

2

Поларна ковалентна врска. Киселини и бази

- 2.1 Електронегативност. Диполен момент
- 2.2 Формален полнеж
- 2.3 Органски киселини и бази според Бренштед-Лори
- 2.4 Луисови киселини и бази
- 2.5 Прикажување на хемиски структури

2.1

**Поларна ковалентна врска.
Електронегативност. Диполен момент**

2.1 Електронегативност. Диполен момент

Електронегативност на елементите

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 (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

2.1 Електронегативност. Диполен момент

Поларност на врска

- Разликата во електронегативноста е причина за поларност на врската:
 - 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.



2.1 Електронегативност. Диполен момент

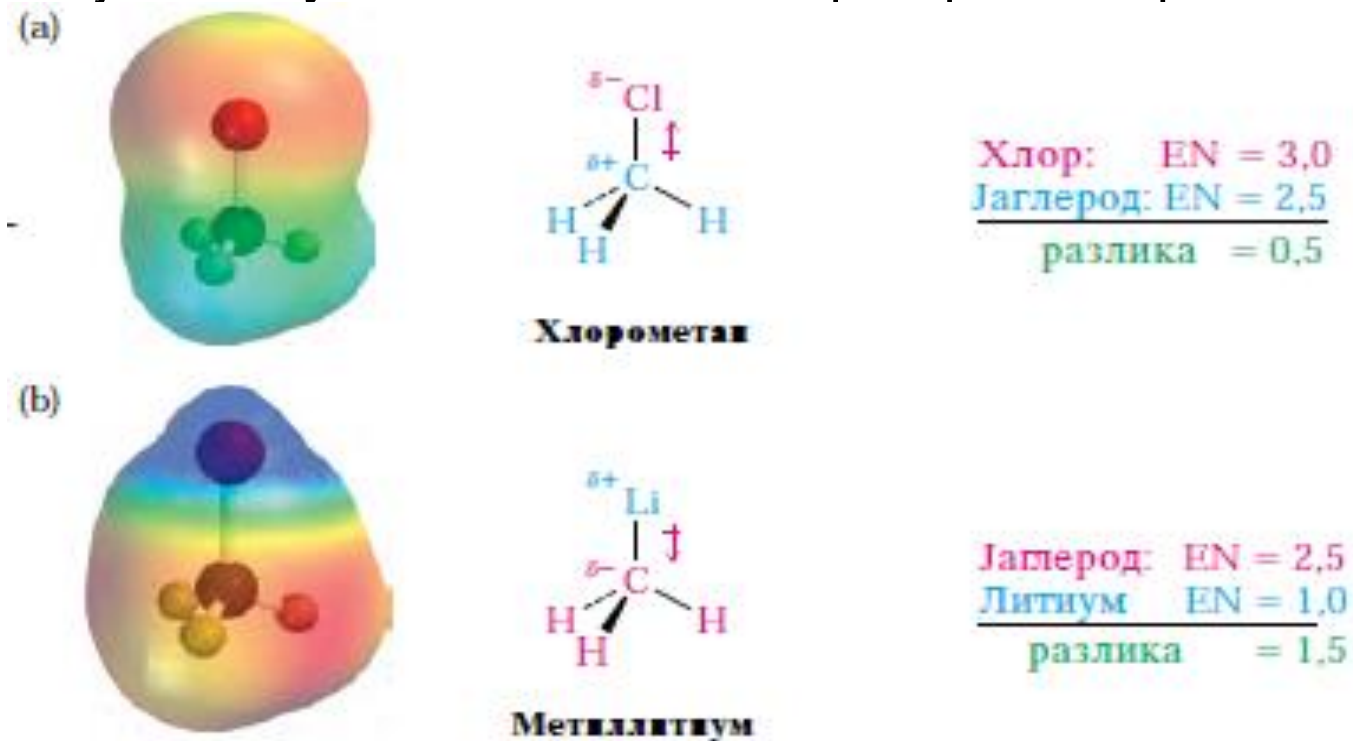
Поларна ковалентна врска

- 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
 - ($\Delta EN = 0,4$)

2.1 Електронегативност. Диполен момент

Мапи на електростатски потенцијал

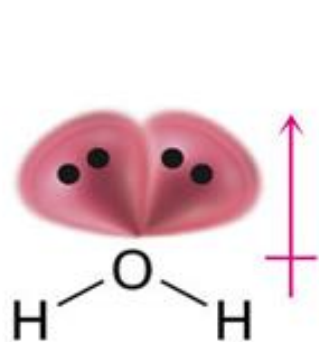
- Ја покажуваат пресметаната распределба на полнежи.
- Црвена боја – регион со поголема електронска густина, а сината боја – регион сиромашен со електрони.
- Стрелката ја покажува насоката на поларизираната врска.



