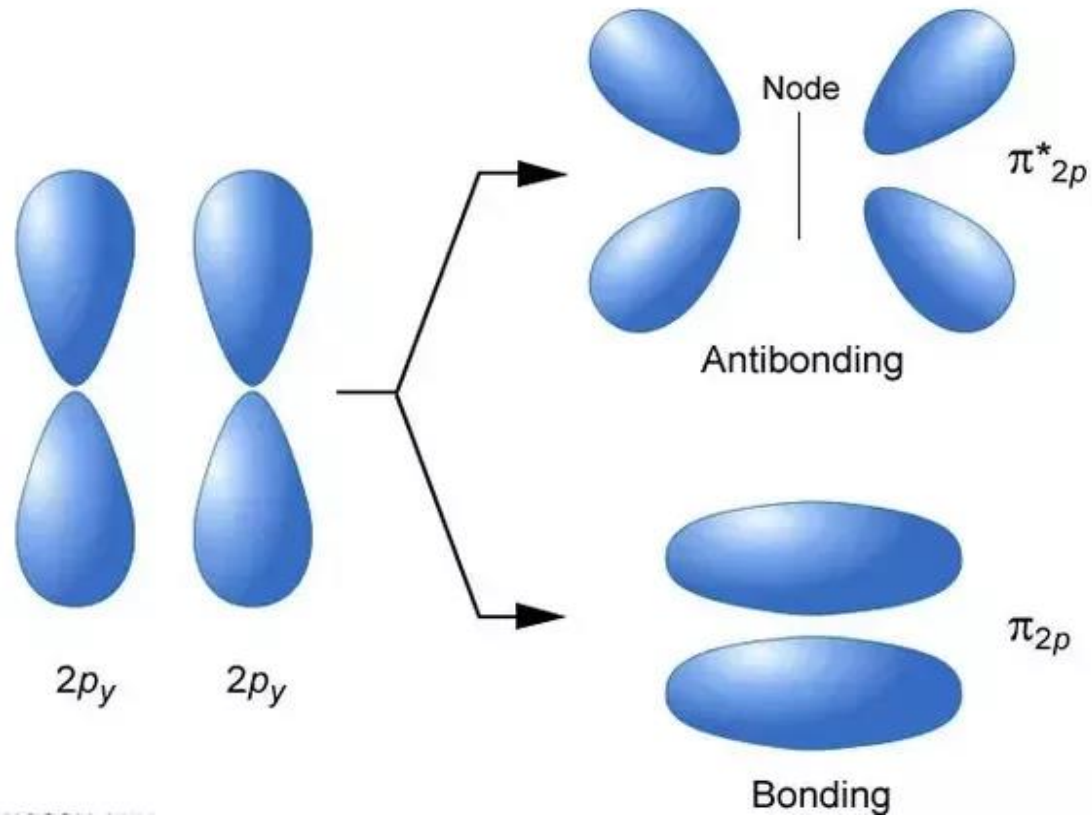


C. p orbital + p orbital ('head-on' overlap)



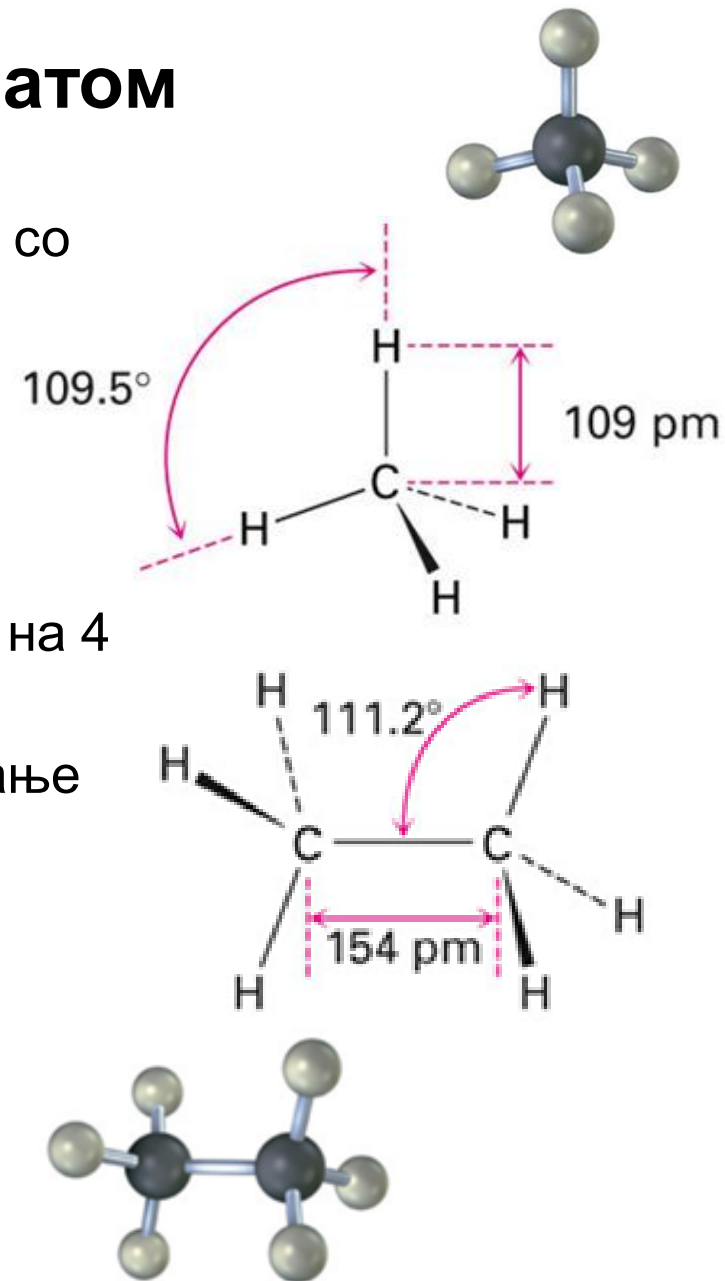
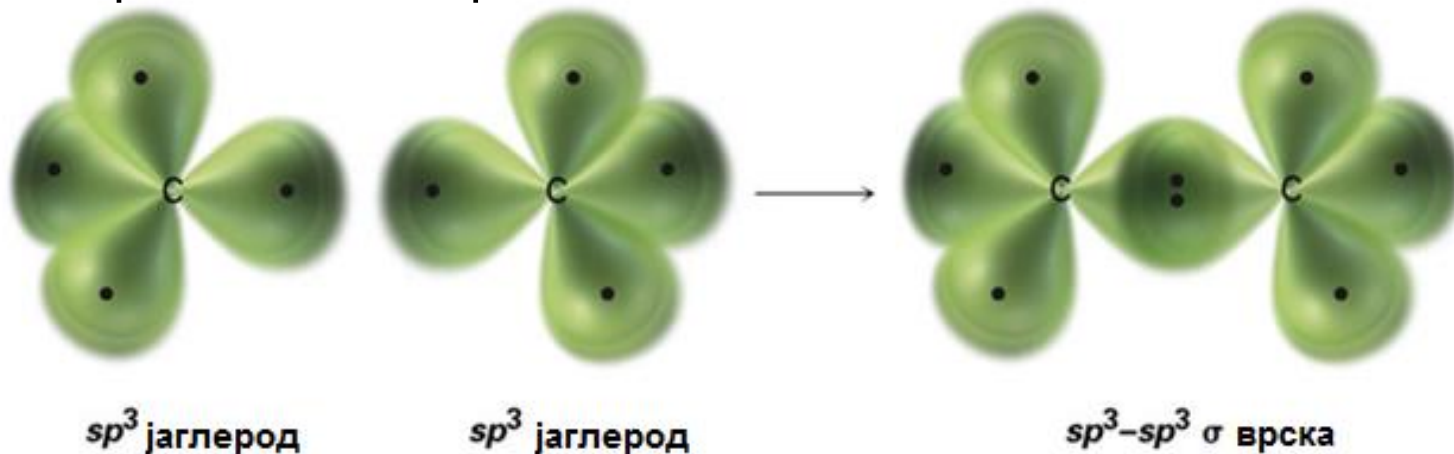
Пи (π) връска

- Пи (π) връска: Странично преклопување на две p -орбитали.
- Странично се преклопуваат две p_y орбитали, односно две p_z орбитали.
- Запомни: Оваа връска се формира по создавањето на сигма врската.

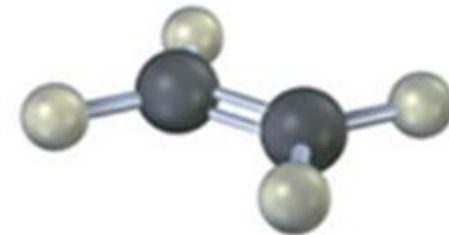


Ковалентна врска: sp^3 хибридиран С атом

- Препокривање на sp^3 хибридни орбитали со атомски орбитали со слична симетрија
 - Препокривање на две sp^3 орбитали или
 - Препокривање на sp^3 орбитали со s орбитала.
- 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 врска 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.

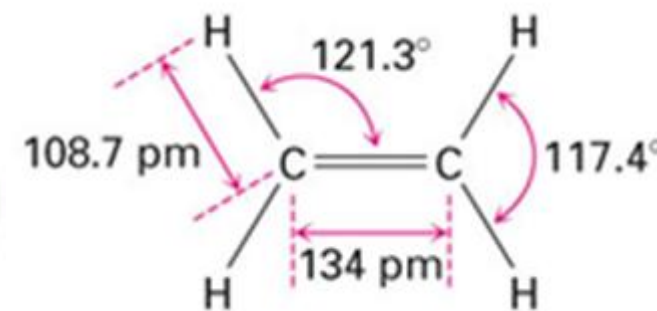
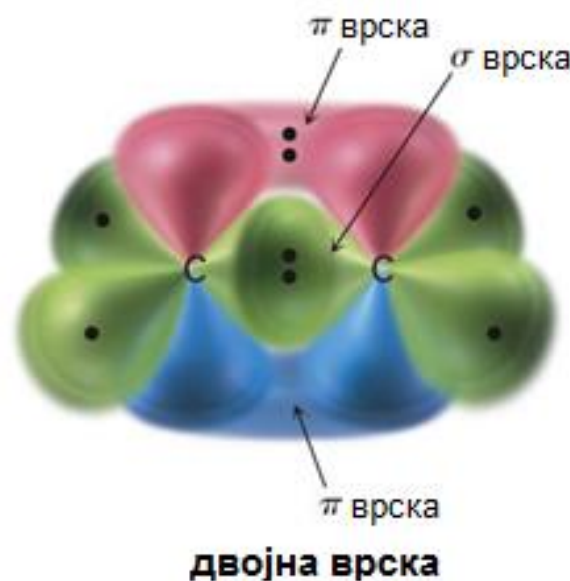
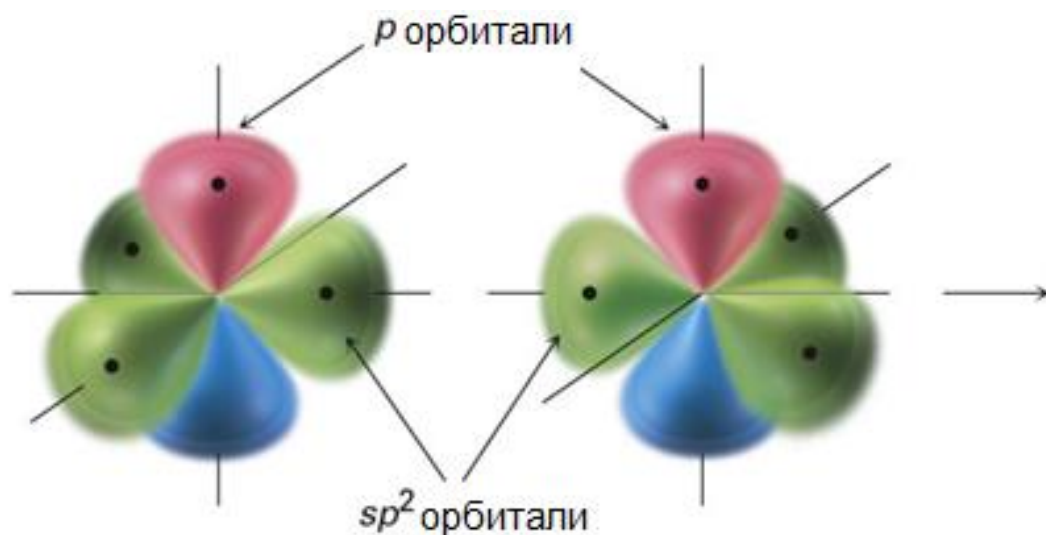


Ковалентна врска: sp^2 хибридизиран С атом



Етен (етилен)

- Со фронтално препокривање на sp^2 орбитали од двата С 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.

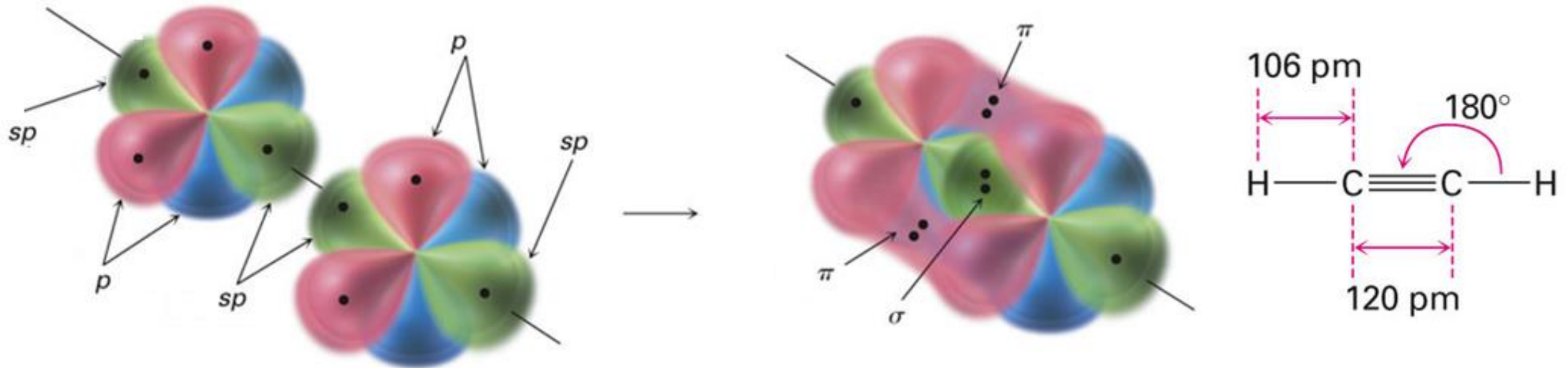


Ковалентна врска: sp хибридизиран C атом



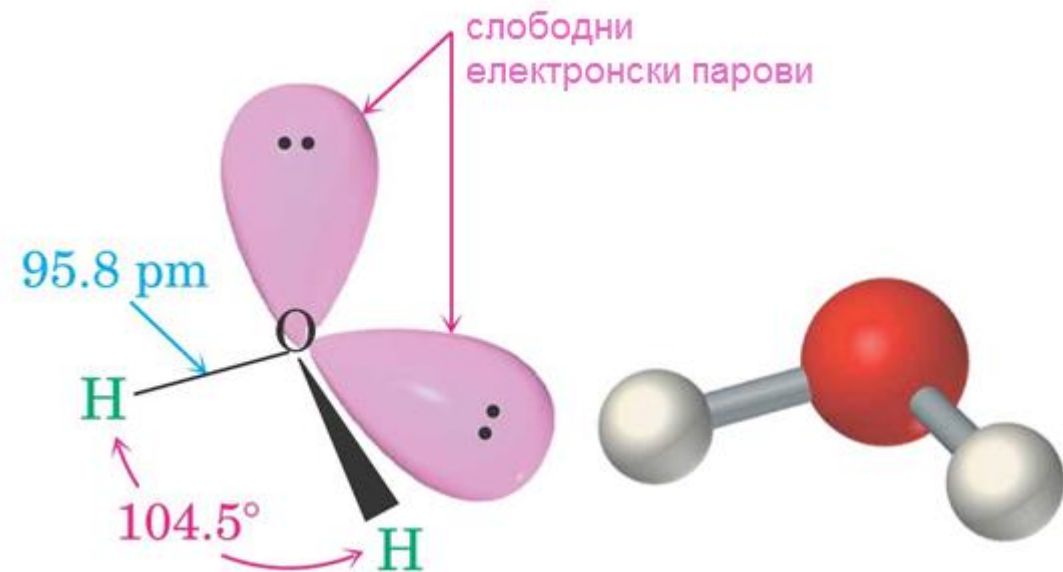
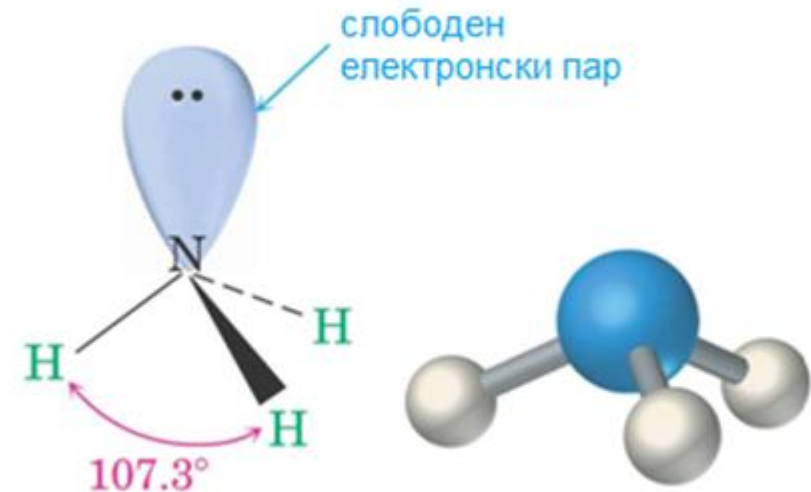
Етин (ацетилен)

- 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 на некои хетероатоми и геометрија на молекулата

- 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.

