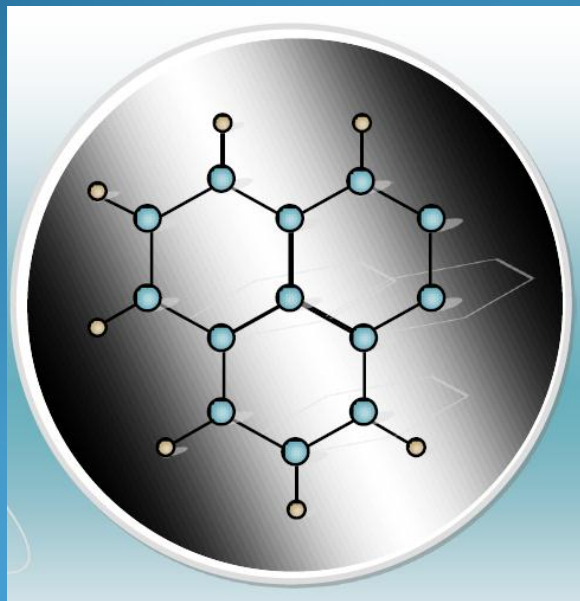


Глава 2

Типови хемиски врски кај неорганските соединенија



✓ **Зошто атомите се сврзуваат ?**

При образување на хемиска врска доаѓа до **намалување** на енергијата на системот. Намалувањето на енергијата се должи на привлечните сили меѓу спротивно наелектризираните јони или меѓу јадрата и заедничките електрони. Електронските конфигурации на индивидуалните атоми се од клучно значење за начинот на кој тие се сврзуваат меѓусебно.

✓ **Зошто е важно да знаеме како се образуваат хемиските врски?**

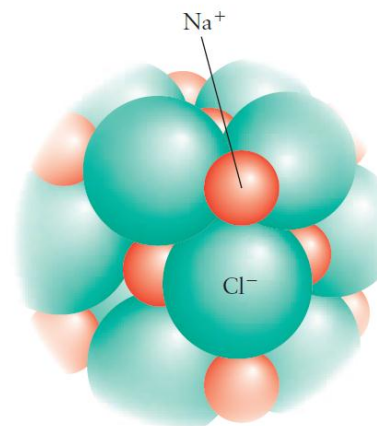
Соединенијата се од централно значење за хемијата. Разбирањето на начинот на сврзување на атомите е од клучно значење за современите истражувања во различни научни области. Знаејќи како атомите се поврзуваат меѓусебно ќе бидеме во состојба да го разбереме начинот на кој се **дизајнираат новите материјали**.

ОБРАЗУВАЊЕТО НА ХЕМИСКАТА ВРСКА Е ПРИДРУЖЕНО СО НАМАЛУВАЊЕ НА ЕНЕРГИЈАТА

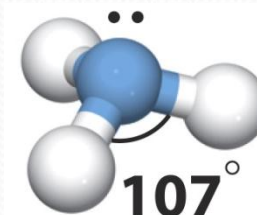
При образувањето на хемиска врска меѓу два атоми, енергијата на резултантниот систем, составен од две јадра и точно определен број електрони, е помала од вкупната енергија на атомите пред сврзувањето. Во зависност од начинот на кој се постигнува намалувањето на енергијата на системот, образуваната хемиска врска може да биде:

- јонска
- ковалентна
- метална

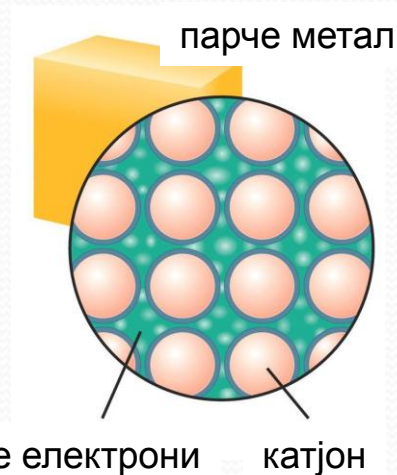
- Кај **јонската врска**, намалувањето на енергијата на сврзаниот систем се постигнува преку **целосен електронски трансфер**.



- Доколку намалувањето на енергијата на сврзаниот систем се постигнува преку образување на **заеднички електронски парови** меѓу атомите, образуваната врска е **ковалентна**.



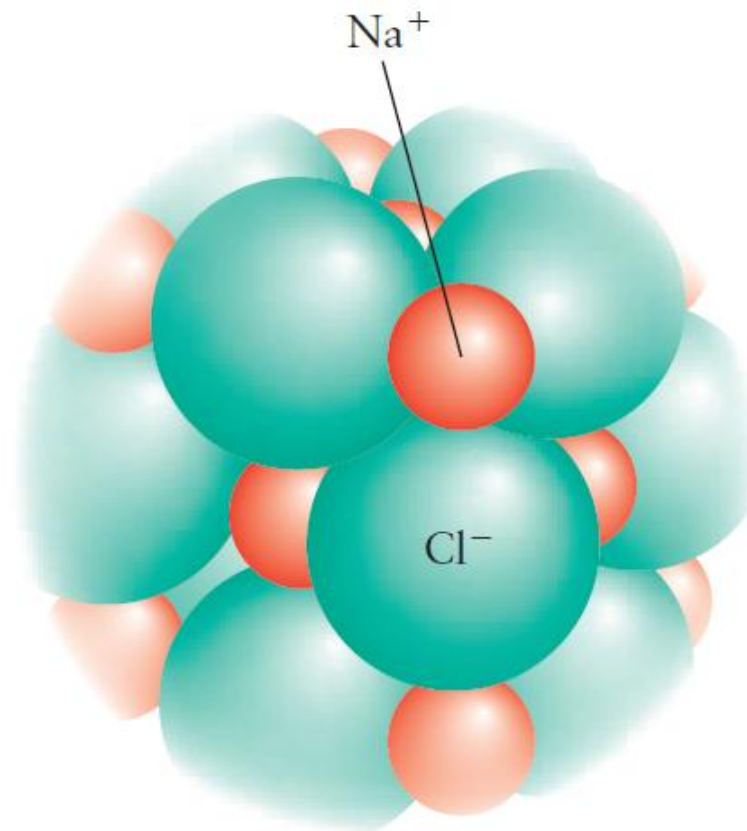
- Кај **металната врска**, металните јони се подредени на точно определен начин во структурата и се држат заедно со помош на море од електрони.



ЗАКЛУЧОК: хемиската врска зависи од електронската структура на атомите.

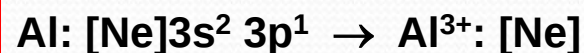
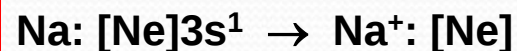
Јонска врска

- **Јонскиот модел** е особено погоден за опишување на начинот на сврзување на атомите кај бинарните соединенија обрзувани од метален (особено од *s*-блокот) и неметален елемент.
- **Јонските супстанции** спаѓаат во групата на **кристални супстанции** (т.е. супстанции изградени од атоми, молекули или јони кои се подредени во структурата на точно определен, периодичен начин).