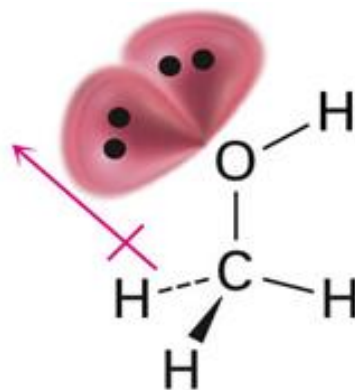
2.1 Електронегативност. Диполен момент

Диполен момент

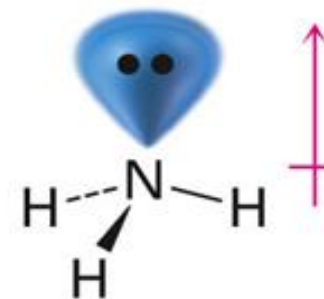
- Диполен момент (μ) е мерка за поларноста на целата молекула.
- Се определува експериментално.
- Може да се претпостави неговата насока.
- Вкупниот диполен момент на молекулата претставува векторска сума од одделните поларизирани врски.



Вода
($\mu = 1.85 \text{ D}$)



Метанол
($\mu = 1.70 \text{ D}$)



Амонијак
($\mu = 1.47 \text{ D}$)

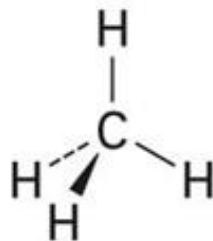
2.1 Електронегативност. Диполен момент

Диполен момент

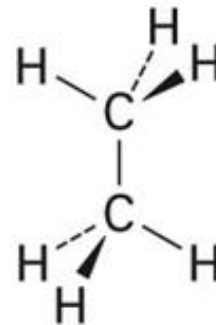
- Насоката на диполниот момент е определена со обликот (геометријата) на молекулата.
- Кај симетричните молекули, диполните моменти на поларните врски имаат спротивна насока, поради што се поништуваат. (пример: CO_2 , CCl_4)



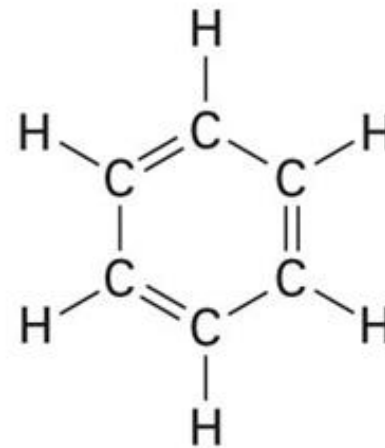
јаглерод диоксид
($\mu = 0$)



метан
($\mu = 0$)



етан
($\mu = 0$)



бензен
($\mu = 0$)

2.1 Електронегативност. Диполен момент

Диполен момент

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.

2.2

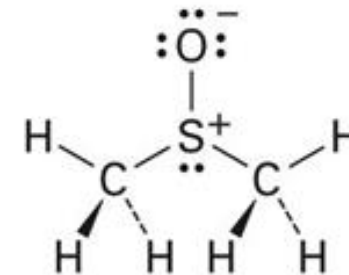
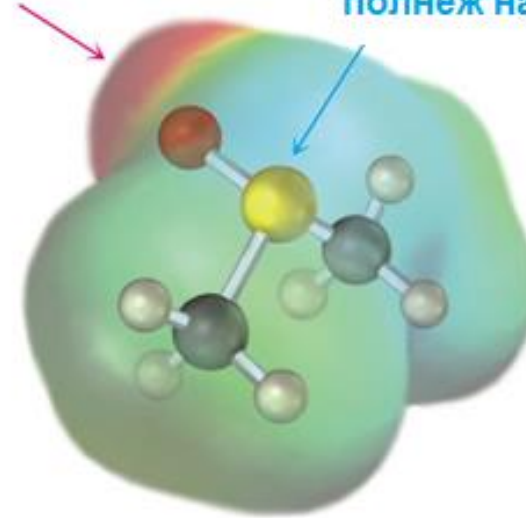
**Поларна ковалентна врска.
Формален полнеж**

2.2 Формален полнеж

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**.

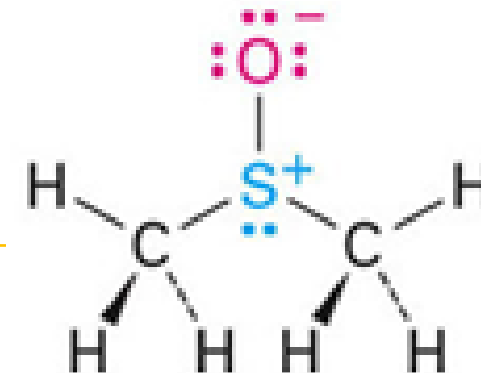
формален негативен полнеж на кислородот формален позитивен полнеж на сулфурот