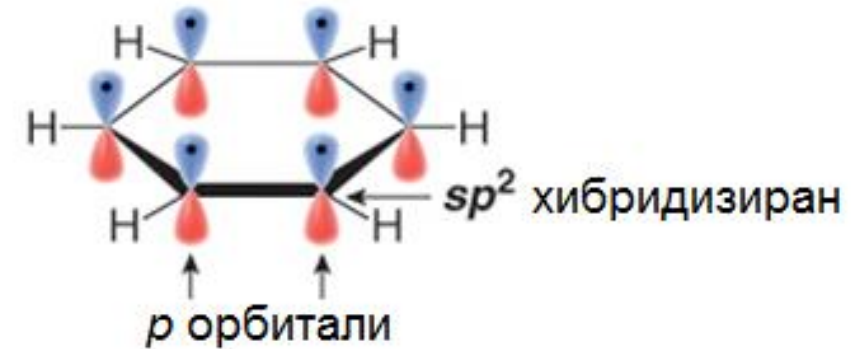
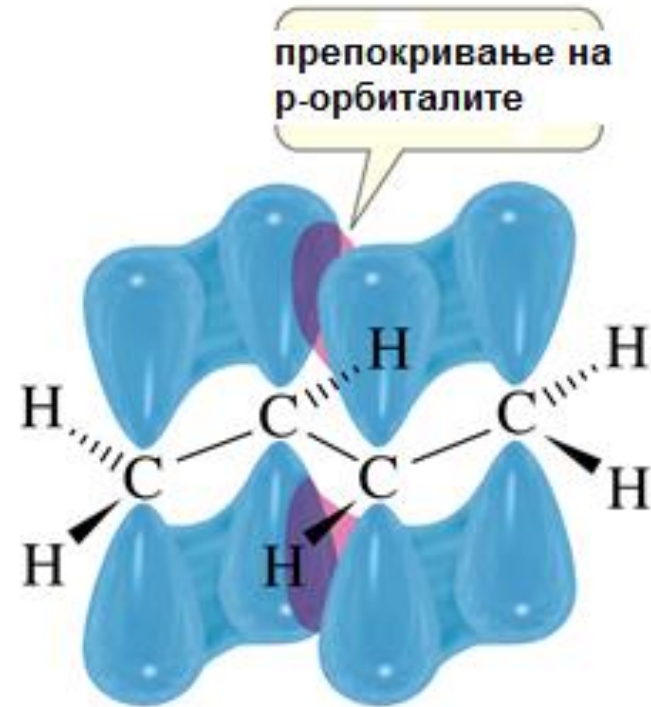


1.2.2. Делокализација на електрони

- Кај соединенијата со конјугирани двојни врски како последица на меѓусебните интеракции на **p** атомските орбитали, доаѓа до делокализација на електроните.

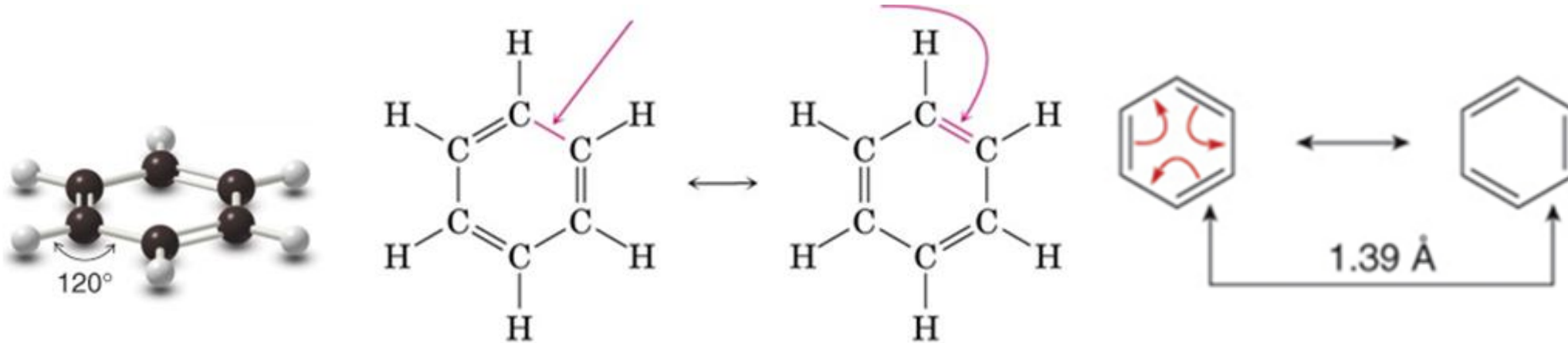


бута-1,3-диен



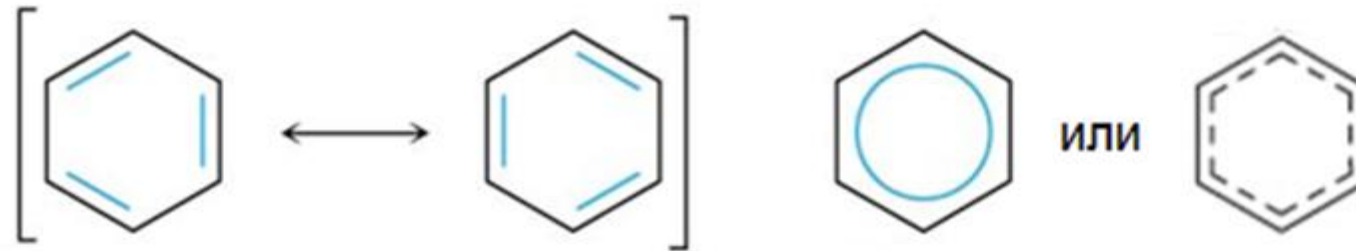
Резонантна теорија за бензенот

- Поради делокализацијата на π електрони, бензенот е резонантен хибрид на две еквивалентни структури.



- Бензенот не постои во ниту една од овие структури, туку е нешто помеѓу.
- Резонантниот хибрид ги опишува:
 - еквивалентноста на јаглерод-јаглерод врските,
 - планарната, хексагонална структура,
 - аголот $\text{C}-\text{C}-\text{C}$ кој изнесува 120° ,
 - Секој C атом е идентичен, sp^2 хибридизиран, а p орбиталата е нормална на рамнината на прстенот.

- Двете резонантни форми на бензен се претставуваат со една структура: шестчлен прстен и круг во неговиот центар.



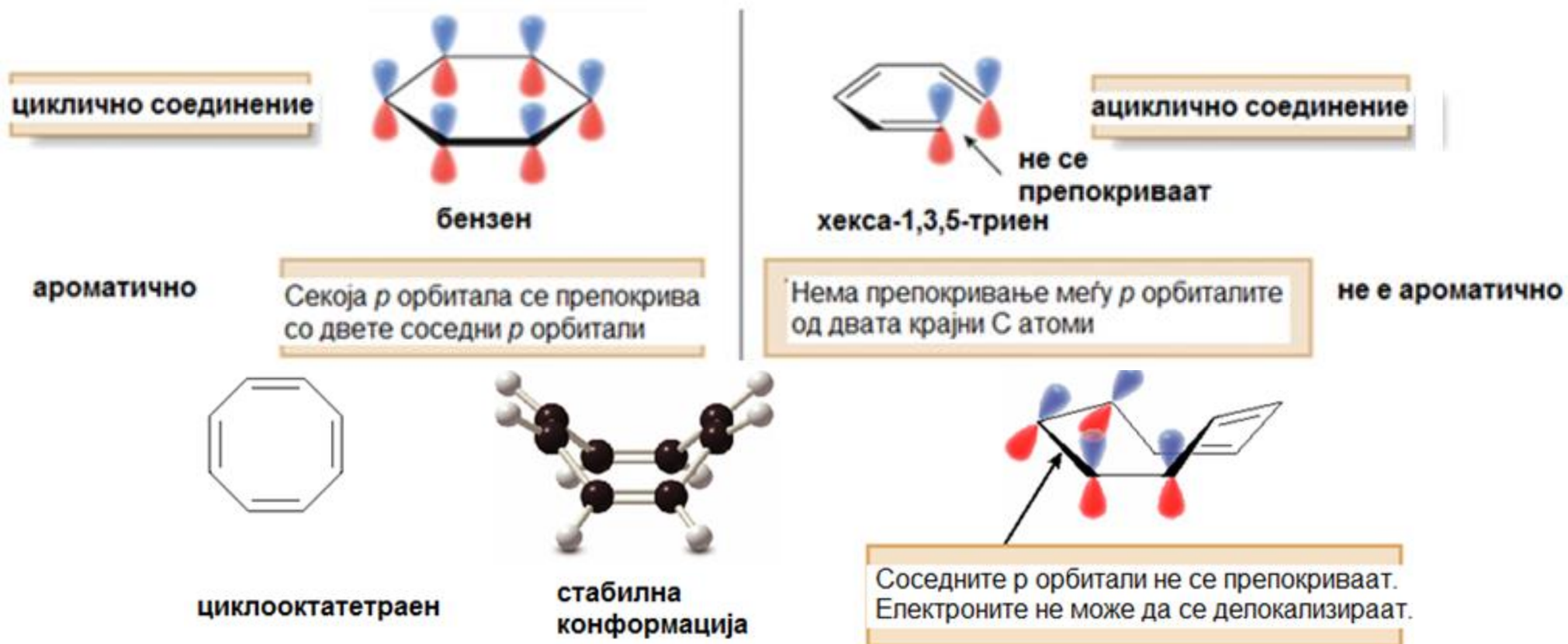
- Кругот ја претставува **делокализацијата на π електроните**.
- При пишување на реакции, бензенот вообичаено се претставува со една од резонантните структури.

**Бензенот не се црта само како шестоаголник.
Тоа е молекула на циклохексан – која нема делокализирани електрони.**

Водородните атоми не ги пишувајте директно во бензеновиот прстен.

Ароматичност

1. Молекулата мора да биде циклична, секоја p орбитала мора да се препокрива со p орбитала од соседниот атом.
2. Молекулата мора да биде планарна, само тогаш доаѓа до странично препокривање на p орбиталите и делокализација на π електронската густина.



3. Молекулата мора да биде комплетно конјугирана, секој С атом мора да има p орбитала.
 4. Молекулата мора да го задоволи **Hückel – овото правило** (Хикелово, не Хекелово) за ароматичност, според кое содржи $4n + 2 \pi$ електрони ($n = 0, 1, 2, 3, 4, \dots$).
- Цикличните, планарни и комплетно конјугирани соединенија кои содржат $4n \pi$ електрони ($2 \times 2 e^-$), се нестабилни и антиароматични, како циклобутадиенот.

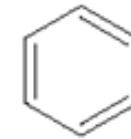


Хикелово правило за ароматичност

- Според ароматичниот карактер, соединенијата може да бидат:
 - Ароматично - циклично, планарно, конјугирано со $4n + 2$ π електрони.
 - Антиароматично - циклично, планарно, конјугирано со $4n$ π електрони.
 - Неароматично - соединение кај кое отсуствува некој критериум за ароматичност.
- Запомни: Хикеловото правило се однесува за бројот на π електрони, а не на бројот на атоми во дадениот прстен.

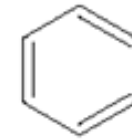
n	$4n + 2$
0	2
1	6
2	10
3	14
4	18

Број на π електрони кои го задоволуваат Хикеловото правило



бензен

и



хекса-1,3,5-триен

постабилен
ароматично



и

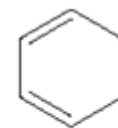


циклобутадиен

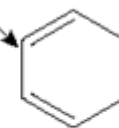
бута-1,3-диен

помалку стабилно
антиароматично

неароматични



и



циклохекса-1,3-диен

cis,cis-хекса-2,4-диен

слична стабилност

Ароматични јони

- Хикеловото правило за ароматичност се применува и на јони:



циклопентадиенил анјон

6 π електрони

$4n + 2 \pi$ електрони

ароматично



циклопентадиенил катјон

4 π електрони

$4n \pi$ електрони

антиароматично



циклопентадиенил радикал

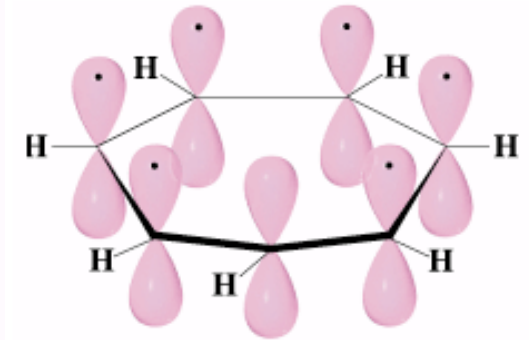
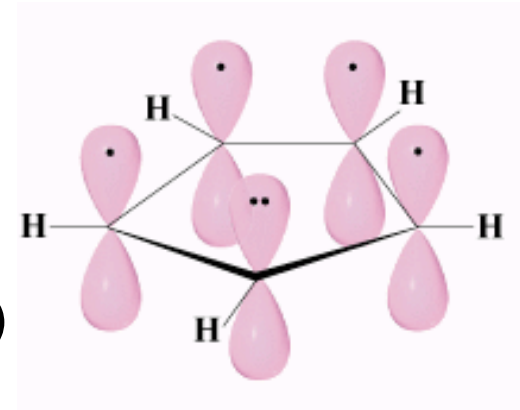
5 π електрони

неароматично

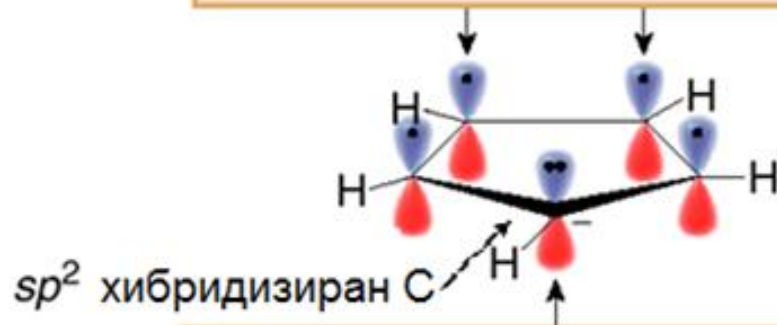
- Забелешка: С атомот кој е носител на полнеж или неспарен електрон кај сите горенаведени примери е sp^2 хибридизиран.
 - Кај анјонот, во p орбиталата е сместен електронски пар – целосно пополнета;
 - Кај катјонот, p орбиталата е празна
 - Кај радикалот, во p орбиталата е сместен еден електрон – делумно пополнета

Ароматични јони

- Циклопентадиенил анјон
- Циклохептатриенил катјон (тропилиум катјон)

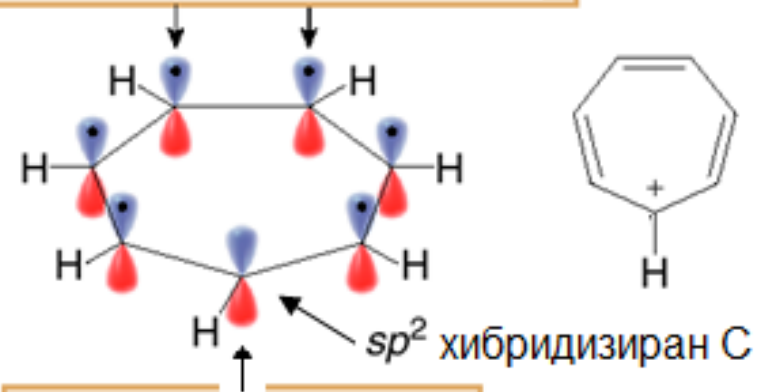


Прстенот е комплетно конјугиран со 6 π електрони.