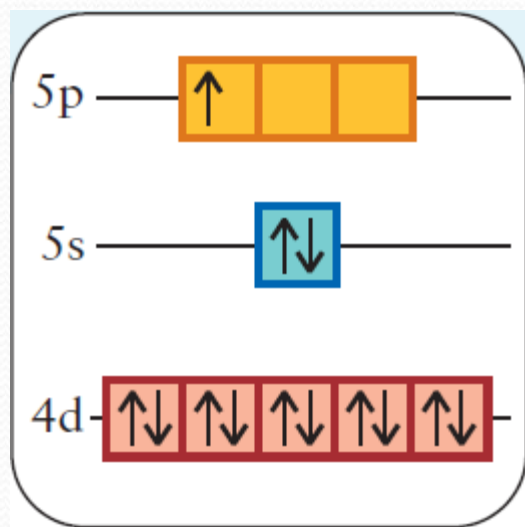
Образување на катјони

	1	2	13	14	
He	Li	Be	B		2
Ne	Na	Mg	Al		3
Ar	K	Ca	Ga		4
Kr	Rb	Sr	In	Sn	5
Xe	Cs	Ba	Tl	Pb	6
Rn	Fr	Ra			7



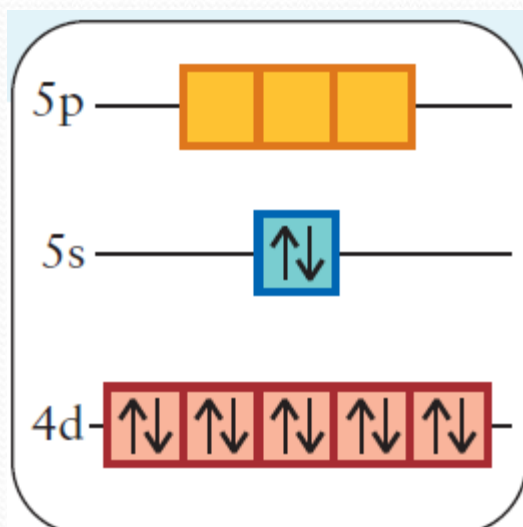
- ✓ Атомите на металите (од втора и трета периода) кога образуваат катјони, ги оддаваат своите валентни s- и p- електрони и постигнуваат електронска конфигурација на претходниот инертен гас.
- ✓ Атомите на металите од p- блокот кои припаѓаат на четвртата периода, како и периодите кои следат го задржуваат d-подслојот полнет со електрони.

Електронска конфигурација на:



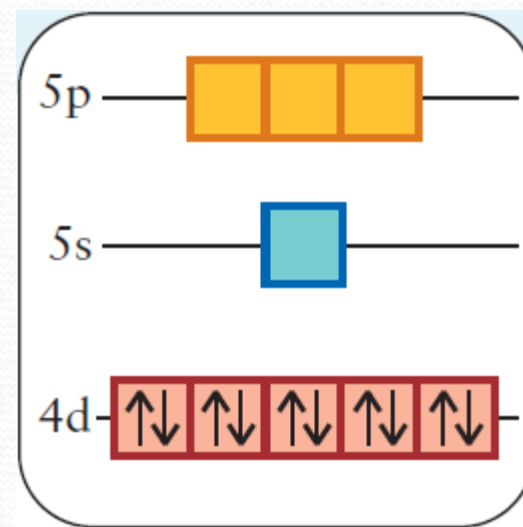
индиум

In: $[\text{Kr}]4d^{10}5s^25p^1$



индиум(1+) јон

In^+ : $[\text{Kr}]4d^{10}5s^2$



индиум(3+) јон

In^{3+} : $[\text{Kr}]4d^{10}$

Променлива валентност

The diagram shows a periodic table with the following blocks highlighted:

- d Block:** Indicated by a bracket spanning from Group 3 to Group 10.
- Transition metals:** Indicated by a bracket spanning from Group 3 to Group 10, overlapping with the d-block.
- f Block:** Indicated by a bracket at the bottom, encompassing the Lanthanoids and Actinoids.

Lanthanoids (lanthanides): Ce, Pr, Yb, Lu

Actinoids (actinides): Tb, Pa, No, Lr

Fe: [Ar]3d⁶4s²

Fe²⁺: [Ar]3d⁶

Fe³⁺: [Ar]3d⁵

Sn: [Kr]4d¹⁰5s²5p²

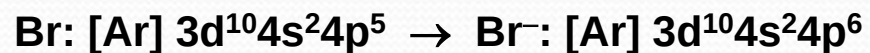
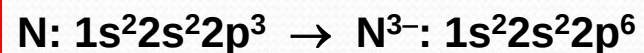
Sn²⁺: [Kr]4d¹⁰5s²

Sn⁴⁺: [Kr]4d¹⁰

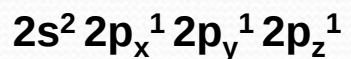
Образување на анјони

					18	
					He	1
	14	15	16	17		
	C	N	O	F	Ne	2
	Si	P	S	Cl	Ar	3
	Ge	As	Se	Br	Kr	4
		Sb	Te	I	Xe	5
		Bi	Po	At	Rn	6

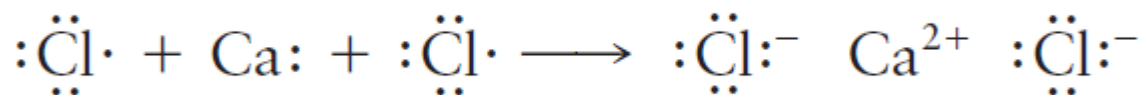
- ✓ Атомите на неметалите, кога образуваат анјони, примаат електрони и постигнуваат електронска конфигурација на атомот на следниот инертен гас.



Луисови симболи



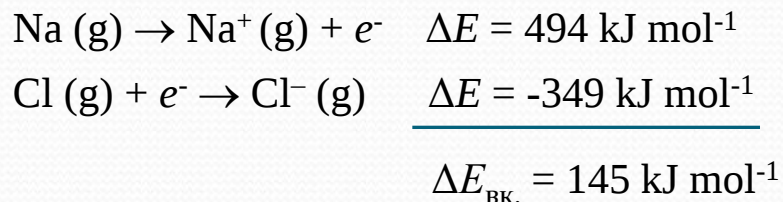
- ✓ Сливовит приказ на валентниот електронски слој
- ✓ Една точка соодветствува на еден електрон во орбиталата
- ✓ Две точки соодветствуваат на спарен електронски пар во орбиталата



Луисова структура на CaCl_2

Енергетски аспекти при образување на јонската врска

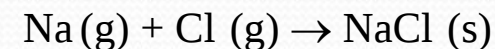
Процес на јонизација:



Електростатска интеракција:

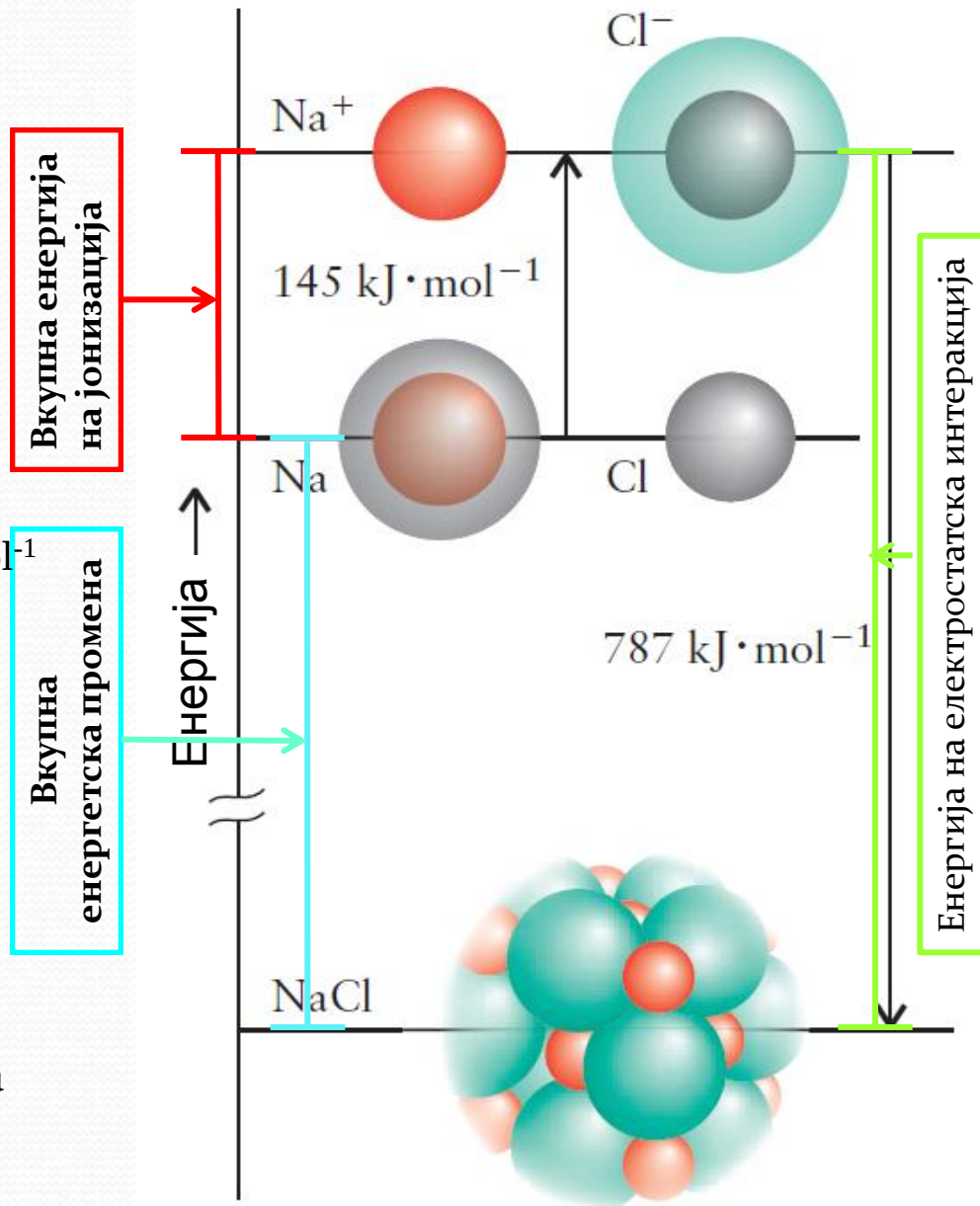


Вкупен енергетски ефект:

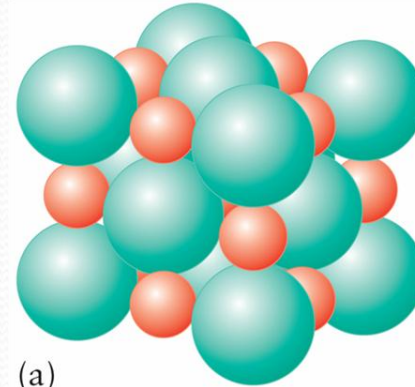
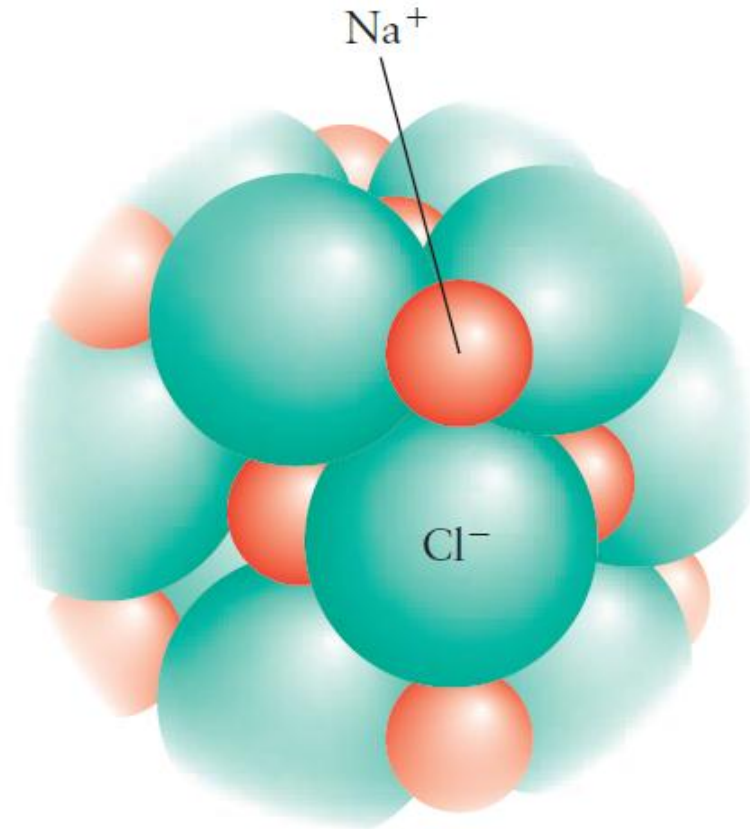


$$\Delta E = (145 - 787) \text{ kJ mol}^{-1} = -642 \text{ kJ mol}^{-1}$$

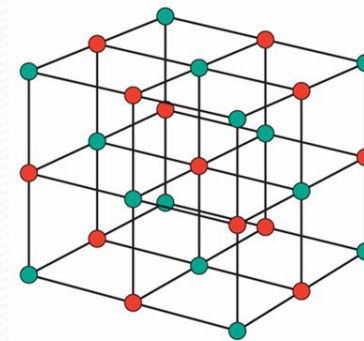
Енергијата потребна за образување на **јонска врска** главно се надоместува со помош на енергијата која се ослободува при процесот на привлекување на спротивно наелектризираните јони.