диметил сулфоксид

2.2 Формален полнеж

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 = $6 - 2/2 - 6 = -1$

2.2 Формален полнеж

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

2.3

**Органски киселини и бази
според Бренштед - Лори**

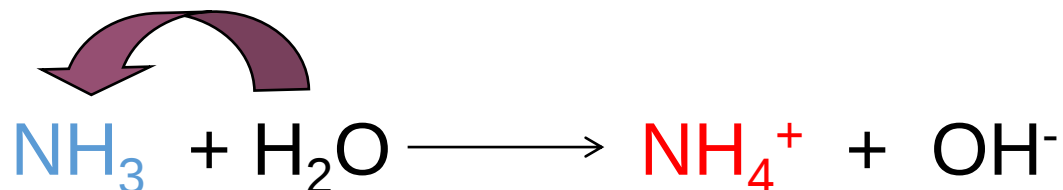
2.3 Органски киселини и бази според Бренштед - Лори

Органски киселини и бази

- Арениусовата теорија за електролитна дисоцијација: киселини се раствори кои дисоцираат на H^+ , додека базите во раствор содржат многу OH^- .
- Оваа дефиниција не е применлива во органската хемија.
- 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.



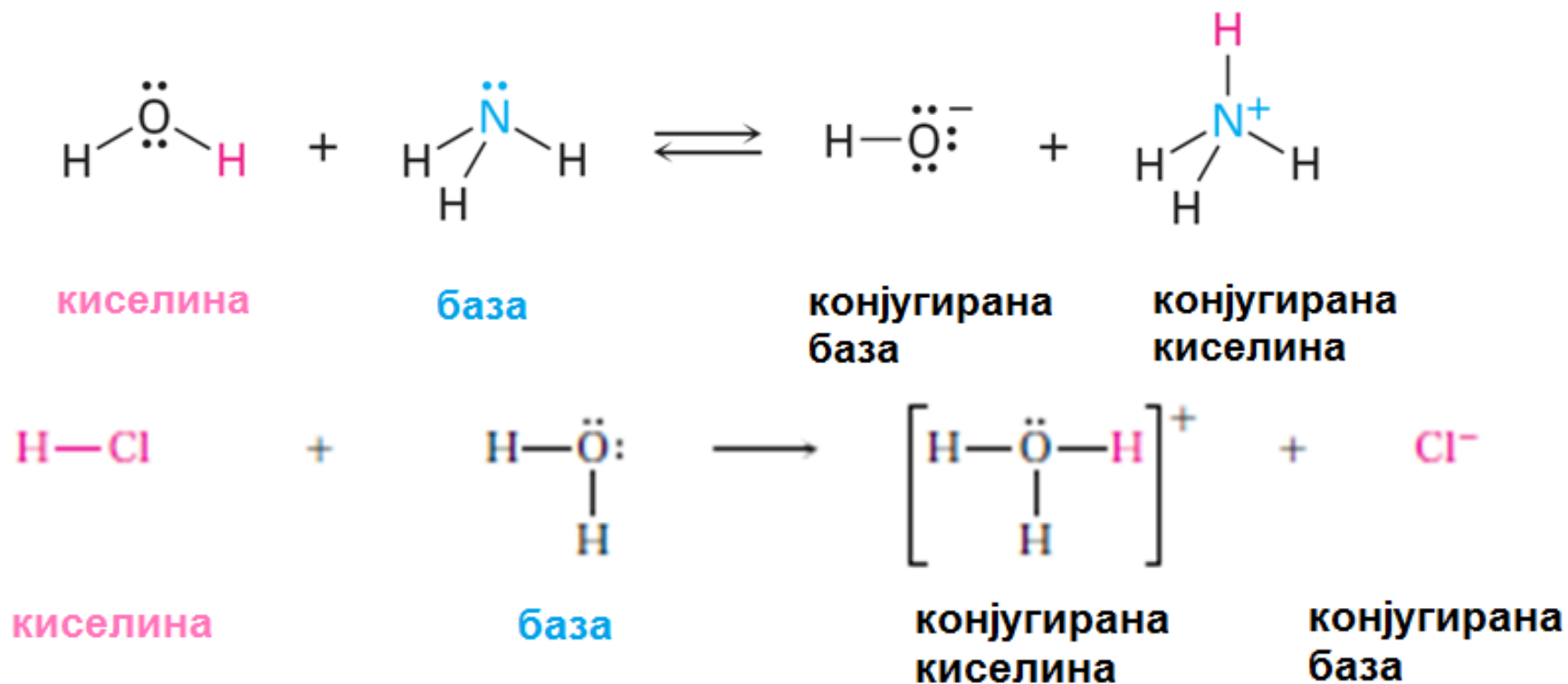
- Бренштедова база е супстанца која прима протон H^+ - протон акцептор.