Слободниот електронски пар е сместен во p орбиталата.

Прстенот е комплетно конјугиран со 6 π електрони



Една p орбитала е празна.

1.3

Поларна ковалентна врска

1.3.1 Диполен момент

H 2.1																	He
Li 1.0	Be 1.6											B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	Ne
Na 0.9	Mg 1.2											Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0	Ar
K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.9	Ni 1.9	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	Kr
Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	Xe
Cs 0.7	Ba 0.9	La 1.0	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.9	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.1	Rn

Електронегативност на елементите

Електронегативност на елементите

- Електронегативност (ЕН): способност на атомот да ги привлекува сврзувачките електрони од ковалентната врска
- Халогените елементи и реактивните неметали од десната страна на периодниот систем посилно ги привлекуваат електроните, имаат поголема електронегативност.
- Металите на левата страна од периодниот систем послабо ги привлекуваат електроните и имаат помала ЕН.
- Најелектронегативен елемент е F (ЕН = 4,0), а Cs има најмала електронегативност (ЕН = 0,7).
- ЕН (C) = 2,5

Поларност на врска

- Разликата во електронегативноста е причина за поларност на врска:
 - Неполарна ковалентна врска: атомите имаат слична ЕН.
 - Поларна ковалентна врска: разликата на ЕН е помала од 2.
 - Јонска врска: разликата на ЕН е поголема од 2.

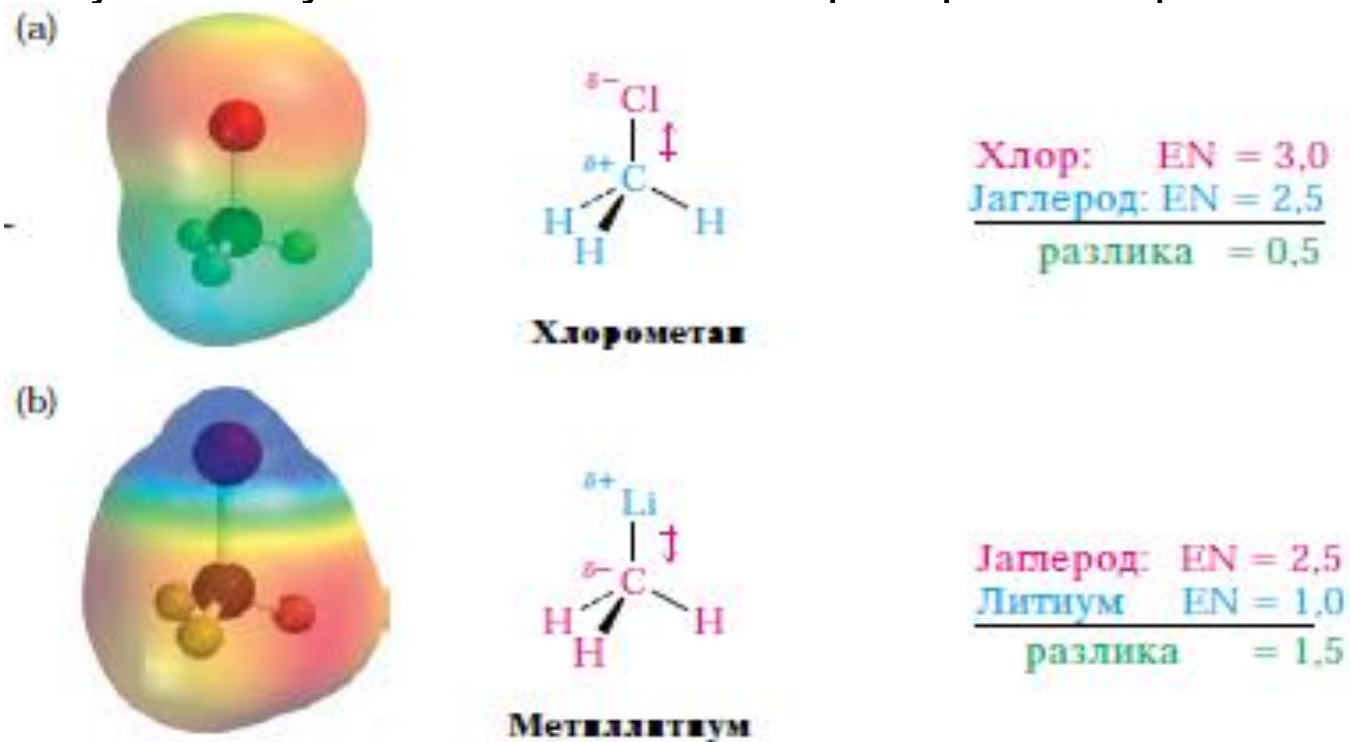


Поларна ковалентна врска

- Ковалентната врска со карактер на јонска врска е поларна ковалентна врска:
 - Сврзувачките електрони се привлечени посилно кон еден од атомите.
 - Распределбата на електронската густина меѓу атомите не е симетрична.
- C-O и C-X врските (X = халоген) се поларни.
 - Сврзувачките електрони се привлечени кон поелектронегативниот атом, кој станува носител на парцијален (делумно) негативен полнеж δ^-
 - C атомот станува центар со парцијален позитивен полнеж δ^+
- C—H врската е релативно неполарна
 - ($\Delta EN = 0,4$)

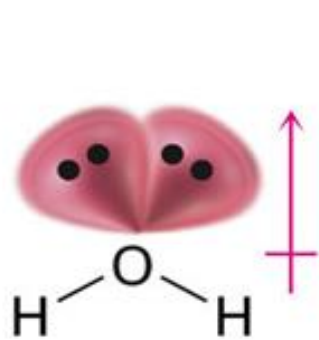
Мапи на електростатски потенцијал

- Ја покажуваат пресметаната распределба на полнежи.
- Црвена боја – регион со поголема електронска густина, а сината боја – регион сиромашен со електрони.
- Стрелката ја покажува насоката на поларизираната врска.

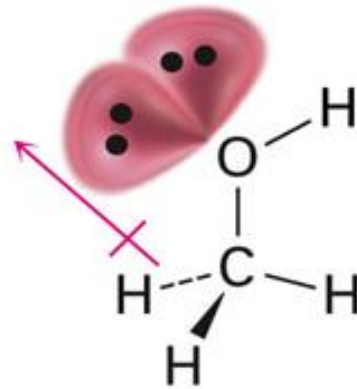


Диполен момент

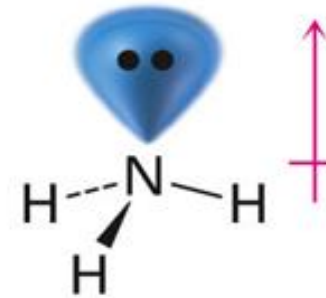
- Диполен момент (μ) е мерка за поларноста на целата молекула.
- Се определува експериментално.
- Може да се претпостави неговата насока.
- Вкупниот диполен момент на молекулата претставува векторска сума од одделните поларизирани врски.



Вода
($\mu = 1.85 \text{ D}$)



Метанол
($\mu = 1.70 \text{ D}$)



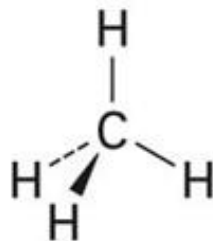
Амонијак
($\mu = 1.47 \text{ D}$)

Диполен момент и геометрија на молекулата

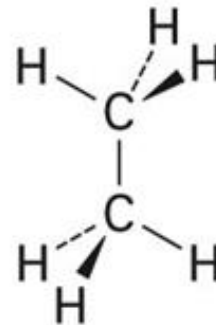
- Насоката на диполниот момент е определена со обликот (геометријата) на молекулата.
- Кај симетричните молекули, диполните моменти на поларните врски имаат спротивна насока, поради што се поништуваат. (пример: CO_2 , CCl_4)



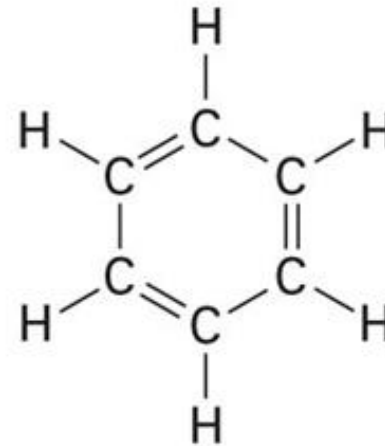
јаглерод диоксид
($\mu = 0$)



метан
($\mu = 0$)



етан
($\mu = 0$)



бензен
($\mu = 0$)

Соединение	Диполен момент (D)	Соединение	Диполен момент (D)
NaCl	9,00	NH ₃	1,47
HCHO	2,33	CH ₃ NH ₂	1,31
CH ₃ Cl	1,87	CO ₂	0
H ₂ O	1,85	CH ₄	0
CH ₃ OH	1,70	CH ₃ CH ₃	0
CH ₃ COOH	1,70	Бензен C ₆ H ₆	0
CH ₃ SH	1,52		

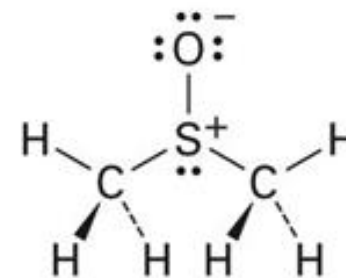
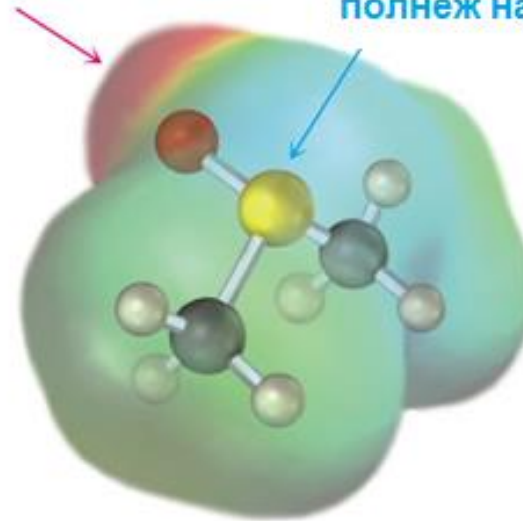
- **Важно:** Слично се раствора во слично.
- Силно поларните супстанции се растворливи во поларни растворувачи и вода, а неполарните супстанции не се раствораат во вода.

1.3.2 Формален полнеж

- Формален полнеж: Отстапување на бројот на валентните електрони кај атомот во сврзана состојба во однос на неговата слободна состојба.
- Атомот со еден валентен електрон повеќе од основната состојба има формален негативен полнеж.
- Атомот со еден валентен електрон помалку од основната состојба има формален позитивен полнеж.
- Молекулата со двата полнежи “+” и “-” се нарекува **диполарна**.

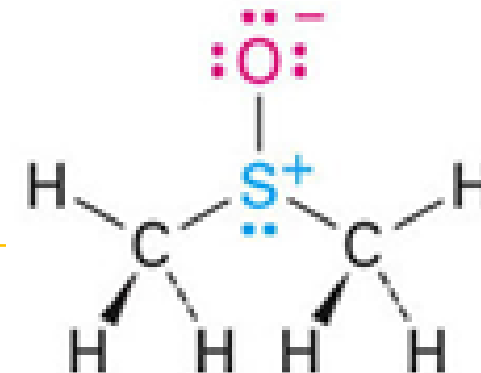
формален негативен
полнеж на кислородот

формален позитивен
полнеж на сулфурот



диметил сулфоксид

Пресметување на формален полнеж



Формален полнеж	=	број на валентни електрони во слободен атом	-	број на валентни електрони во сврзан атом
Формален полнеж	=	број на валентни електрони	-	половина од бројот на сврзувачките електрони
				број на несврзувачки електрони

За **сулфур**:

Број на валентни електрони = 6

Број на сврзувачки електрони = 6

Број на несврзувачки електрони = 2

Формален полнеж = $6 - 6/2 - 2 = +1$

За **кислород**:

Број на валентни електрони = 6

Број на сврзувачки електрони = 2

Број на несврзувачки електрони = 6

Формален полнеж = $6 - 2/2 - 6 = -1$

Формални полнежи за некои атоми

Атом	C			N		O		S		P
структура	$\begin{array}{c} \cdot \\ \text{---}\text{C}\text{---} \\ \end{array}$	$\begin{array}{c} + \\ \text{---}\text{C}\text{---} \\ \end{array}$	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \text{---}\text{C}\text{---} \\ \end{array}$	$\begin{array}{c} \\ \text{---}\text{N}^+\text{---} \\ \end{array}$	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \text{---}\text{N}\text{---} \\ \end{array}$	$\begin{array}{c} \cdot\cdot + \\ \text{---}\text{O}\text{---} \\ \end{array}$	$\begin{array}{c} \cdot\cdot - \\ \text{---}\text{O}\text{---} \\ \end{array}$	$\begin{array}{c} \cdot\cdot + \\ \text{---}\text{S}\text{---} \\ \end{array}$	$\begin{array}{c} \cdot\cdot - \\ \text{---}\text{S}\text{---} \\ \end{array}$	$\begin{array}{c} \\ \text{---}\text{P}^+\text{---} \\ \end{array}$
валентни електрони	4	4	4	5	5	6	6	6	6	5
број на врски	3	3	3	4	2	3	1	3	1	4
број на несврзувачки електрони	1	0	2	0	4	2	6	2	6	0
формален полнеж	0	+1	-1	+1	-1	+1	-1	+1	-1	+1

1.4

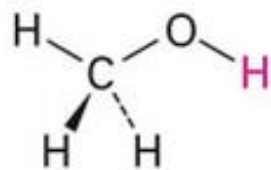
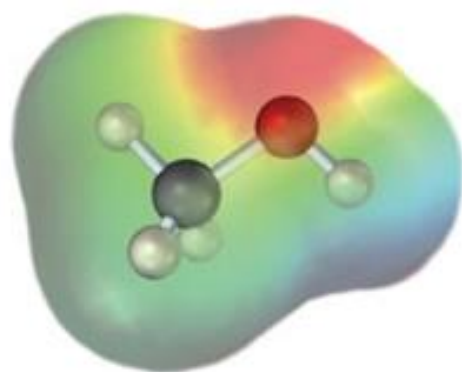
Органски киселини и бази

1.4.1 Киселини и бази според Бренштед и Лори

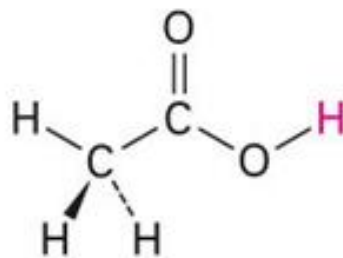
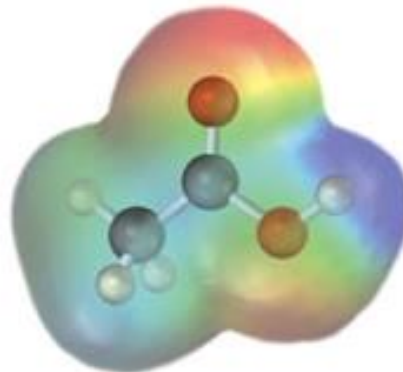
- **Бренштед – Лориевата теорија** ги дефинира киселините и базите според нивната улога во реакциите на пренесување на протони H^+ .
- Бренштедова **киселина** е супстанца која дава водороден јон (H^+) - **протон донор**.
- Бренштедова **база** е супстанца која прима протон H^+ - **протон акцептор**.