Дел од структурата на NaCl



(a)



(b) **Елементарна ќелија на NaCl**

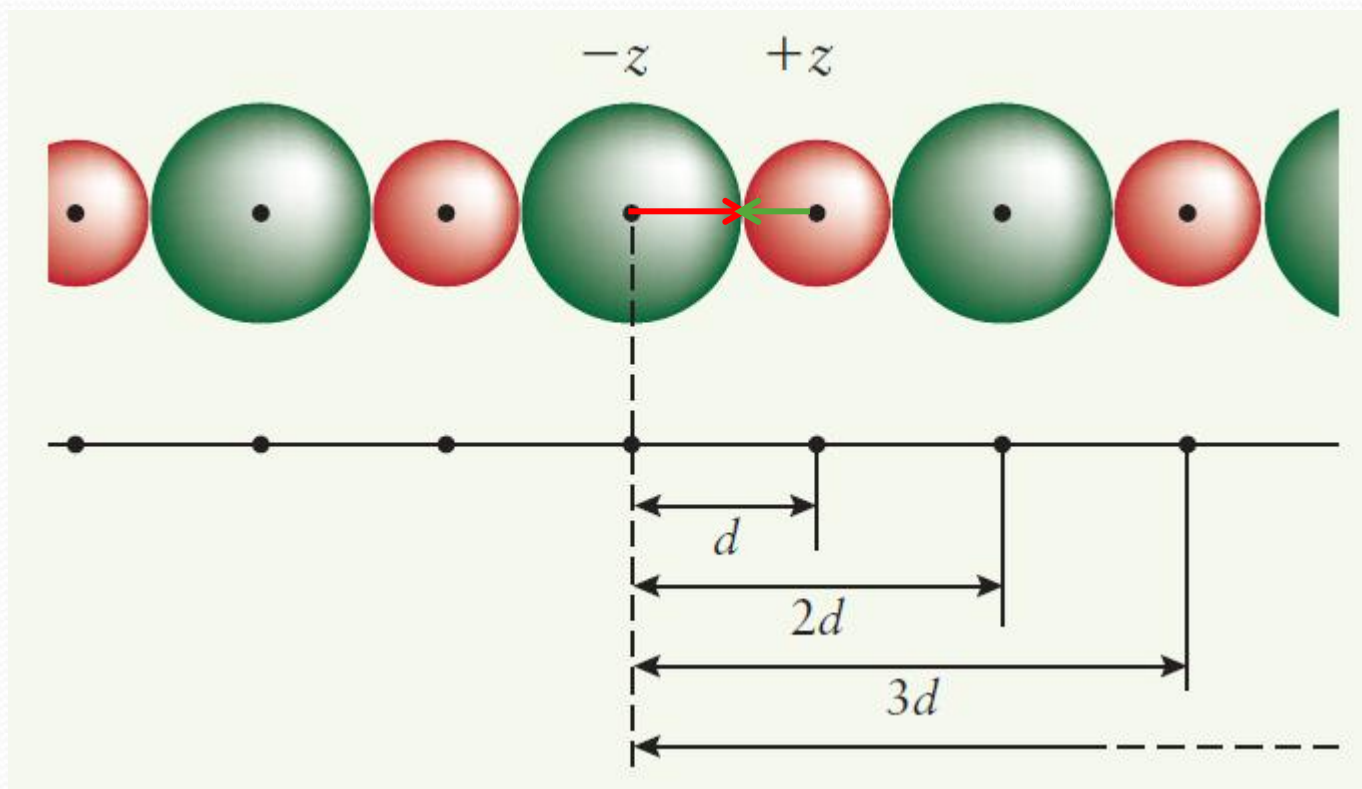
- ✓ Од клучно значење при образувањето на јонската врска е јачината на електростатската интеракција меѓу јоните во цврстата супстанца: таа треба да биде доволно голема за да ја компензира енергијата која е потребна за да се образуваат јоните.
- ✓ Елементите со мала енергија на јонизација (металите од s-блокот) може да образуваат јонска врска.

Електростатска интеракција меѓу јоните

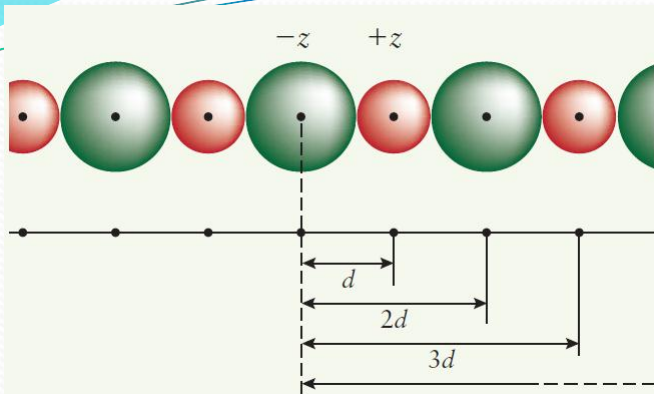
Потенцијалната енергија на електростатската интеракција
меѓу два индивидуални јони:

$$E_{p,12} = \frac{\overbrace{(z_1 e)}^{\text{ел. полнеж на јонот 1}} \times \overbrace{(z_2 e)}^{\text{ел. полнеж на јонот 2}}}{4\pi\epsilon_0 \underbrace{r_{12}}_{\text{растојание меѓу двата јони}}} = \frac{z_1 z_2 e^2}{4\pi\epsilon_0 r_{12}}$$

Низа од наизменично подредени катјони и анјони (еднодимензионален случај):



$$d = r_{\text{катјон}} + r_{\text{анјон}}$$

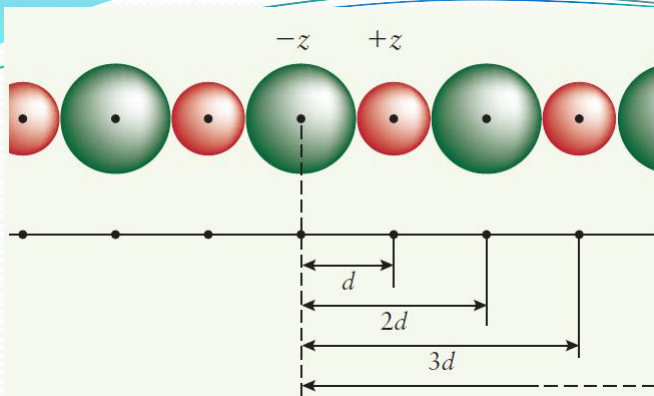


Ако $z_1 = +z$, $z_2 = -z$ и $z_1 z_2 = -z^2$:

$$E_p = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \left(-\frac{z^2 e^2}{d} \right) + \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{z^2 e^2}{2d} + \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \left(-\frac{z^2 e^2}{3d} \right) + \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{z^2 e^2}{4d} - \dots$$

$$E_p = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \left(\underbrace{-\frac{z^2 e^2}{d}}_{\text{привлекување}} + \underbrace{\frac{z^2 e^2}{2d}}_{\text{одбивање}} - \underbrace{\frac{z^2 e^2}{3d}}_{\text{привлекување}} + \underbrace{\frac{z^2 e^2}{4d}}_{\text{одбивање}} + \dots \right)$$

$$E_p = -\frac{z^2 e^2}{4\pi\epsilon_0 d} \underbrace{\left(1 - \frac{1}{2} + \frac{1}{3} - \frac{1}{4} + \dots \right)}_{\ln 2} \Rightarrow \boxed{E_p = -\frac{z^2 e^2}{4\pi\epsilon_0 d} \ln 2}$$



Ако $z_1 = +z$, $z_2 = -z$ и $z_1 z_2 = -z^2$:

Потенцијалната енергија на интеракција на централниот јон со наизменично подредените јони од двете страни:

$$E_p = -2 \ln 2 \frac{z^2 e^2}{4\pi\epsilon_0 d}$$

или изразена на мол јони :

$$E_p = -\underbrace{2 \ln 2}_A \frac{z^2 N_A e^2}{4\pi\epsilon_0 d}$$

$\Rightarrow$

$$E_p = -A \frac{z^2 e^2 N_A}{4\pi\epsilon_0 d}$$

$$E_p = -A \times \frac{z^2 N_A e^2}{4\pi\epsilon_0 d}$$

Што ни кажува оваа равенка ?