2.3 Органски киселини и бази според Бренштед - Лори

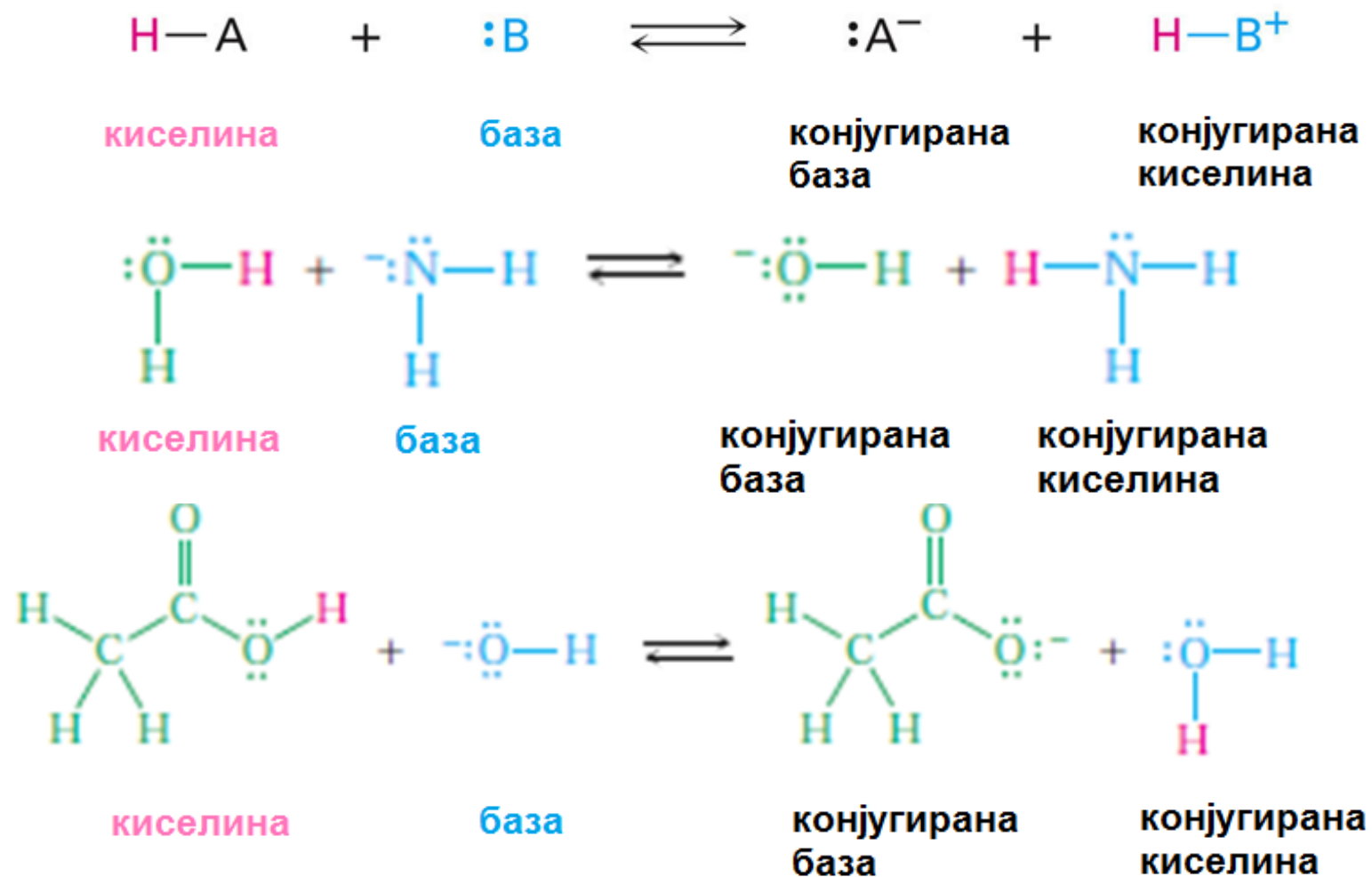
Органски киселини и бази

- Водата се однесува како база и киселина (амфотерност).
- Реверзибилната (повратна) реакција меѓу конјугираната киселина и конјугираната база е Бренштед – Лориева киселинско-базна реакција.



2.3 Органски киселини и бази според Бренштед - Лори

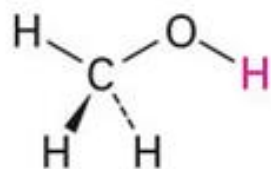
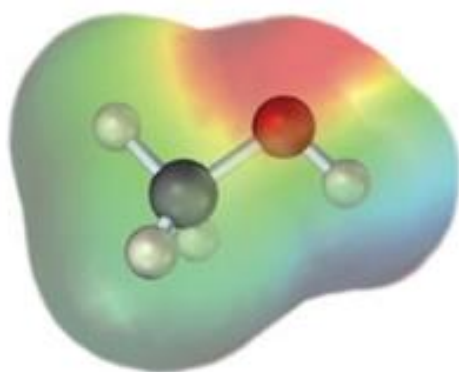
Киселинско – базни реакции