Бренштедови органски киселини

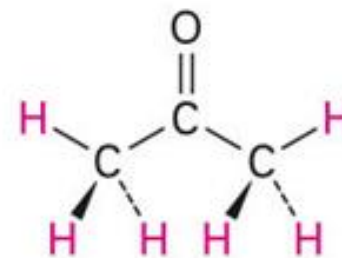
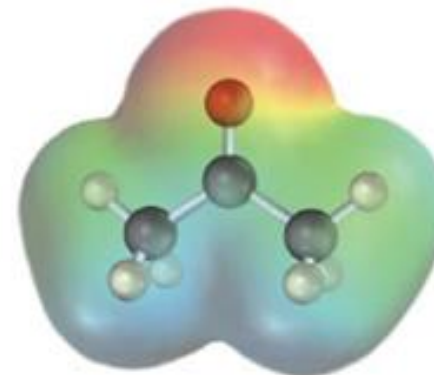
- Се карактеризираат со присуство на **позитивно поларизиран водороден атом**.
- Пример: Водородните атоми од алкохолната група, карбоксилната група и α - карбонилниот водород.



метанол



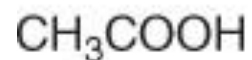
оцетна киселина



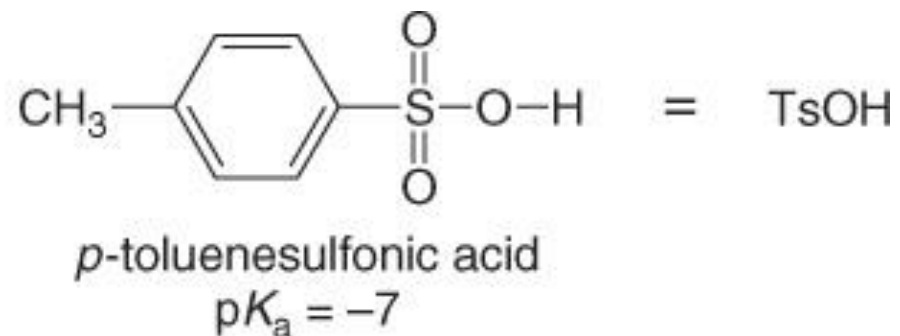
ацетон

Вообичаени киселини кои се користат во органската хемија

- Покрај неорганските киселини HCl, H₂SO₄ и HNO₃, голем број на органски киселини се користат при органските реакции. Тоа се карбоксилните и сулфонските киселини.

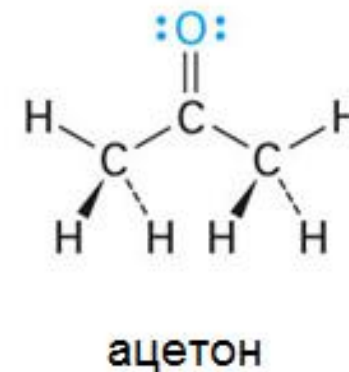
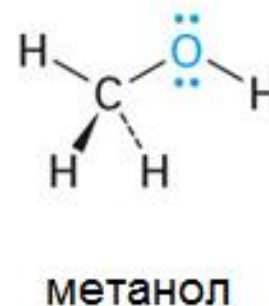
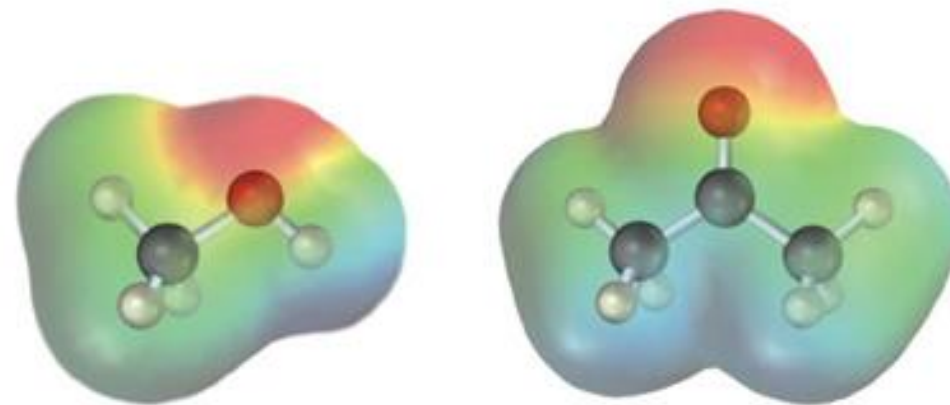
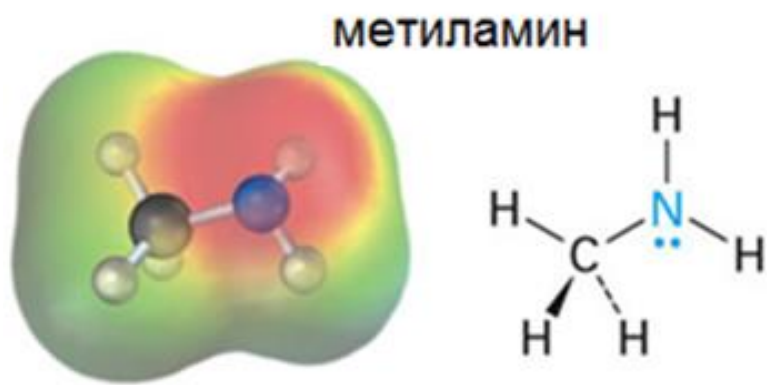


acetic acid
 $\text{p}K_{\text{a}} = 4.8$



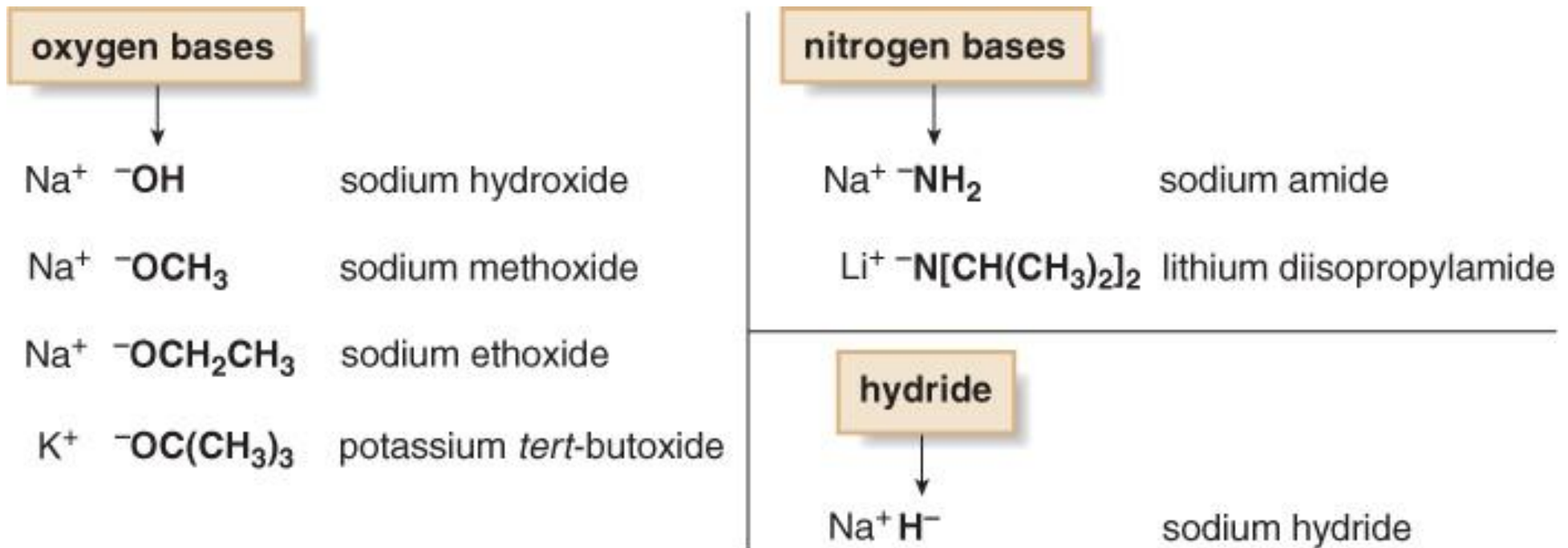
Бренштедови органски бази

- Имаат **атом со слободен електронски пар** кој може да го сврзе H^+ .
- Најчесто среќавани органски бази се соединенијата на азот изведени од амонијак.
- Соединенијата кои содржат кислород може да реагираат како бази со јаки киселини, или како киселини со јаки бази (види вода).

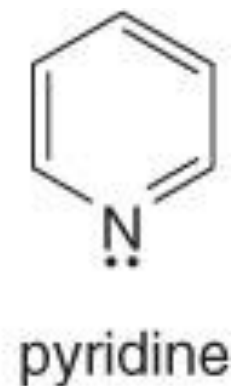
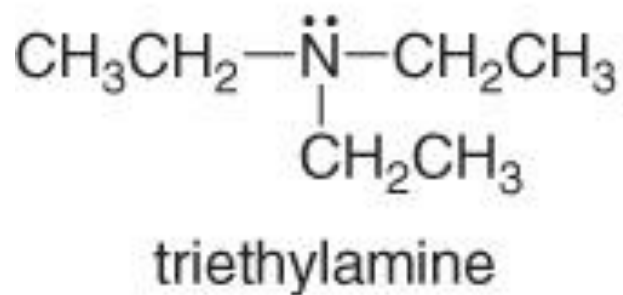
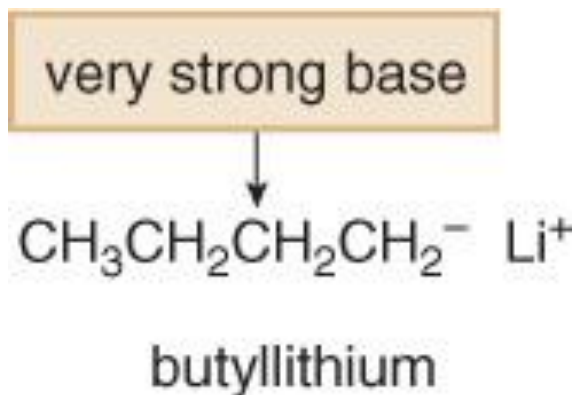


Вообичаени бази кои се користат во органската хемија

- Вообичаените силни бази кои се користат при органските реакции се поделени во три групи:
 - Кислородни бази
 - Азотни бази и
 - Хидриди



- Јаките бази имаат слаби конјугирани киселини со $pK_a > 12$.
- Јаките бази може да имаат негативен полнеж. Не сите честички со негативен полнеж се силни бази. Пр. халидите F^- , Cl^- , Br^- и I^- се слаби конјугирани бази на јаките киселини.
- Карбанјоните претставуваат особено јаки бази, како бутиллитиум.
- Пиридин и триетиламин се слаби бази.



Bronsted-Lowry-еви киселини [H-A]

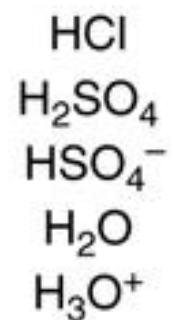
- Сите Бренштед-Лориеви киселини содржат протон
- Може да бидат неутрални, или да имаат позитивен (+) или негативен (-) полнеж.

Bronsted-Lowry-еви бази [B:]

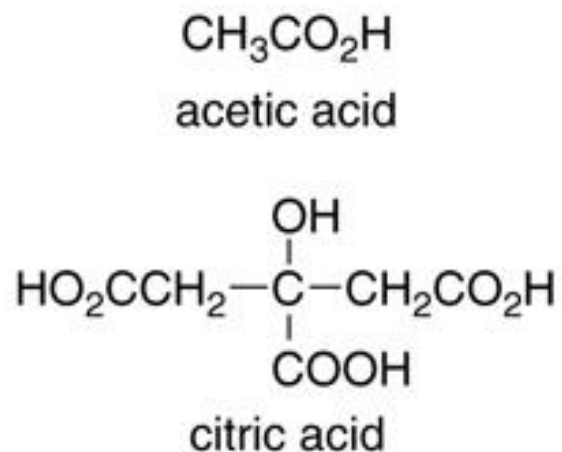
- Сите Бренштед-Лориеви бази содржат несврзан (слободен) електронски пар или π врска.
- Нивниот полнеж е неутрален или негативен (-).