- ✓ Бидејќи потенцијалната енергија на интеракција е негативна, привлечните електростатски интеракции меѓу централниот јон и спротивно наелектризираните јони се поголеми од одбивните взаемодејства меѓу централниот јон и истоимено наелектризираните јони.
- ✓ Потенцијалната енергија е изразено негативна кога јоните имаат голем полнеж и растојанието меѓу нив е мало.

Потенцијална енергија на електростатска интеракција во три димензии

$$E_p = -A \times \frac{|z_1 z_2| N_A e^2}{4 \pi \epsilon_0 d}$$

- ❑ Маделунговата константа зависи од начинот на подредување на јоните.
- ❑ Намалувањето на енергијата до кое доаѓа при образувањето на една јонска супстанца е поголемо во случајот на јони со големи полнежи и мали радиуси (пр. MgO).

Маделунгови константи

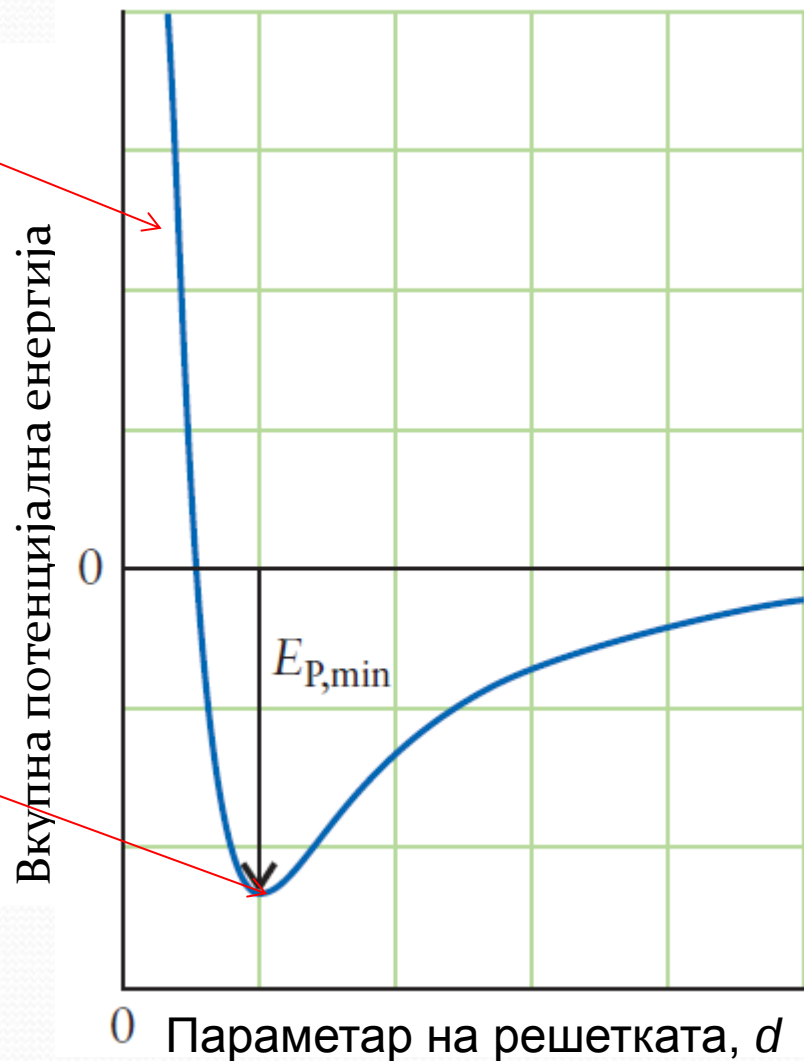
Структурен тип	A
цезиум хлорид	1.763
флуорит	2.519
натриум хлорид	1.748
рутил	2.408

Одбивните взаеMODEЈСТАВА меѓу соседните јони доведуваат до зголемување на потенцијалната енергија на интеракција кога d е мало.

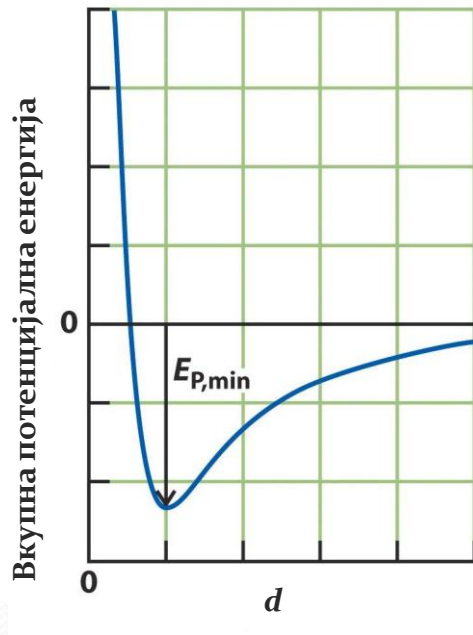
Енергетскиот минимум дефиниран со
Борн-Маеровата равенка:

$$E_{P,\min} = -\frac{N_A |z_A z_B| e^2}{4 \pi \epsilon_0 d} \left(1 - \frac{d^*}{d}\right) A$$

$$d^* = 34,5 \text{ pm}$$



Што ни кажува Борн-Маеровата равенка ?



$$E_{P,min} = -\frac{N_A |z_A z_B| e^2}{4 \pi \epsilon_0 d} \left(1 - \frac{d^*}{d}\right) A$$

- ✓ негативниот предзнак на E_p значи дека јоните имаат помала потенцијална енергија во цврста супстанца отколку кога се наоѓаат на големи меѓусебни растојанија во состојба на гас.
- ✓ образуваната јонска супстанца е постабилна ако јоните располагаат со поголеми полнежи и имаат помали радиуси (т.е. d е мало, но не помало од d^*)

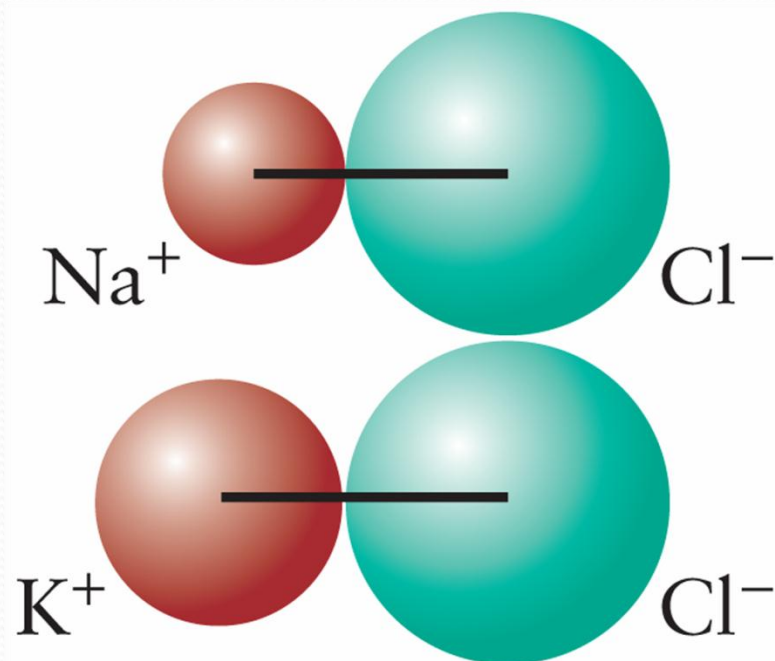
Паровите јонски супстанции:

а) NaCl и KCl

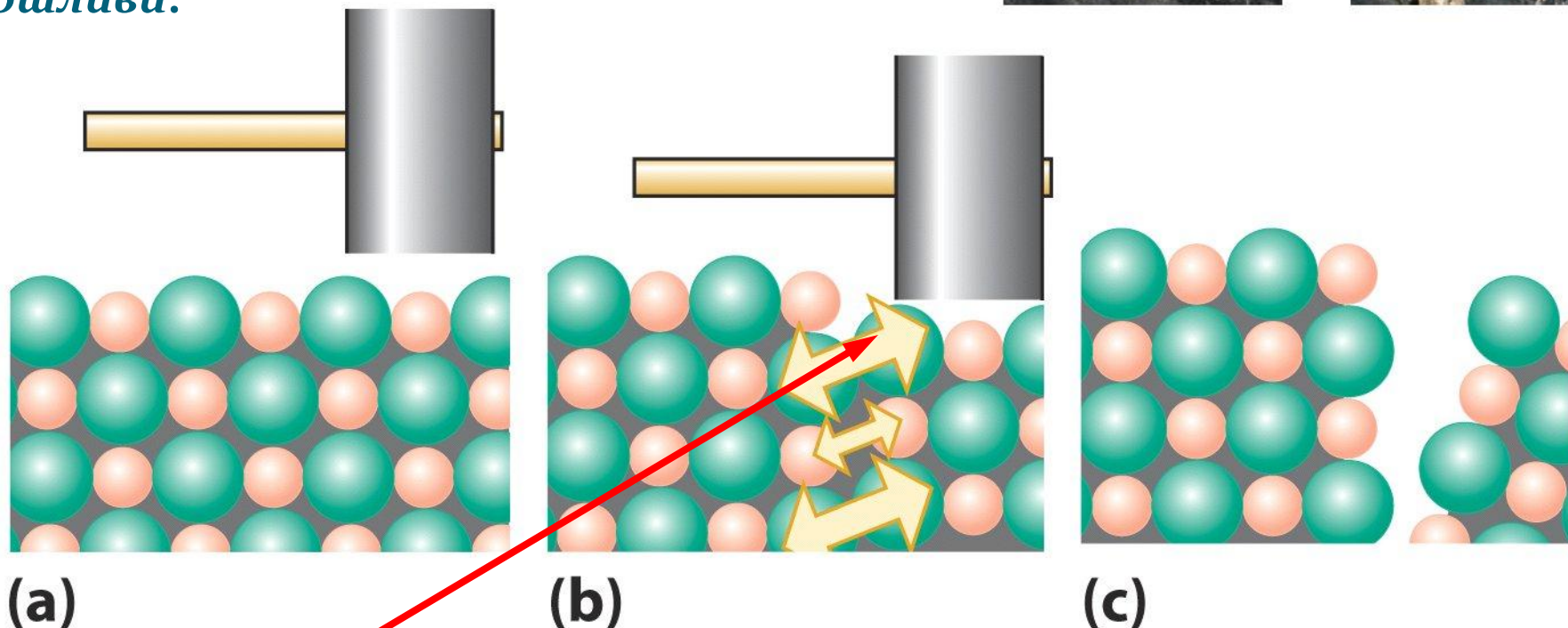
б) CaO и KCl

в) KBr и KCl

имаат ист тип на кристални структури. Кај која супстанца од секој од наведените парови електростатските интеракции меѓу јоните се посилни ?



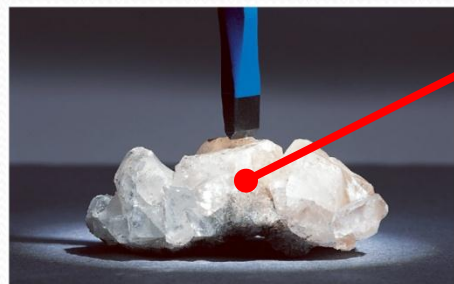
Јонските супстанции, како резултат на силните електростатки интеракции, се карактеризираат со *високи температури на топење* и се *лесно кршливи*.



Поради ударот анјоните (зелени сфери) се доближуваат до анјоните, а пак катјоните (розе) до катјоните. Последица на тоа се големи одбивни сили.

Како резултат на големите одбивни сили доаѓа до кршење на кристалот.