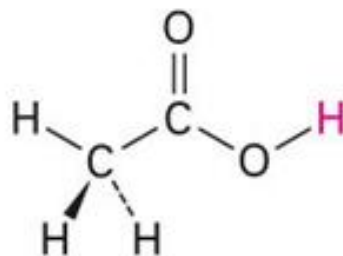
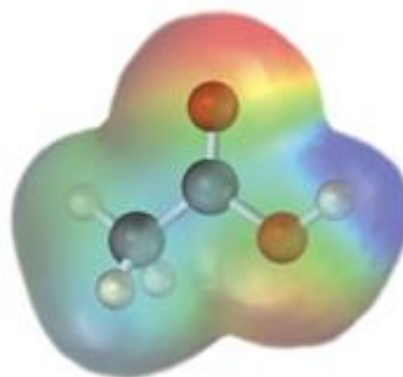
2.3 Органски киселини и бази според Бренштед - Лори

Бренштедови органски киселини

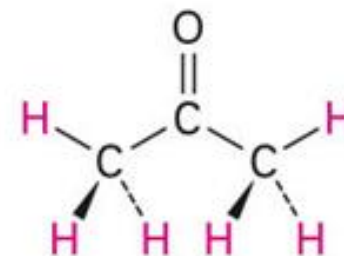
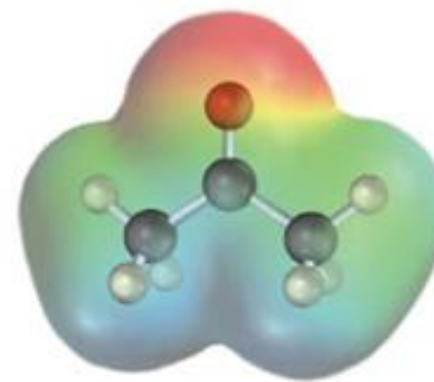
- Се карактеризираат со присуство на позитивно поларизиран водороден атом.



метанол



оцетна киселина



ацетон

2.3 Органски киселини и бази според Бренштед - Лори

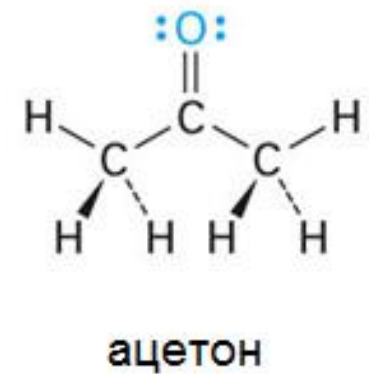
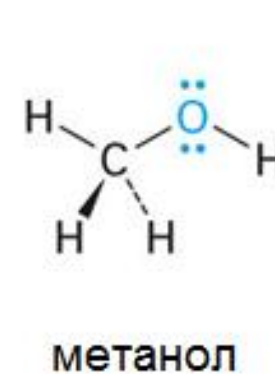
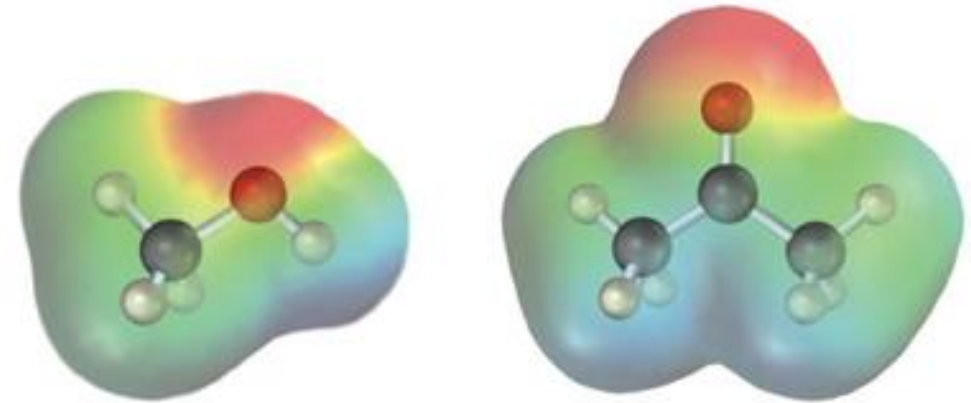
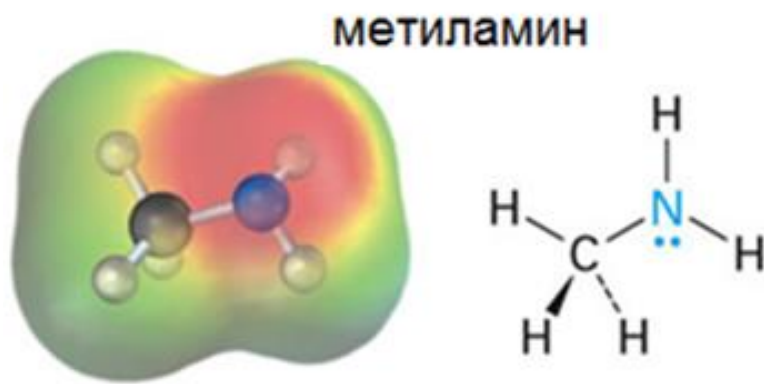
Бренштедови органски киселини