Brønsted-Lowry acids [H – A]

Inorganic

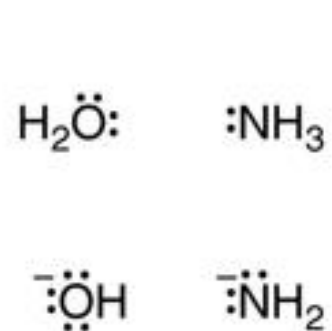


Organic

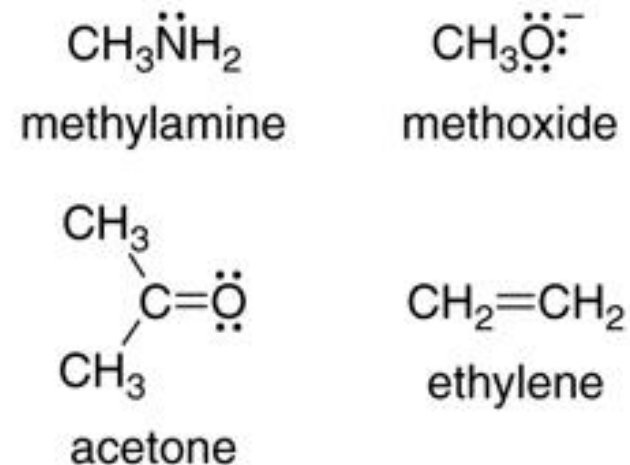


Brønsted-Lowry bases [B:]

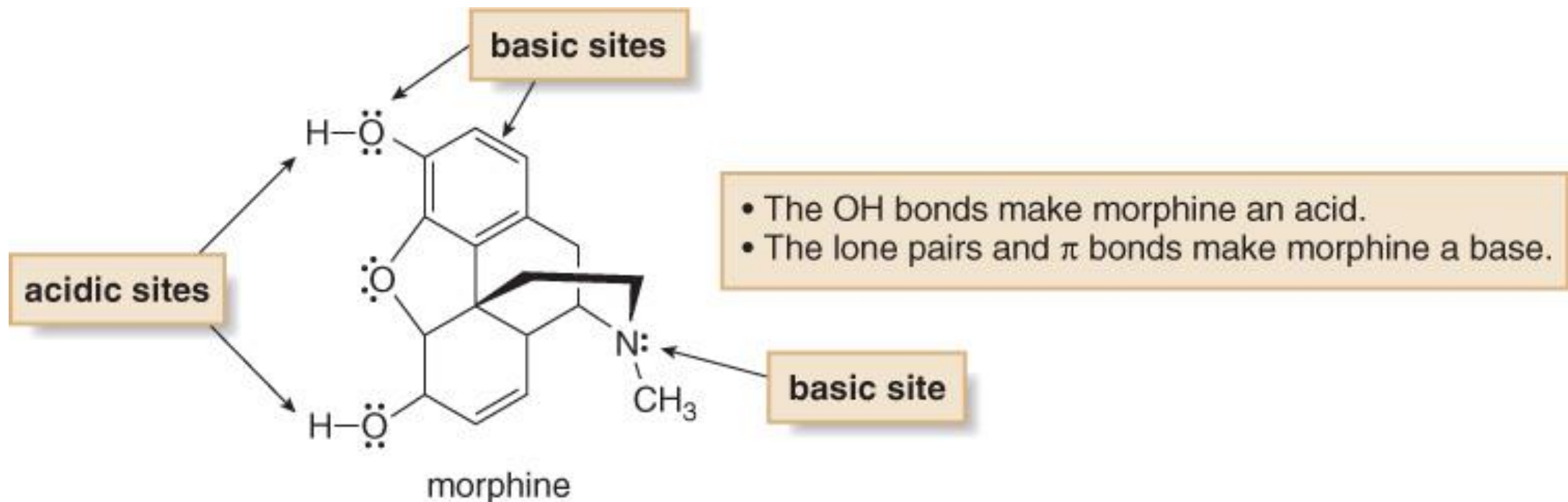
Inorganic



Organic

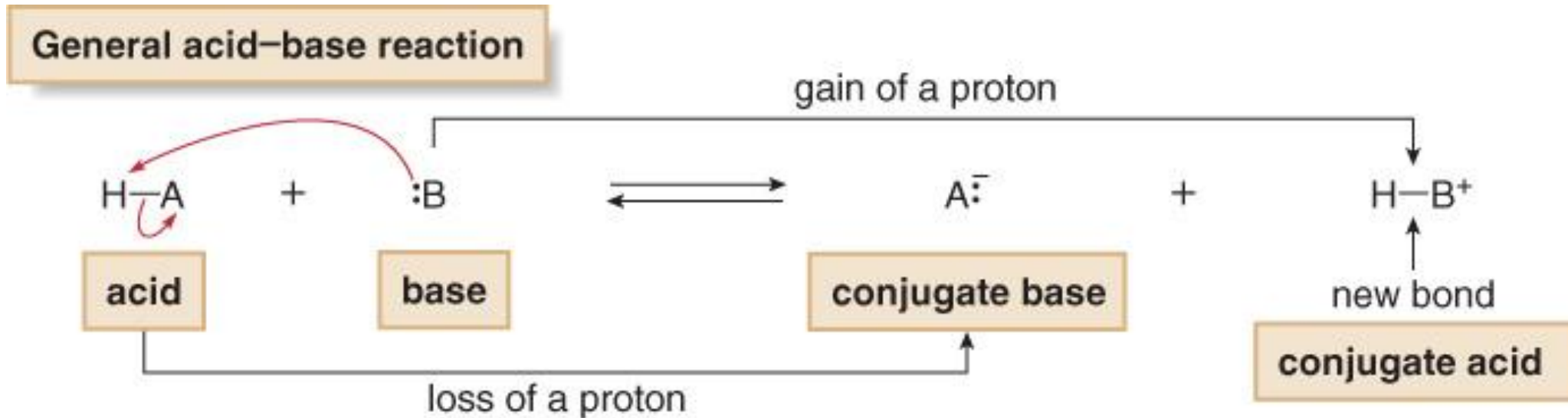


- Некои молекули содржат и водородни атоми и слободни електронски парови.
- Тие ќе се однесуваат како киселини или бази, во зависност од реакцијата во која учествуваат.
- Претставуваат амфотерни соединенија.

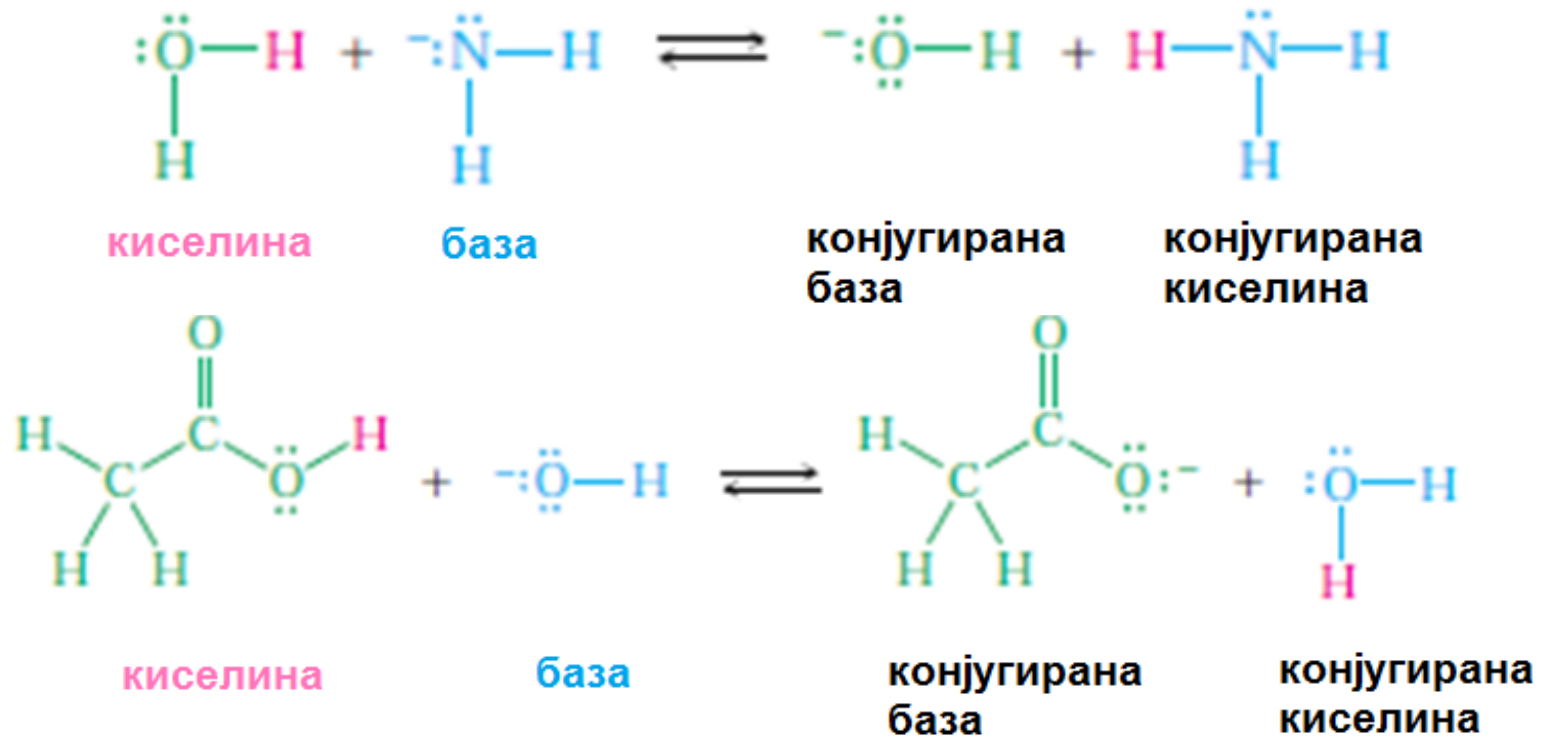


Киселинско-базни реакции

- При киселинско-базна реакција според Бренштед – Лори доаѓа до пренос на протон од киселината на базата.
- Електронскиот пар од базата **B:** формира нова врска со протонот од киселината (настанува конјугирана киселина **H-B⁺**).
- Киселината **H-A** го оддава протонот, а електронскиот пар од врската му припаѓа на остатокот A (се добива конјугирана база **A:⁻**)
- Во киселинско-базните реакции една врска се раскинува, а друга се создава:

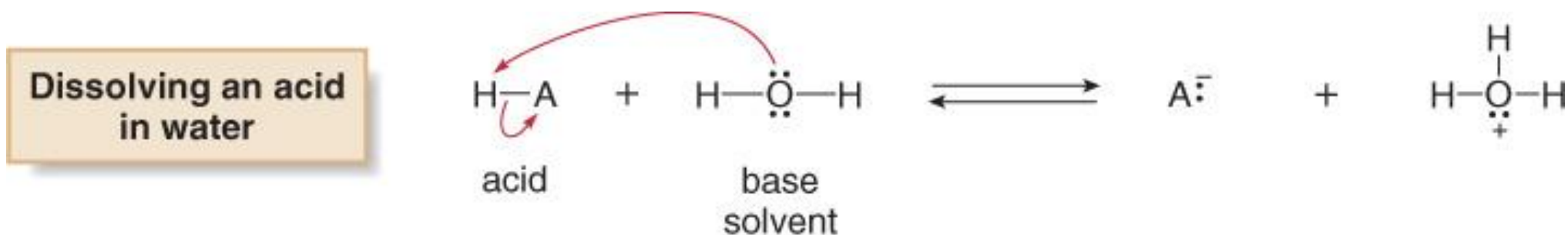


Киселинско – базни реакции



Јачина на киселини

- Со јачина на киселината се опишува нејзината тенденција да донира протон.
- Соединението кое полесно оддава протон е појака киселина.
- Киселоста (ацидитетот) се изразува преку рамнотежната константа.



Equilibrium constant

$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{products}]}{[\text{starting materials}]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{H}-\text{A}][\text{H}_2\text{O}]}$$

- Концентрацијата на растворувачот вода е константна, па со преуредување на равенката се дефинира **K_a** – **константа на киселост**.
- Вредностите за **K_a** на органските киселини се во интервалот од 10^{-5} до 10^{-50} .
Поголемата вредност значи појака киселина.

$$\text{Acidity constant} = K_a = [\text{H}_2\text{O}]K_{\text{eq}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{H-A}]}$$

$$\text{Definition: } \text{p}K_a = -\log K_a$$

- Вообичаено јачината на киселините се изразува преку **$\text{p}K_a$** вредноста, наместо со K_a .
- Вредностите за **$\text{p}K_a$** се во граници од 5 до 50. Помала вредност – појака киселина.

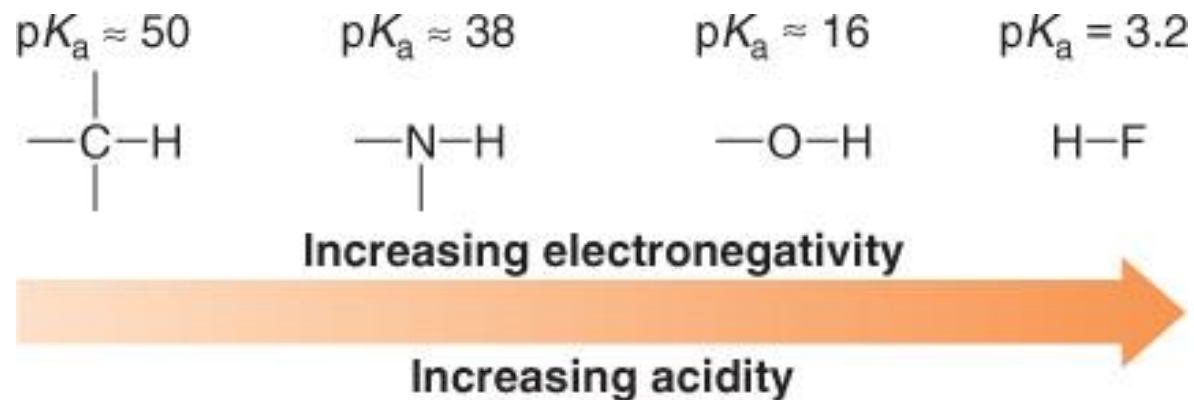
	Acid	pK_a	Conjugate base	
 Increasing acidity of the acid	H-Cl	-7	Cl ⁻	 Increasing basicity of the conjugate base
	CH ₃ COO-H	4.8	CH ₃ COO ⁻	
	HO-H	15.7	HO ⁻	
	CH ₃ CH ₂ O-H	16	CH ₃ CH ₂ O ⁻	
	HC≡CH	25	HC≡C ⁻	
	H-H	35	H ⁻	
	H ₂ N-H	38	H ₂ N ⁻	
	CH ₂ =CH ₂	44	CH ₂ =C ⁻ H	
	CH ₃ -H	50	CH ₃ ⁻	

Фактори што влијаат врз јачината на киселините

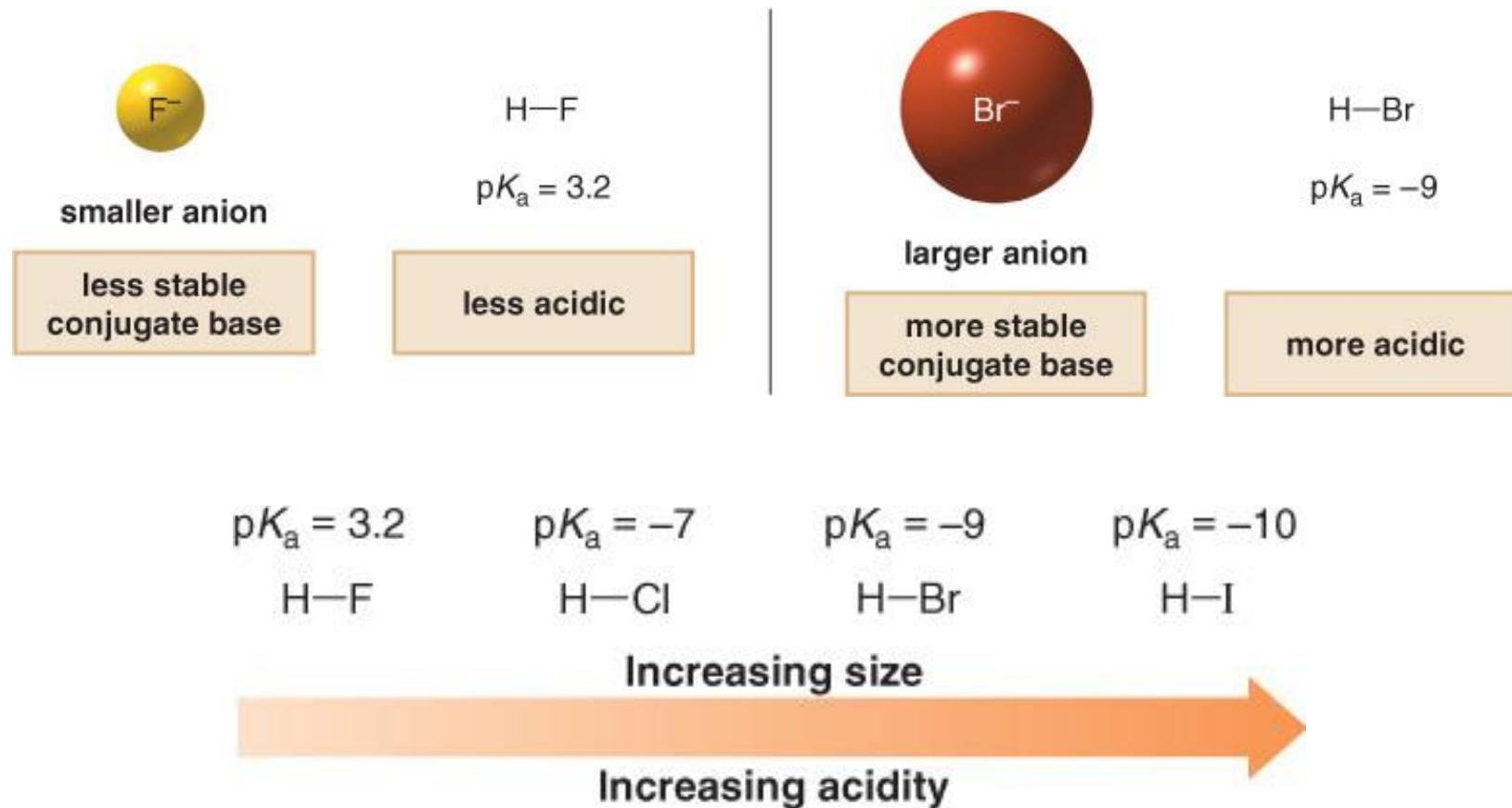
- Појдовната киселина $H-A$ е посилен доколку се добива постабилна конјугирана база A^- .
- Четири фактори имаат влијание врз јачината на киселината:
 - Влијание на елементот од периодниот систем (најважен)
 - Индуктивен ефект
 - Резонантен ефект
 - Ефект на хибридизација
- Споредбата меѓу ацидитетот на две киселини се прави на следниот начин:
 - Се запишуваат конјугираните бази.
 - Се определува која конјугирана база е постабилна.
 - Постабилната конјугирана база потекнува од појака киселина.