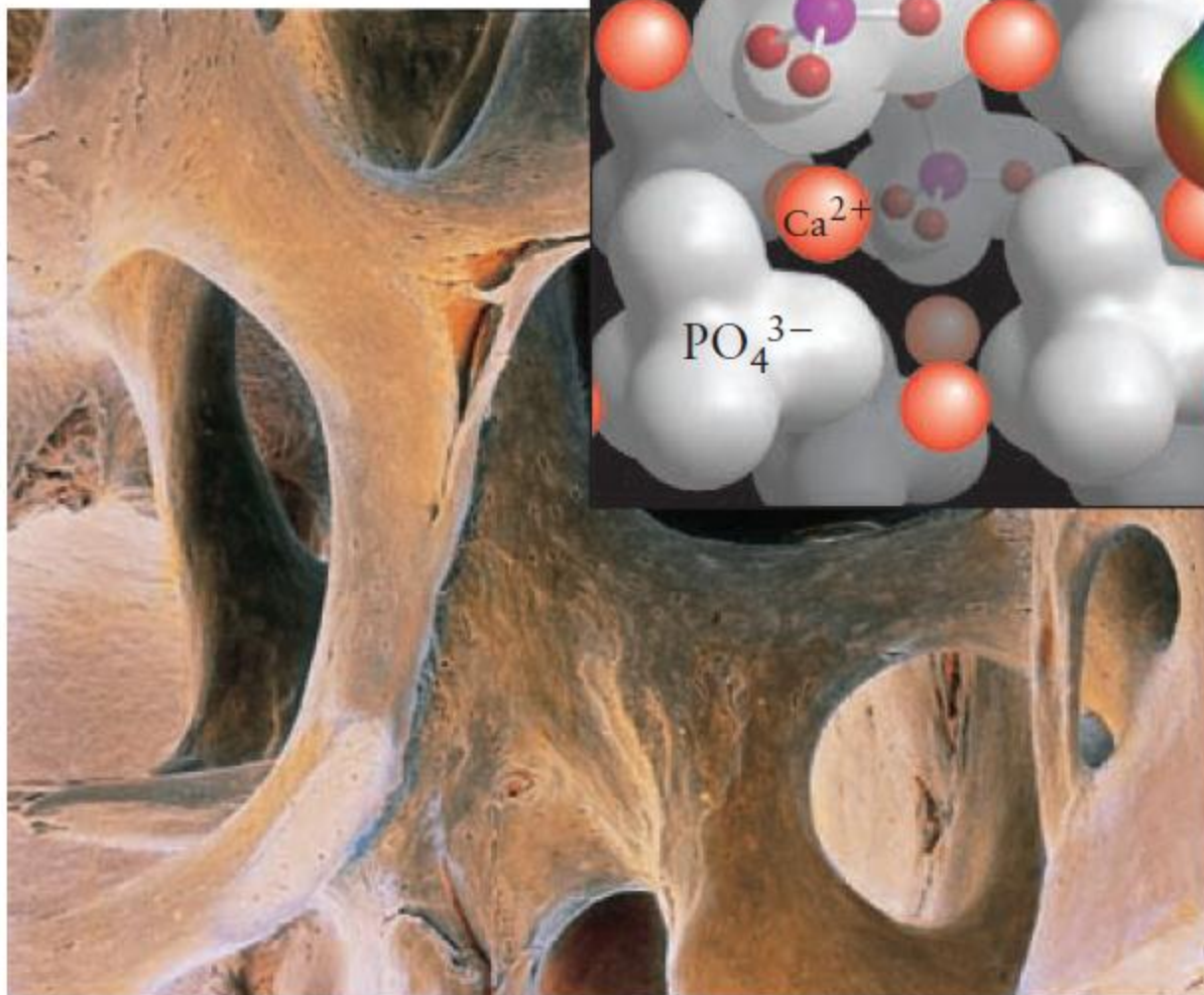
Кршење на калцит



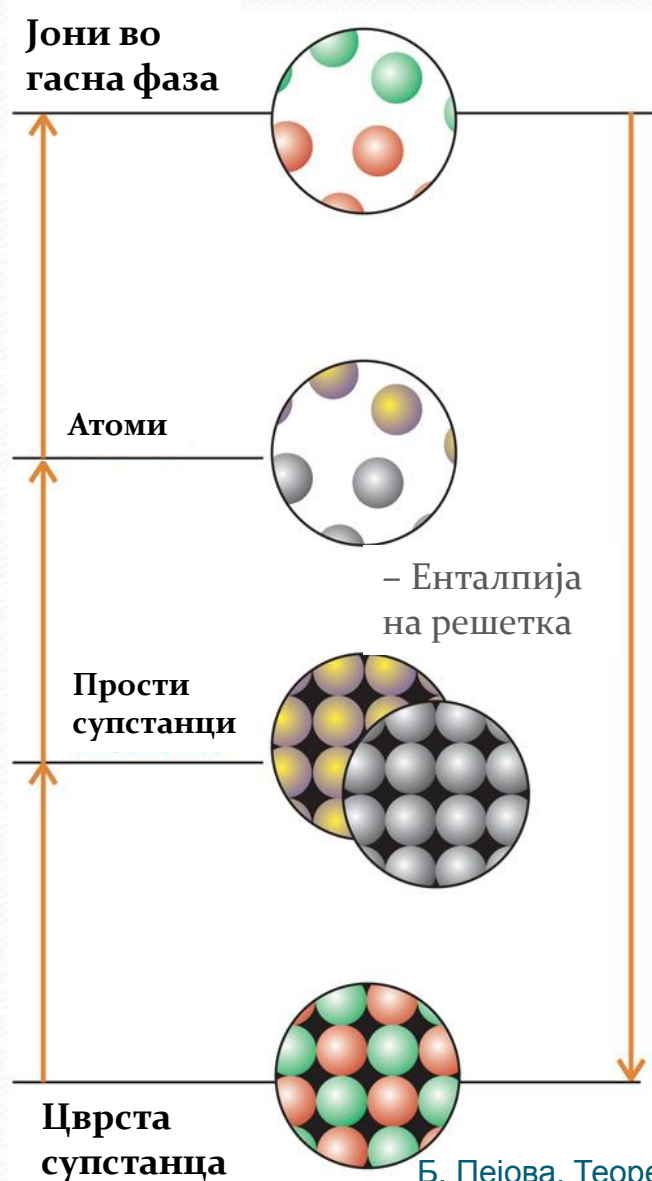
пред

Рамни површини од
рамнините на јони





Енталпија на кристална решетка

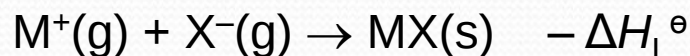


Енталпија на образување ($\Delta_f H^\ominus$)



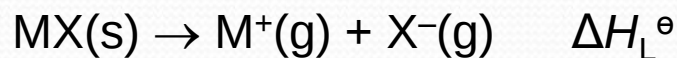
Топлинскиот ефект на процесот на образување на решетка (т.е. електростатска интеракција)

од јони во гасна фаза е еднаква на енталпијата на решетката со негативен предзнак:



Енталпија на кристална решетка ($\Delta H_L^\ominus$)

промена на стандардната моларна енталпија при образување јони во гасна фаза од кристална супстанца.



$$\Delta H_L = H_m(\text{јони, гас. сост.}) - H_m(\text{цврста супст.})$$

Енталпија на кристална решетка

Енергијата на решетката е мера за топлината која е потребна за да цврстата супстанца се трансформира во јони во парна фаза.

Енталпии на решетка при 25 °C (kJ/mol)

Халиди

LiF	1046	→	LiCl	861	→	LiBr	818	→	LiI	759
NaF	929		NaCl	787		NaBr	751		NaI	700.
KF	826		KCl	717		KBr	689		KI	645
AgF	971		AgCl	916		AgBr	903		AgI	887
BeCl ₂	3017		MgCl ₂	2524		CaCl ₂	2260.		SrCl ₂	2153
			MgF ₂	2961	→	CaBr ₂	1984			

Оксиди

MgO	3850.	→	CaO	3461		SrO	3283	→	BaO	3114
-----	-------	---	-----	------	--	-----	------	---	-----	------