Продукти	Молекулска формула	Бренштедова киселина
Батерии и акумулатори	H_2SO_4	Сулфурна киселина
Желудочна киселина	HCl	Хлороводородна киселина
Кока-кола	H_3PO_4	Фосфорна киселина
Газирана вода	H_2CO_3	Јаглеродна киселина
Оцет	$\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$	Оцетна киселина
Агруми	$\text{H}_3\text{C}_6\text{O}_7\text{H}_8$	Лимонска (цитратна) киселина
Витамин С	$\text{HC}_6\text{O}_6\text{H}_7$	Аскорбинска киселина
Грозје	$\text{H}_2\text{C}_4\text{O}_6\text{H}_4$	Винска (тартаратна) киселина
Аспирин	$\text{H}_2\text{C}_9\text{O}_4\text{H}_8$	Ацетилсалицилна киселина

2.3 Органски киселини и бази според Бренштед - Лори

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 силни киселини, или како киселини со силни бази (види вода).



2.4

Луисови киселини и бази

2.4 Луисови киселини и бази

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, а Луисови бази се електрон – донори.



2.4 Луисови киселини и бази

Луисови киселини

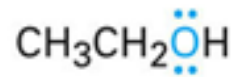
- Метални катјони: Mg^{2+} (примаат електронски пар кога формираат врска)
- Соединенија на елементите од 3A група: BF_3 и AlCl_3 , (имаат непополнети валентни орбитали и може да го акцептираат електронскиот пар од Луисовата база)
- Соединенија на преодни метали: TiCl_4 , FeCl_3 , ZnCl_2 и SnCl_4
- Органски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



2.4 Луисови киселини и бази

Луисови бази

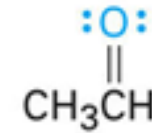
- Органски соединенија кои вообичаено содржат кислород или азот (слободни електронски парови).
- Бренштедовите бази се Луисови бази.** Луисовите бази (електрон – донори), може да примат протон.
- Некои соединенија се однесуваат и како киселини и како бази, во зависност од реакцијата.