Влијание на елементите од периодниот систем

- **Долж периодата**, одлево кон десно, со зголемување на електронегативноста на елементот за кој е сврзан водородниот атом доаѓа до зголемување на ацидитетот на киселината.

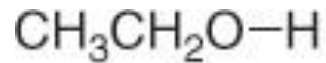


- **Долж групата** во периодниот систем, со зголемување на атомскиот радиус на A се зголемува ацидитетот на H-A.
- Ацидитетот долж групата е определен со димензијата, а не електронегативноста.
- Полнежот е стабилизирани кога е прераспределен на поголем волумен.
Постабилна конјугирана база – појака киселина.



Индуктивен ефект

- Индуктивен ефект е поместување на електроните долж сигма врската, како одговор на електронегативноста на соседниот атом.
- Електронегативните атоми ги привлекуваат сврзувачките електрони долж σ врската и ја стабилизираат конјугираната база $\rightarrow$ појака киселина.
- Електрон-акцепторните групи имаат **негативен индуктивен ефект (-I)**.

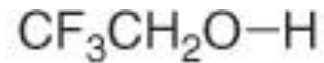


ethanol

$\text{p}K_{\text{a}} = 16$



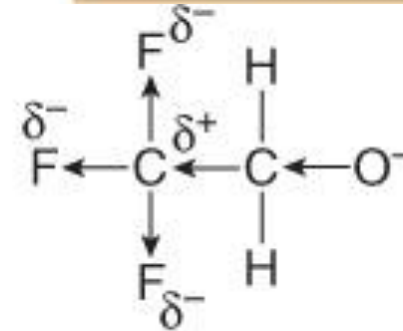
No additional electronegative atoms stabilize the conjugate base.



2,2,2-trifluoroethanol

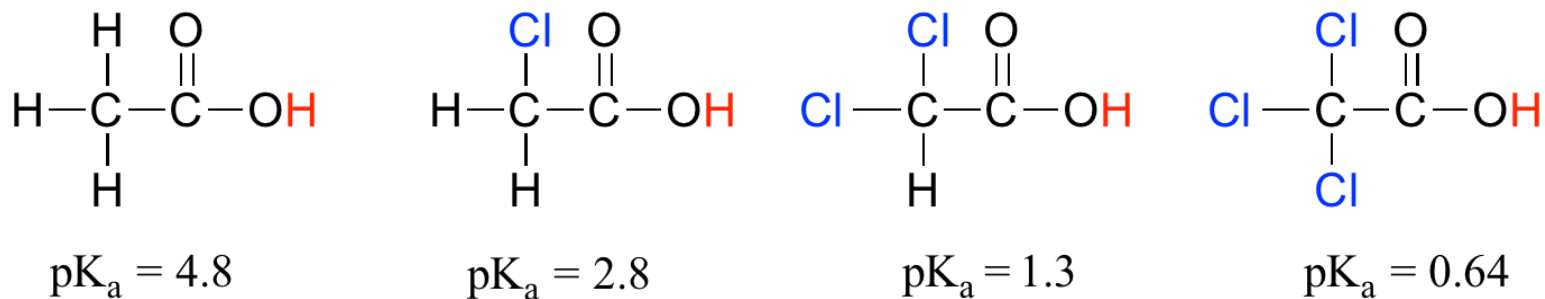
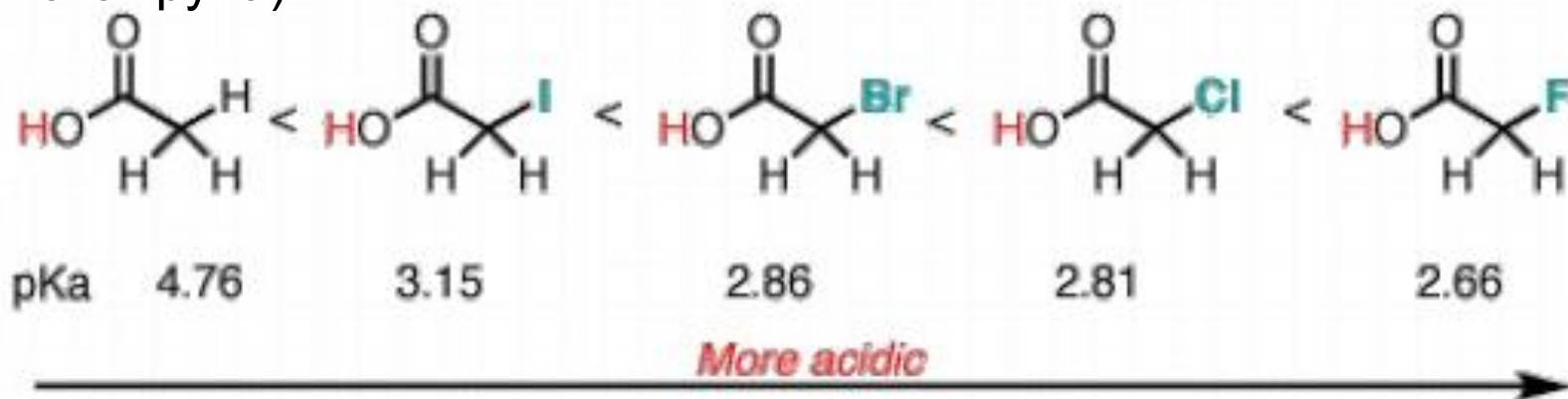
$\text{p}K_{\text{a}} = 12.4$

stronger acid



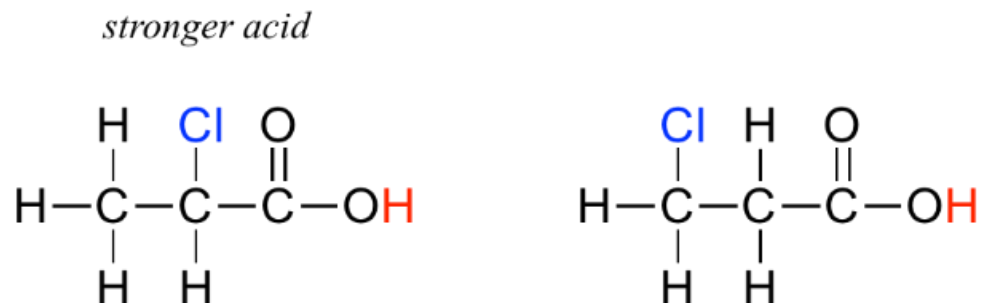
CF_3 withdraws electron density, stabilizing the conjugate base.

- Ацидитетот се зголемува **со електронегативноста** на атомот (електрон-акцепторната група).



- Ацидитетот на H-A се зголемува во присуство на **поголем број** електронакцепторни групи.

- Колку е **поблиску** електронегативниот атом до центарот со негативен полнеж, толку е појака киселината.

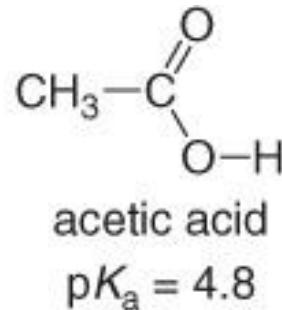
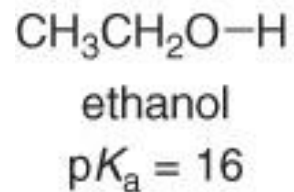


- Електрон-донорните групи имаат **позитивен индуктивен ефект (+I)**.
- Групите со позитивен индуктивен ефект (+I) влијаат врз намалување на ацидитетот на киселината.
- Со зголемување на бројот на алкил супституенти се намалува јачината на киселината:



Резонантен ефект

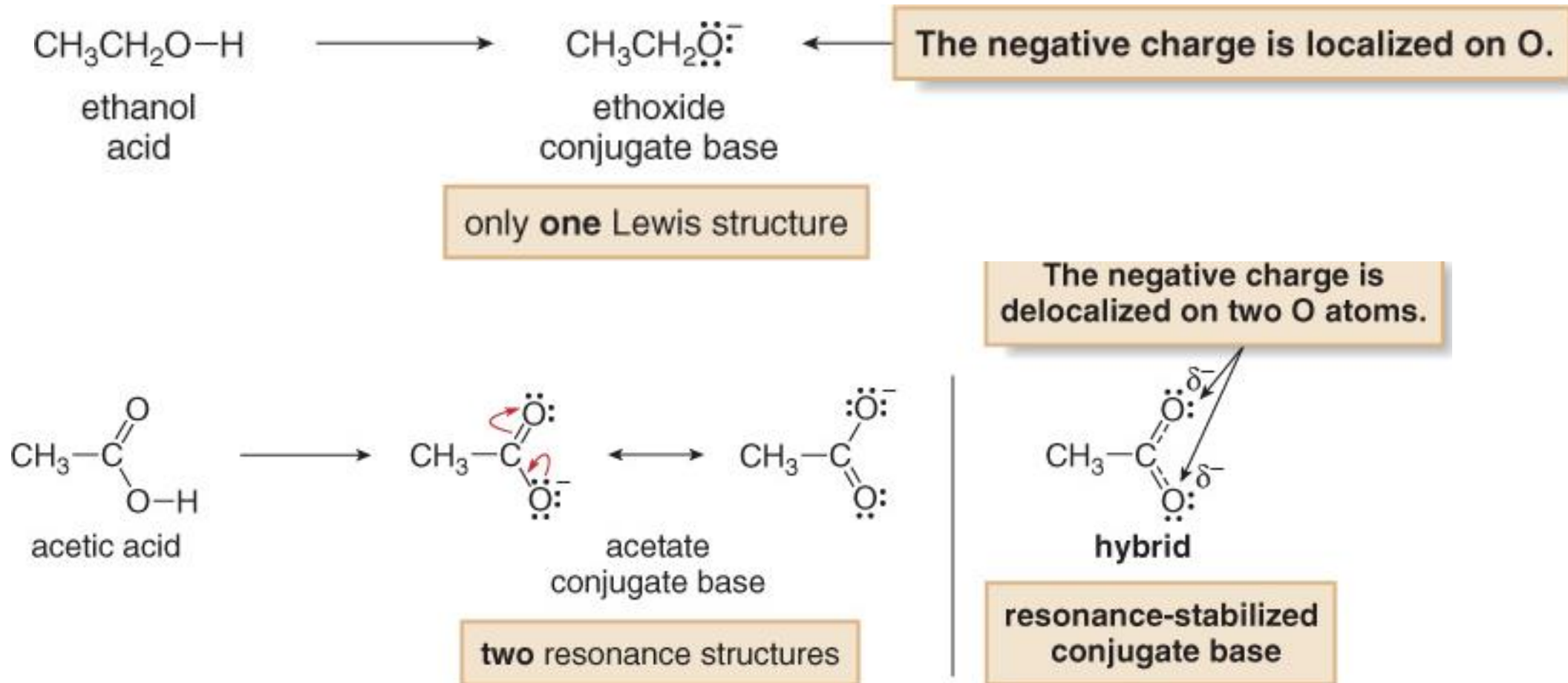
- Третиот фактор што влијае врз ацидитетот на киселината е резонантниот ефект (способност за делокализација на електроните и образување на резонантно стабилизирани хибриди).
- Пример: Оцетната киселина е појака киселина од етанолот.



← stronger acid

- Зошто?
- Се споредува стабилноста на конјугираните бази, што ќе се образуваат со депротонирање на алкохолот и карбоксилната киселина.

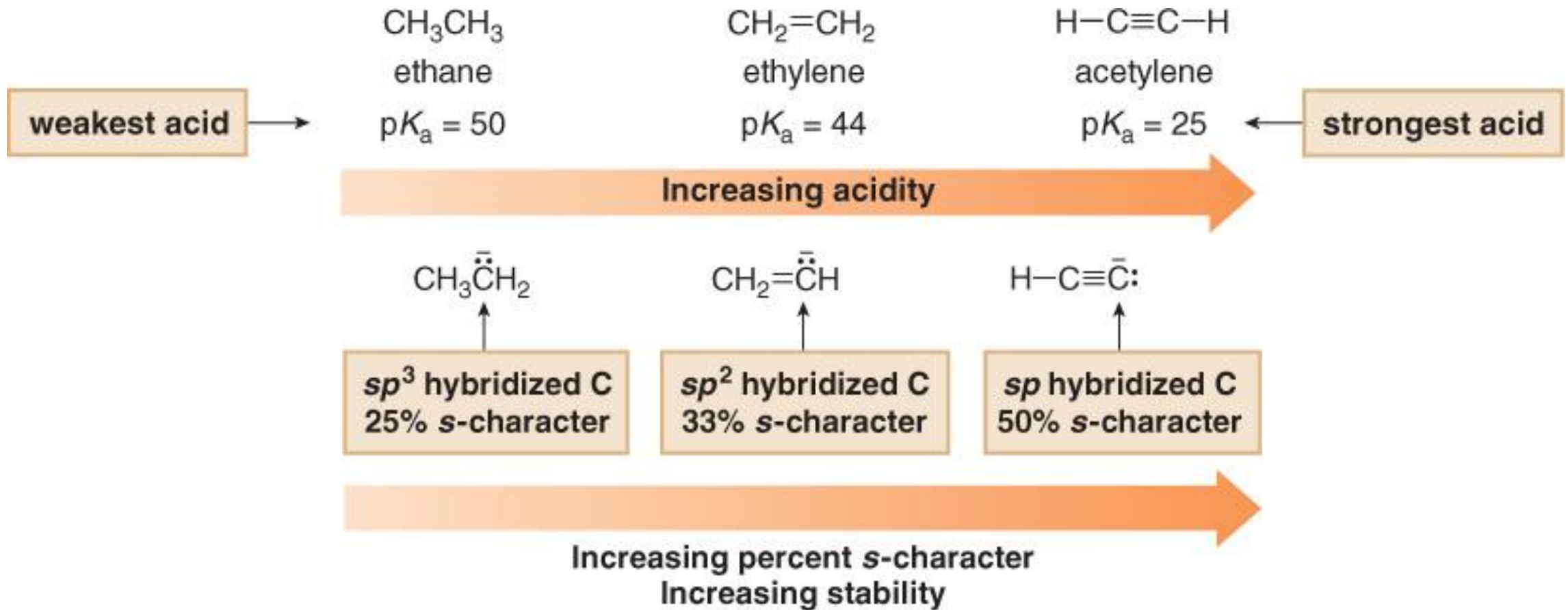
- Конјугираната база на оцетната киселина е резонантно стабилизирана, додека кај алкоксидниот јон електроните се локализирани.