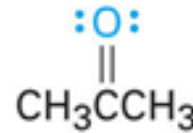
алкохол



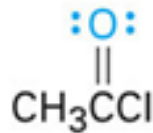
етер



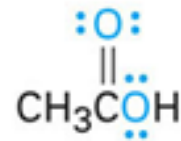
алдехид



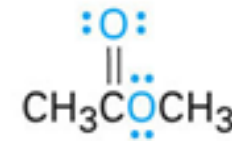
кетон



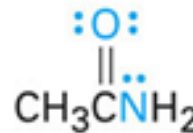
ацилхлорид



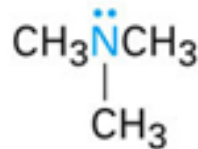
карбоксилна
киселина



естер



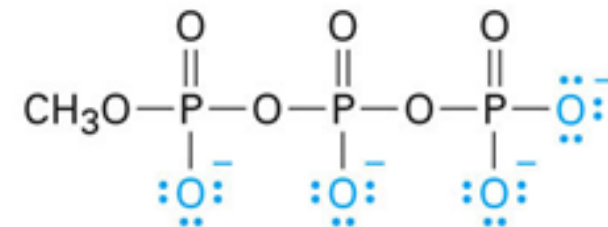
амид



амин



сулфид

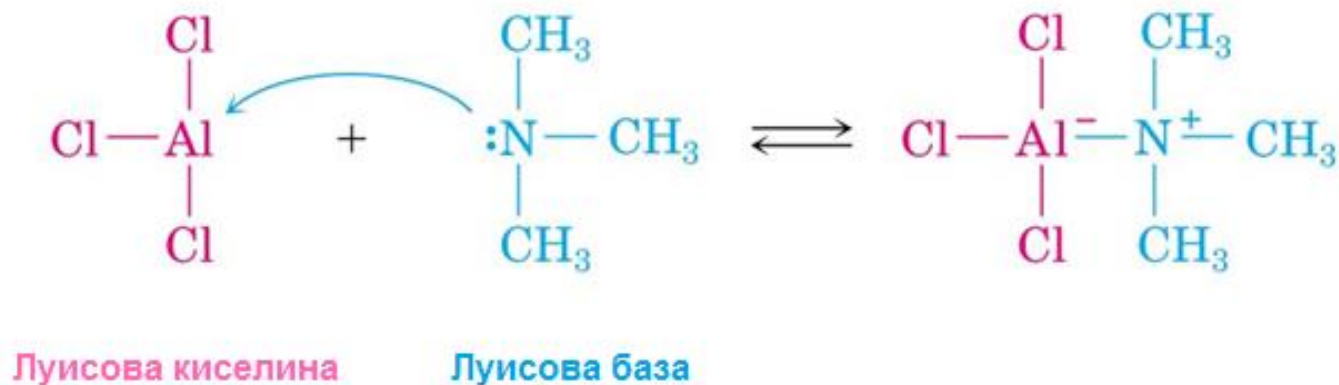


органотрифосфатен јон

2.4 Луисови киселини и бази

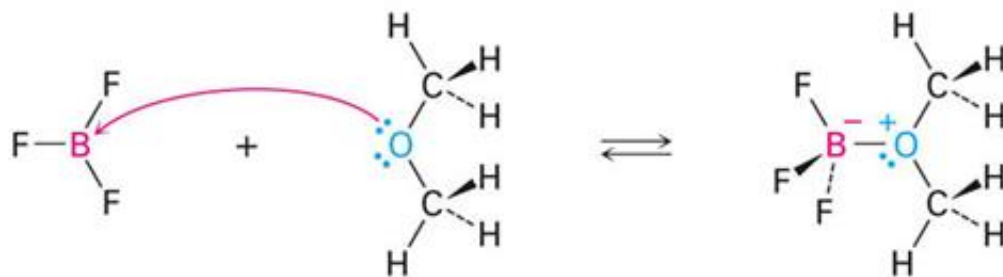
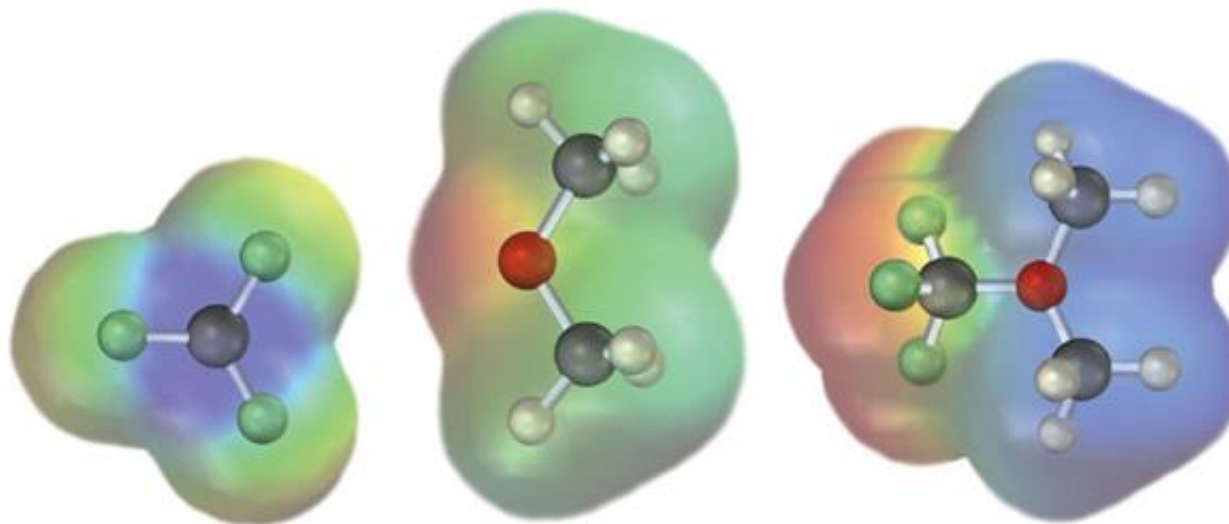
Луисови киселинско – базни реакции

- Преминувањето на електрони од Луисовата база на Луисовата киселина се претставува со свиткана стрелка.



2.4 Луисови киселини и бази

Илустрација на Луисови киселинско – базни реакции



Луисова киселина

Луисова база

адитионен
комплекс

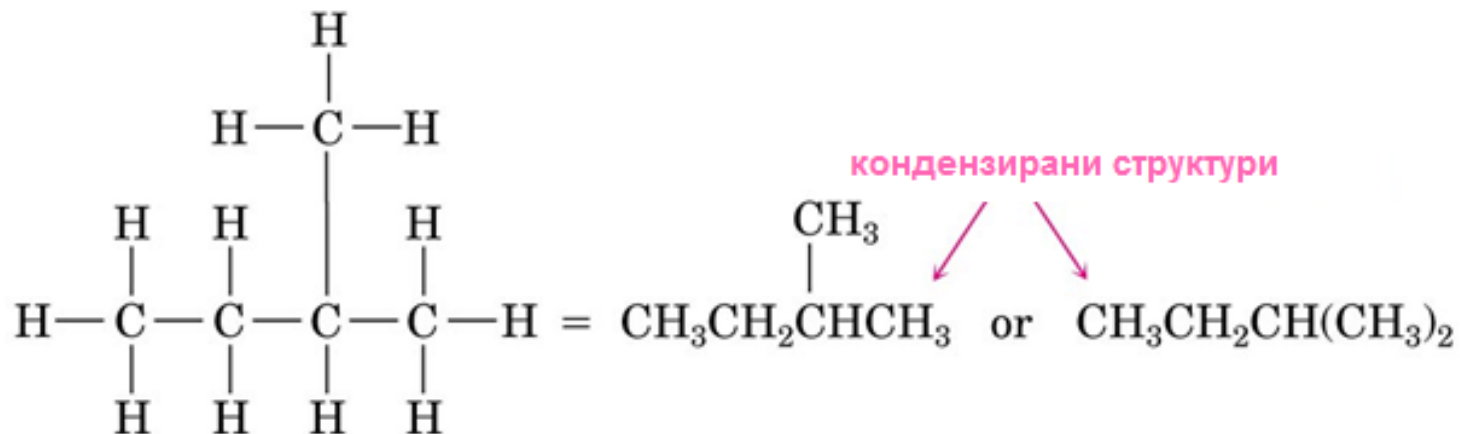
2.5

Прикажување на хемиски структури

2.5 Прикажување на хемиски структури

Хемиски структури

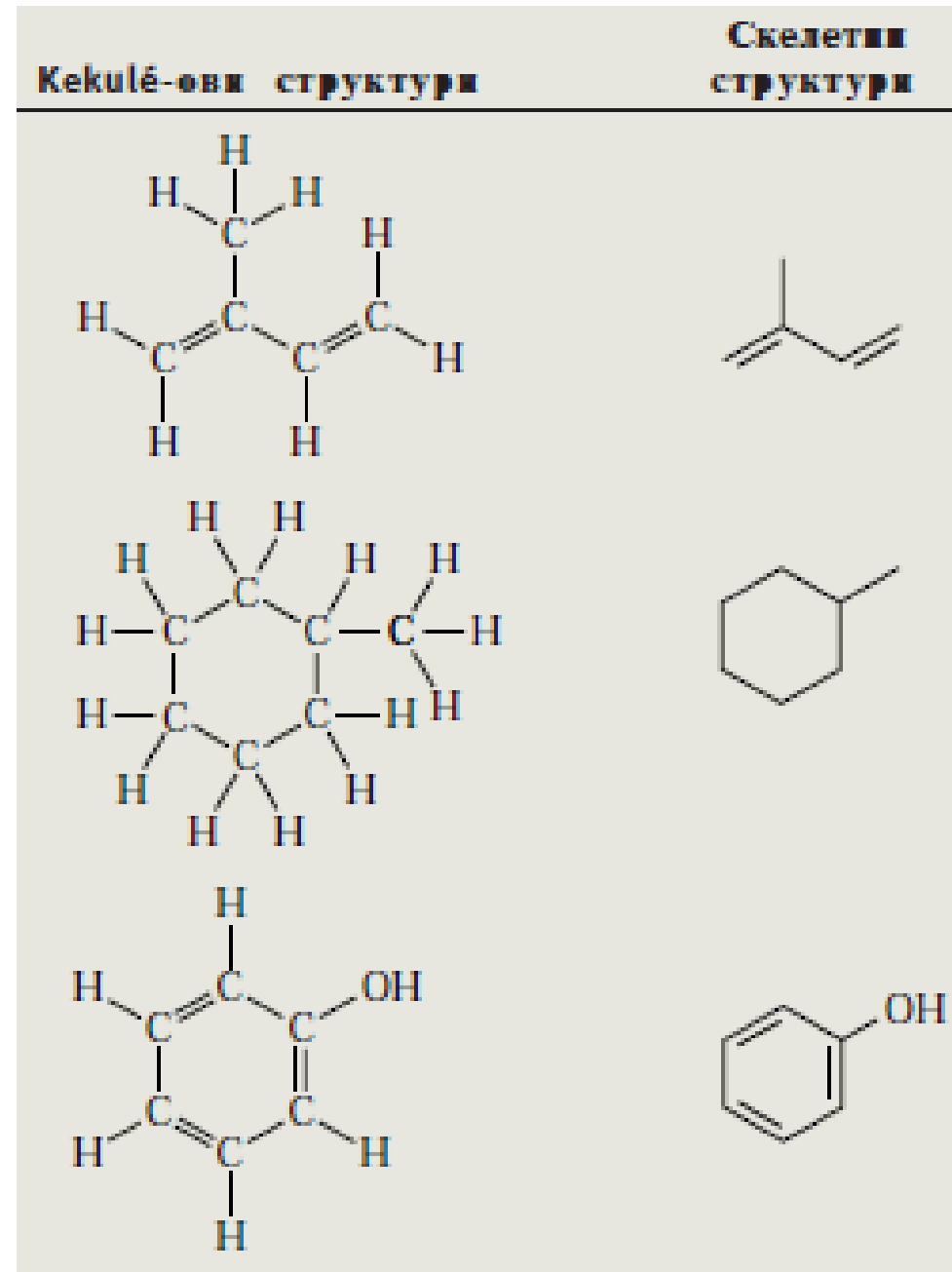
- Луисови формули (електроните се претставуваат со точки)
- Кекулеови формули (заеднички електронски пар со линија)
- **Кондензирани** (рационални) структурни формули:
 - Хоризонталните врски не се пишуваат, вертикалните линии се додаваат заради појаснување.
 - Доколку некоја група редоследно се повторуа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



2.5 Прикажување на хемиски структури

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.



2.5 Прикажување на хемиски 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