- Киселината H-A е појака доколку нејзината конјугирана база е резонантно стабилизирана.

Ефект на хибридизација

- Колку е поголем уделот на s во хибридизираната орбитала ($sp > sp^2 > sp^3$), слободниот електронски пар е поблиску до јадрото, со што конјугираната база е постабилна.



Проценка дали ќе се одвива кисело-базна реакција

- **Принцип:** Јаката киселина има тенденција да оддава протон на јака база, при што се добиваат слаба конјугирана киселина и слаба конјугирана база.
- **Прв чекор:** Како да се определи јакоста на базата?
- Корелацијата меѓу јачината на базата и јачината на киселината е обратна. Односно, послабата киселина има појака конјугирана база, и обратно.
- Задача: Која е појака база?

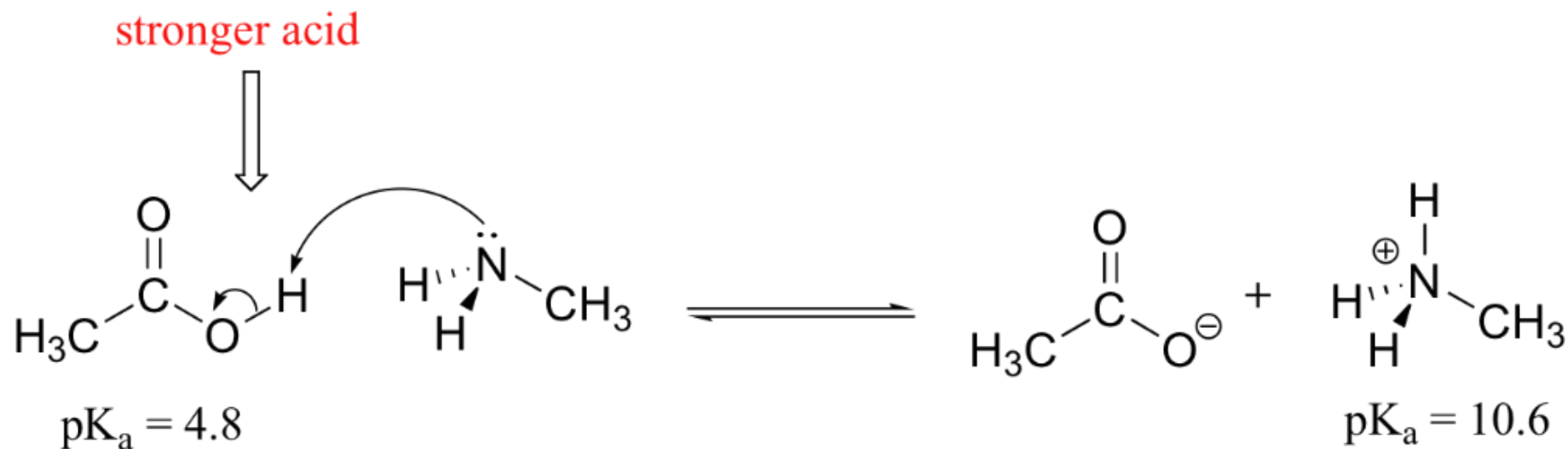
H_2O ($\text{p}K_a = 15.7$)

NH_3 ($\text{p}K_a = 38$)

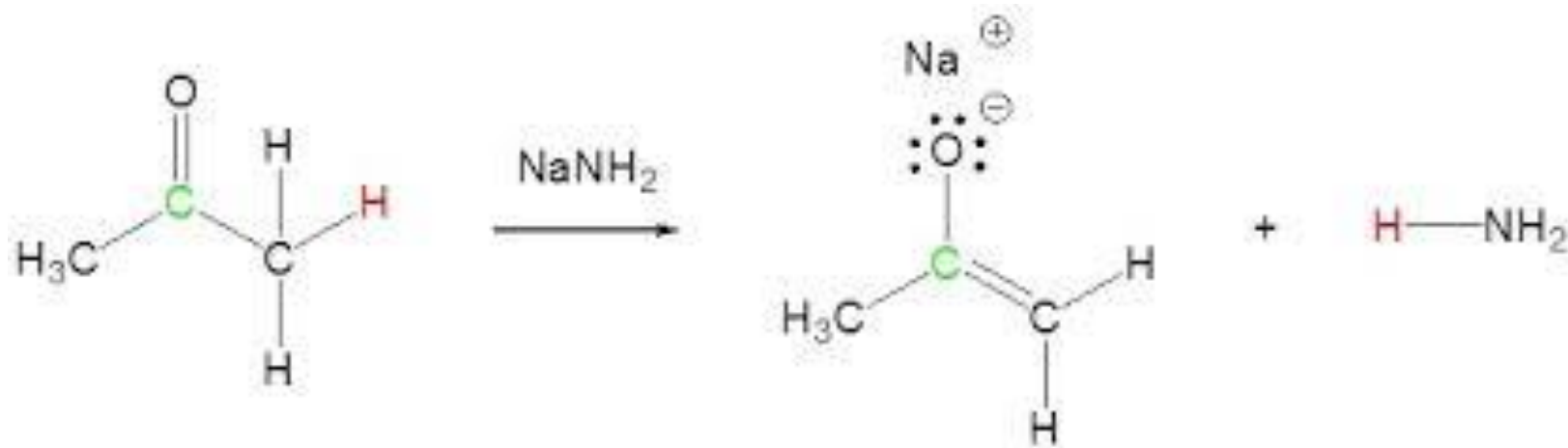
CH_4 ($\text{p}K_a = 58$)

- Според $\text{p}K_a$ вредноста, најјака киселина е H_2O , а најслаба CH_4 . Вредноста на $\text{p}K_a$ е во обратна корелација со јачината на киселината и базата. Најслабата киселина е најјака база, CH_4 ($\text{p}K_a = 58$) .

- **Втор чекор:** Споредба на pK_a , вредностите од табела.
- **Принцип:** Киселините даваат протони на конјугираната база од било која киселина со поголема pK_a , а конјугираната база ќе го прими протонот од секоја киселина која има помала pK_a .



- **Задача:** Амонијакот NH_3 има pK_a 36, а ацетонот pK_a 19. Дали реакцијата меѓу ацетон и натриум амид ќе се одвива во насока на добивање на амонијак и енолат анјон на ацетон?



- **Задача:** Која од наведените бази е доволно јака за да ја депротонира оцетната киселина (pK_a 4,8)?
- Напиши ја равенката на реакцијата?
 $\text{HC} \equiv \text{C}^-$ (pK_a 25), H^- (pK_a 35) Cl^- (pK_a -7)

1.4.2 Органски киселини и бази според Луис

- Луисовата теорија ги дефинира киселините и базите според нивната улога во реакциите на **пренесување на електронски парови**.
- Луисови киселини се акцептори на електронски пар.
- Луисови бази се донори на електронски пар.



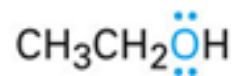
Луисови киселини (акцептори на електронски пар)

- Метални катјони: Mg^{2+} (примаат електронски пар кога формираат ковалентна врска)
- Соединенија на елементите од 3A група: BF_3 и AlCl_3 , (имаат непополнети валентни орбитали и може да го акцептираат електронскиот пар од Луисовата база)
- Соединенија на преодни метали: TiCl_4 , FeCl_3 , ZnCl_2 и SnCl_4
- Органски соединенија наречени **електрофили E^+** (протоноот од неутралните молекули)
- Бренштед-Лориевите киселини:



Луисови бази (донори на електронски пар)

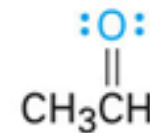
- Луисовите бази имаат иста структура со Бреншted-Лориевите бази. Имаат слободен електронски пар или електронски пар од π врската.
- Бреншted-Лориевите бази секогаш го донираат електронскиот пар на протон, додека Луисовите бази го донираат електронскиот пар на секој електрофил.



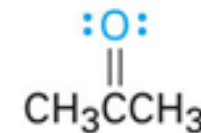
алкохол



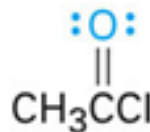
етер



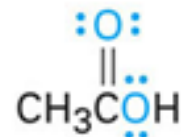
алдехид



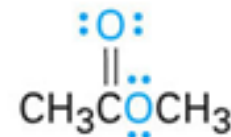
кетон



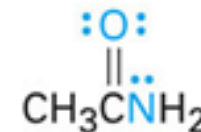
ацилхлорид



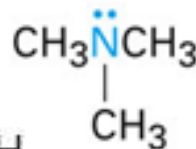
карбоксилна
киселина



естер



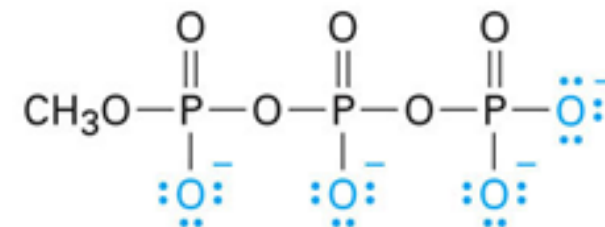
амид



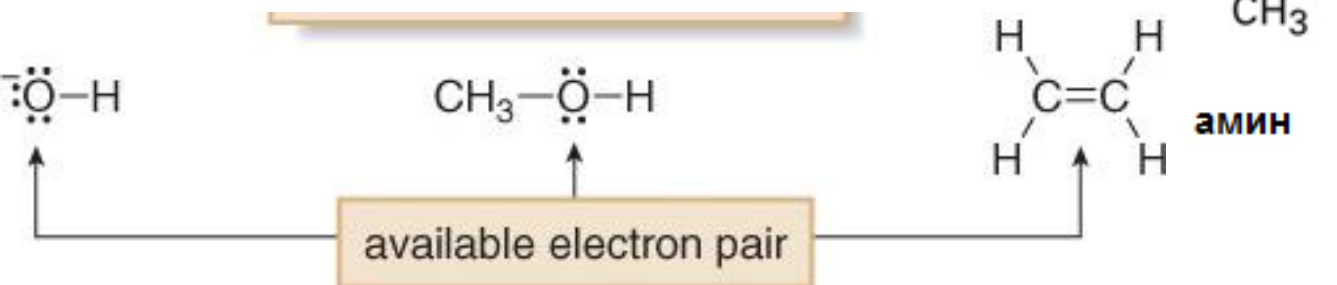
амин



сулфид

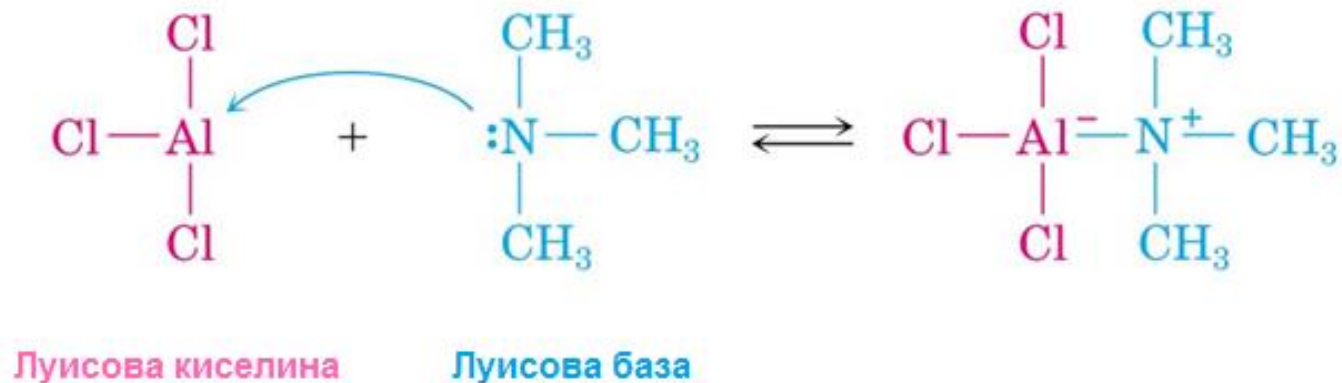


органотрифосфатен јон



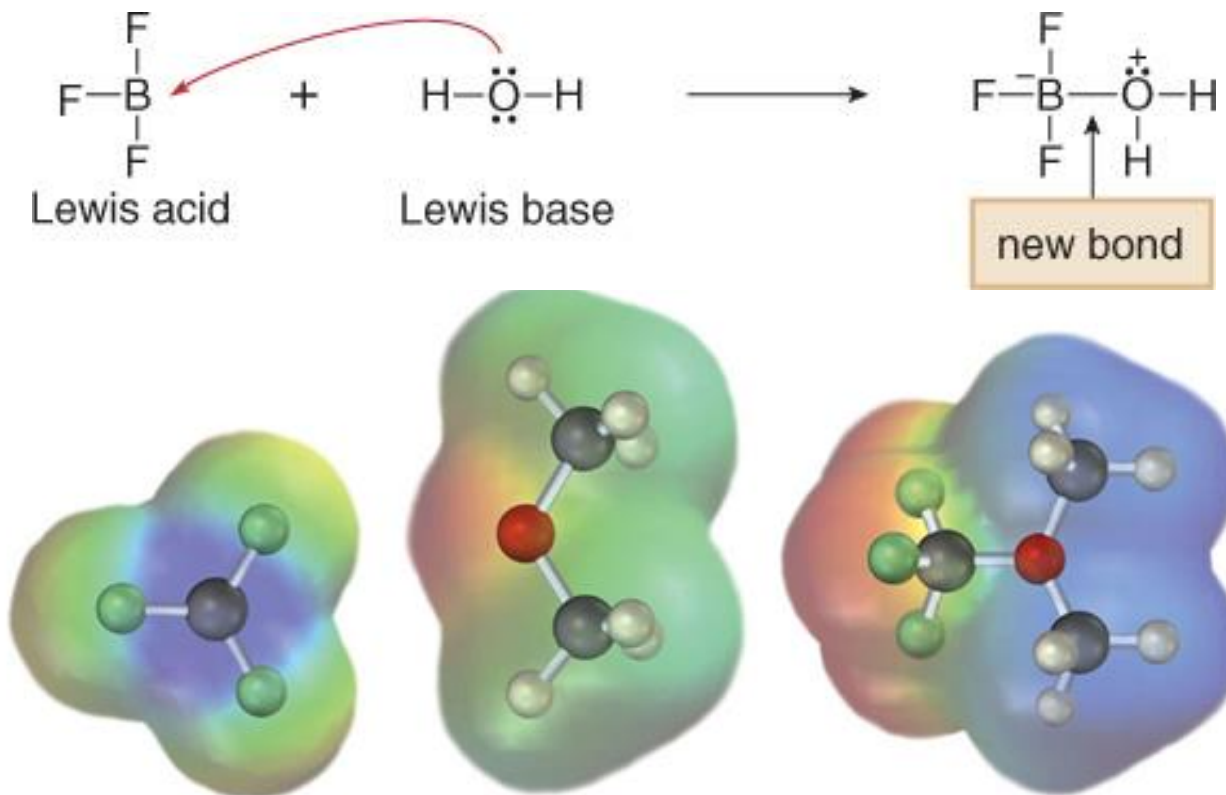
Луисови киселинско – базни реакции

- Реакцијата во која една честичка донира електронски пар на друга, се нарекува Луисова киселинско-базна реакција.
- Преминувањето на електрони од Луисовата база на Луисовата киселина се претставува со свиткана стрелка.

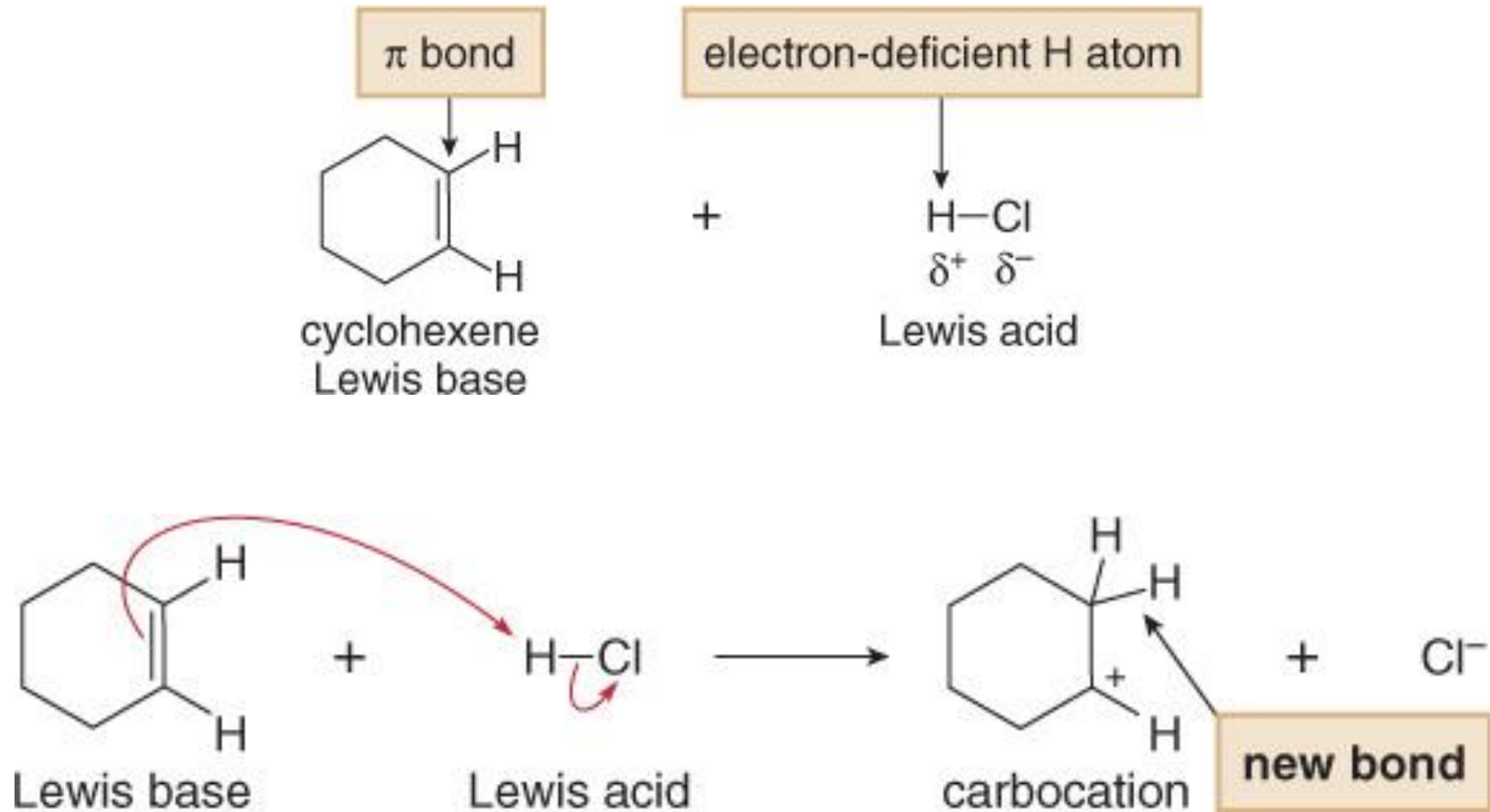


Илустрација на Луисови киселинско – базни реакции

- При Луисовите киселинско-базни реакции се формира нова врска, а ниту една не се раскинува.
- Во реакцијата на BF_3 со H_2O , водата донира електронски пар на BF_3 при што се формира нова врска.



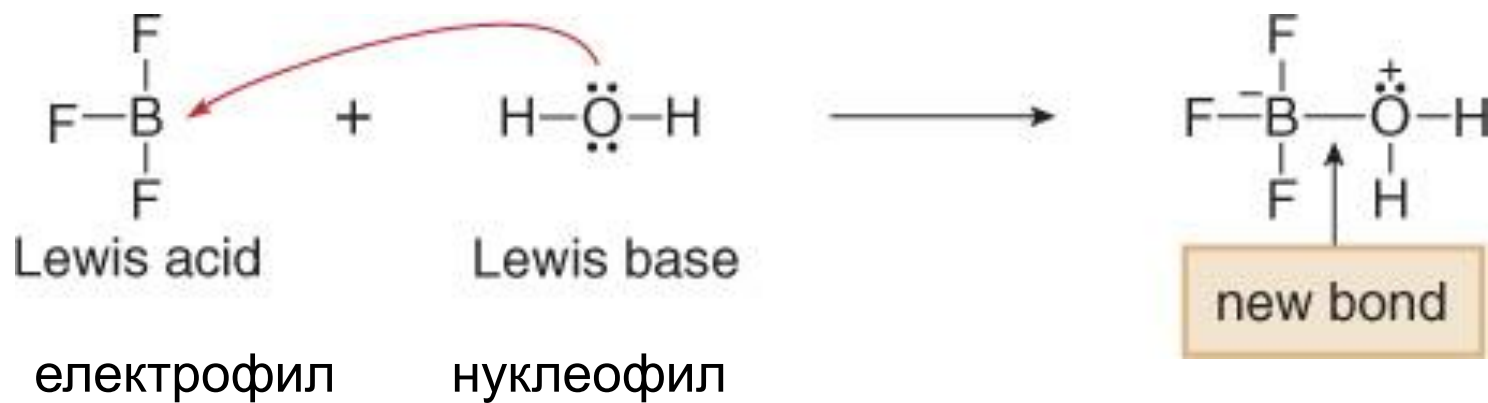
Задача: Опиши ја киселинско-базната реакција меѓу циклохексан и H-Cl.



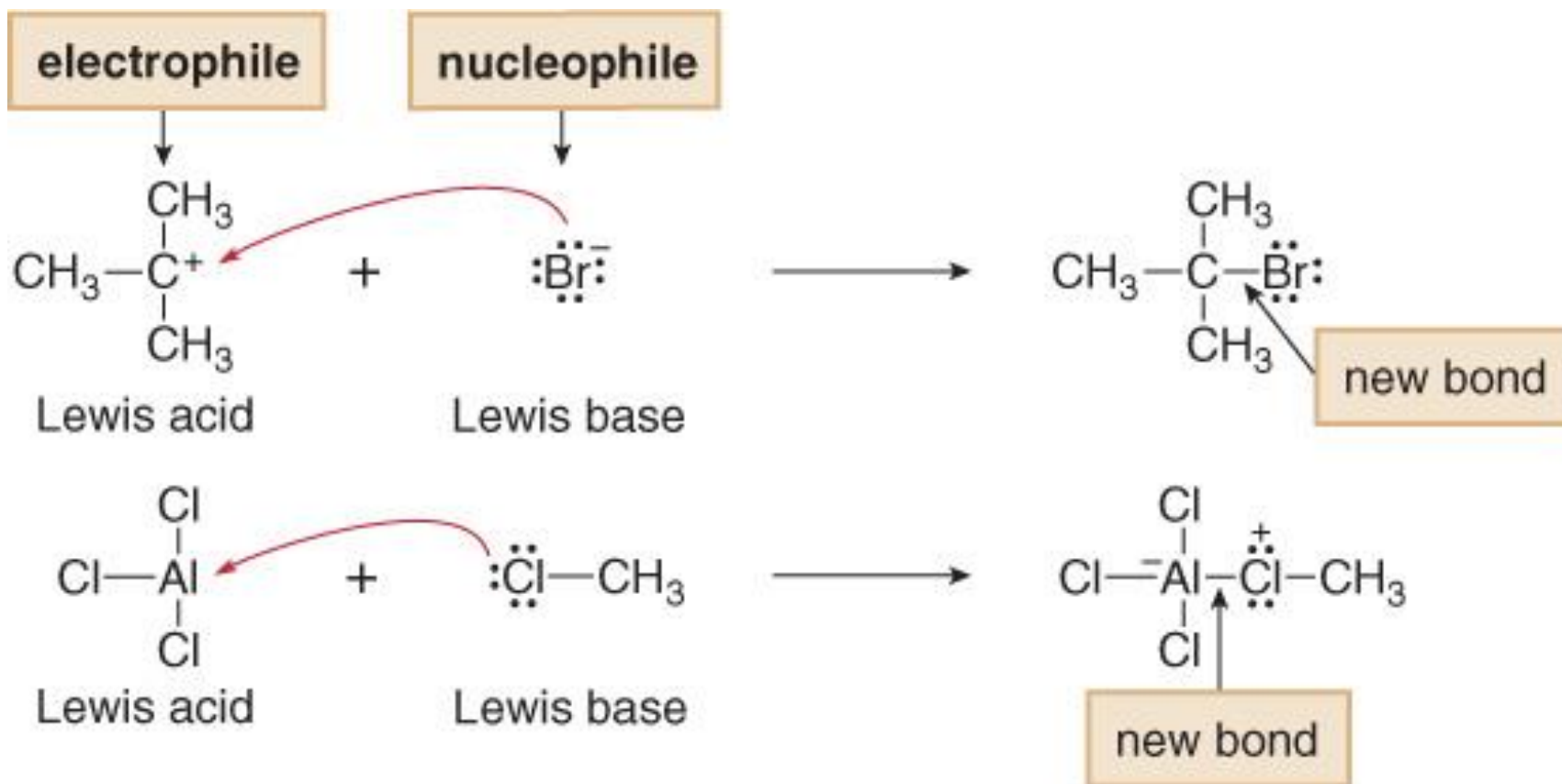
1.4.3 Електрофили и нуклеофили

Електрофили	Нуклеофили
Електрофил е атом или молекула којшто може да прими електронски пар	Нуклеофил е атом или молекула којшто може да донира електронски пар
Позитивно наелектризирана честичка или неутрална молекула	Негативно наелектризирана честичка или неутрална молекула
Учесник во реакции на електрофилна адиција на двојна и тројна врска или електрофилна ароматична супституција	Учесник во реакции на нуклеофилна адиција и нуклеофилна супституција
Познати како Луисови киселини	Познати како Луисови бази

- Луисовите киселини уште се нарекуваат и **електрофили**.
- Кога Луисовата база реагира со електрофил различен од протон, Луисовата база се нарекува **нуклеофил**.
- Во Луисовата киселинско-базна реакција, BF_3 е електрофил, а водата е нуклеофил.



- При донирање на електронски пар од Луисовата база кон атом од Луисовата киселина се формира нова ковалентна врска.

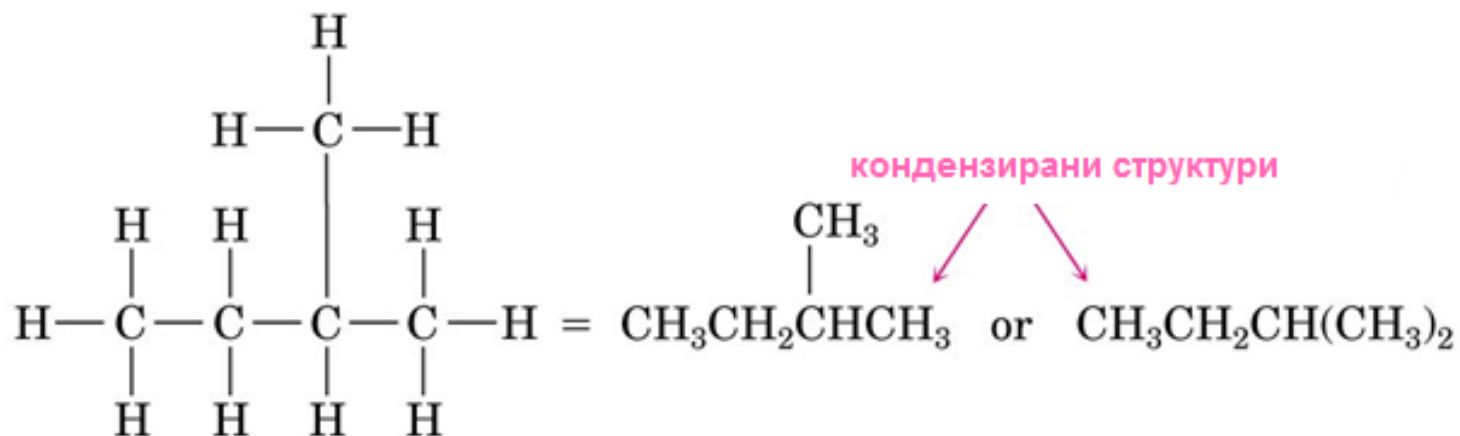


1.5

**Прикажување на хемиски
структури**

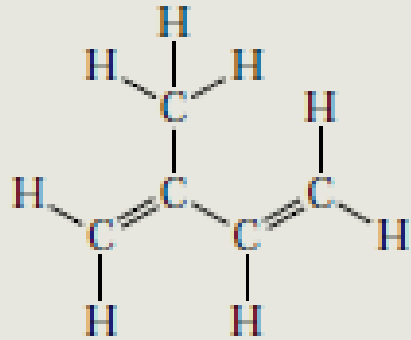
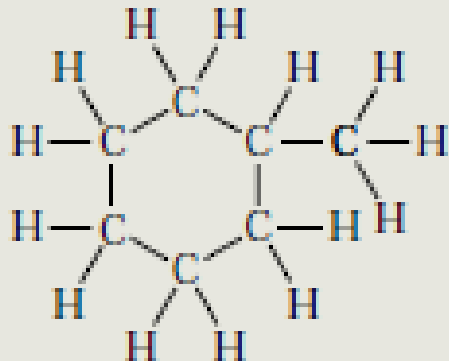
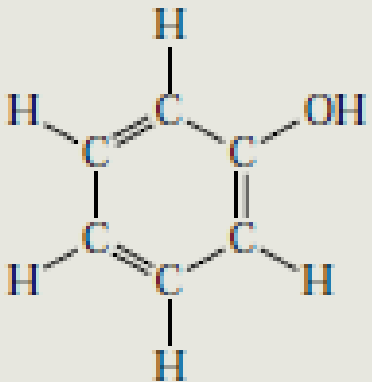
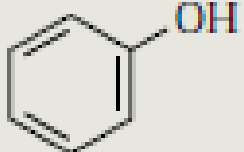
Хемиски структури

- Луисови формули (електроните се претставуваат со точки)
- Кекулеови формули (заеднички електронски пар со линија)
- **Кондензирани** (рационални) структурни формули:
 - Хоризонталните врски не се пишуваат, вертикалните линии се додаваат заради појаснување.
 - Доколку некоја група редоследно се повтора повеќе пати, може да се прикаже во мали загради, индексирана со бројот на повторување.



Скелетни структури

- **Скелетни структури:** Наједноставен начин за прикажување на хемиски структури.
- **Правило 1:** С атомите не се прикажуваат. Тие се во пресекот на две линии (врски) и на крајот од секоја линија.
- **Правило 2:** Н атомите сврзани за С не се прикажуваат. Се подразбира потребниот број (4 валентен С).
- **Правило 3:** Атомите различни од С и Н се прикажуваат.

Кекulé-ови структури	Скелетни структури
	
	
	

Тридимензионален приказ

- Органската хемија е 3-D. Обликот и геометријата на молекулата ги определуваат нејзините физички својства.
- Клинести формули за цртање: разлика меѓу врските над, под и во рамнина.
- Молекулски модели :
 - Модели со топчиња и стапчиња - едноставни за ракување и претставување на конформери.
 - Модели со полутопки (калоти) - изучување на волуменот на молекулата