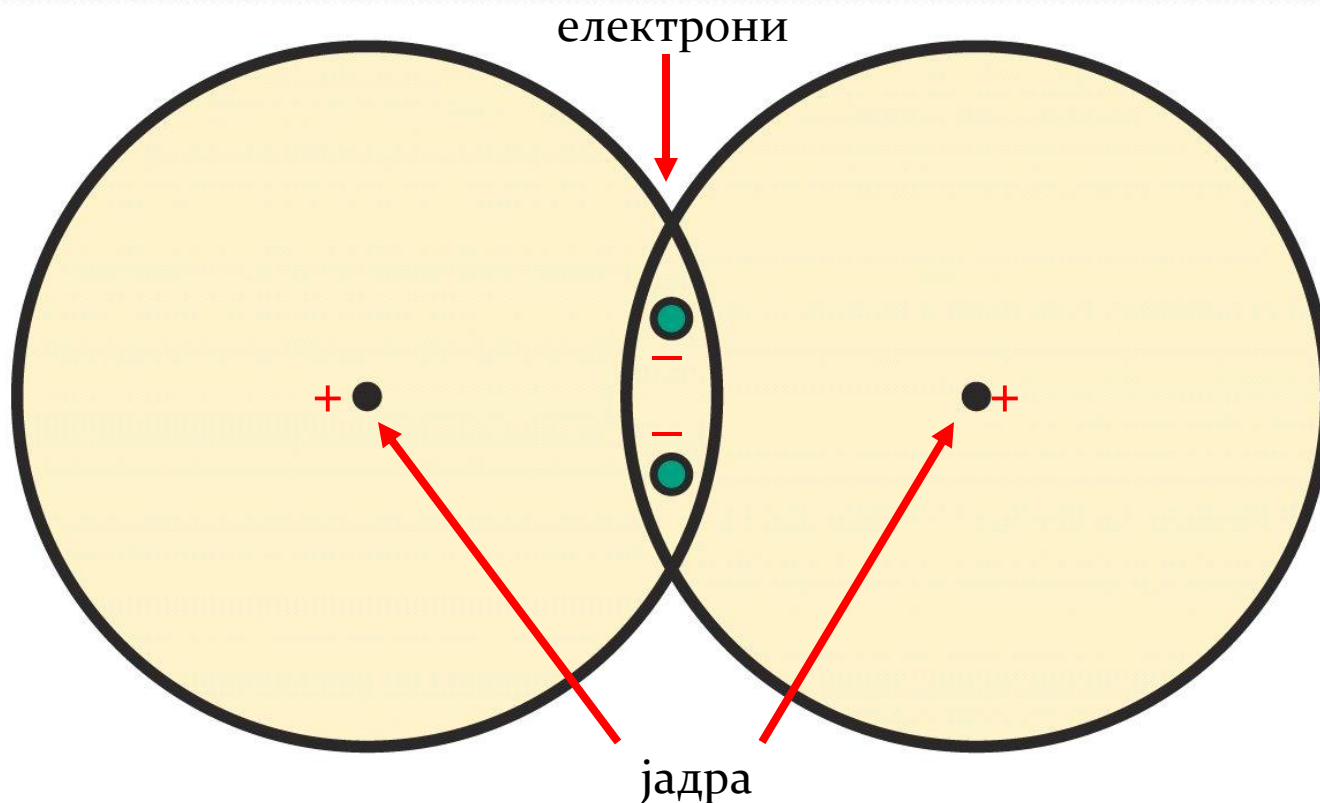
Сулфиди

MgS	3406		CaS	3119		SrS	2974		BaS	2832
-----	------	--	-----	------	--	-----	------	--	-----	------

Енталпијата на решетката опаѓа со зголемување на димензиите на **анјоните** и **катјоните**

Ковалентна врска

Луисов концепт за хемиското сврзување (1916)

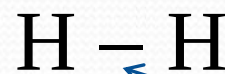
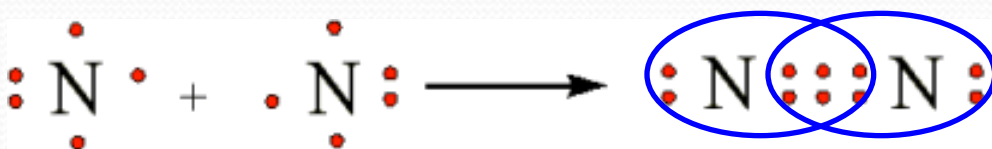
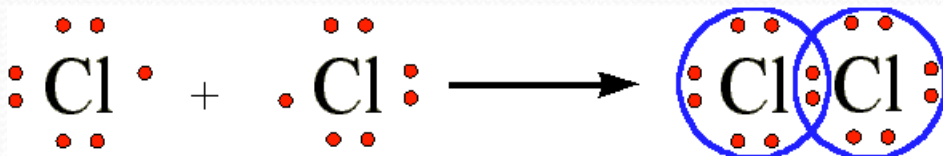
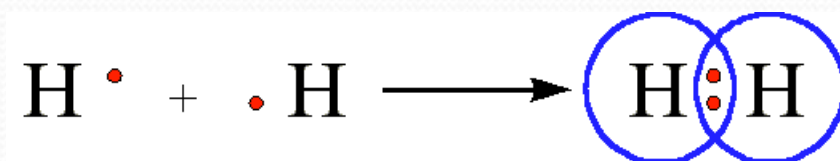


Споделен електронски пар

Заедничкиот електронски пар е привлекуван од јадрата на двата атоми

Правило на октет (Луис):

При образувањето на ковалентната врска, атомите постигнуваат стабилна електронска конфигурација на атомот на следниот инертен гас (правило на октет) делејќи меѓусебе (еден или повеќе) електронски парови.



Единечна
врска



Тројна
врска

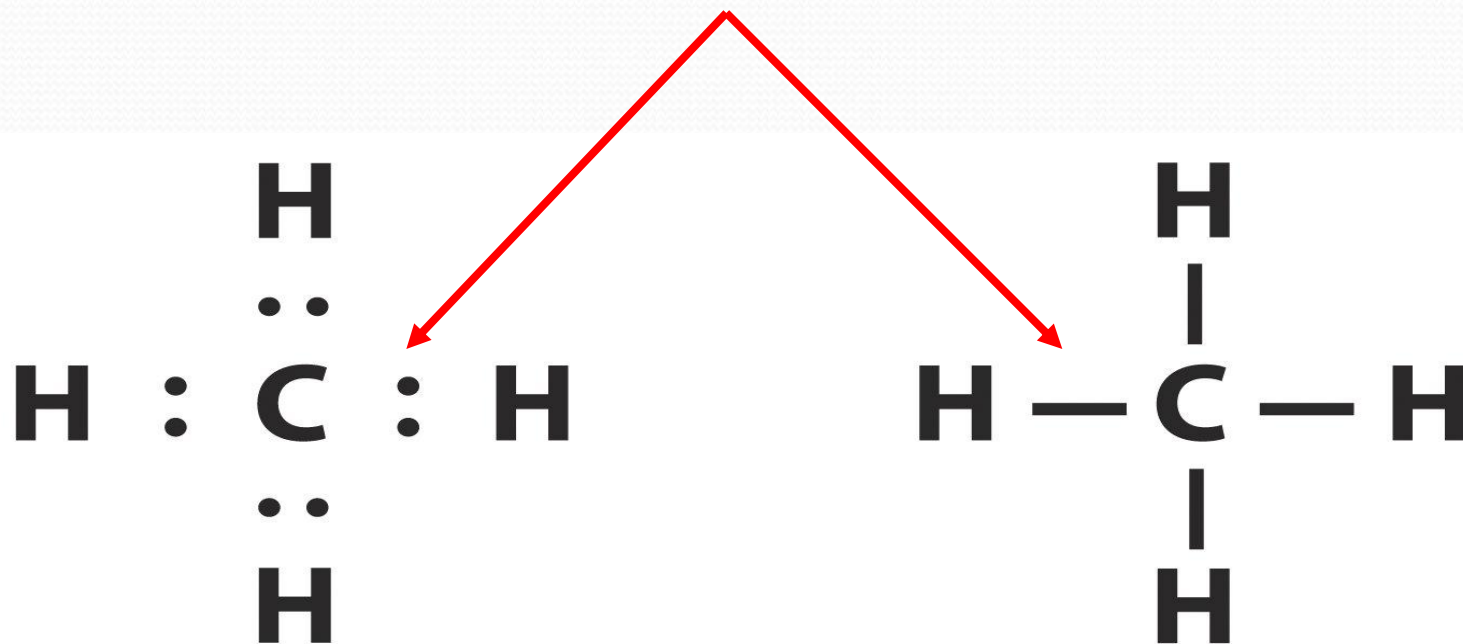


Несподелен
електронски пар
(нема директен удел во
сврзувањето, но влијае
на формата на молекулата
и на својствата.

Зошто флуорот е
многу реактивен гас?

Луисови структури

Заедничкиот електронски пар е заменет со линија.



Метан, CH_4

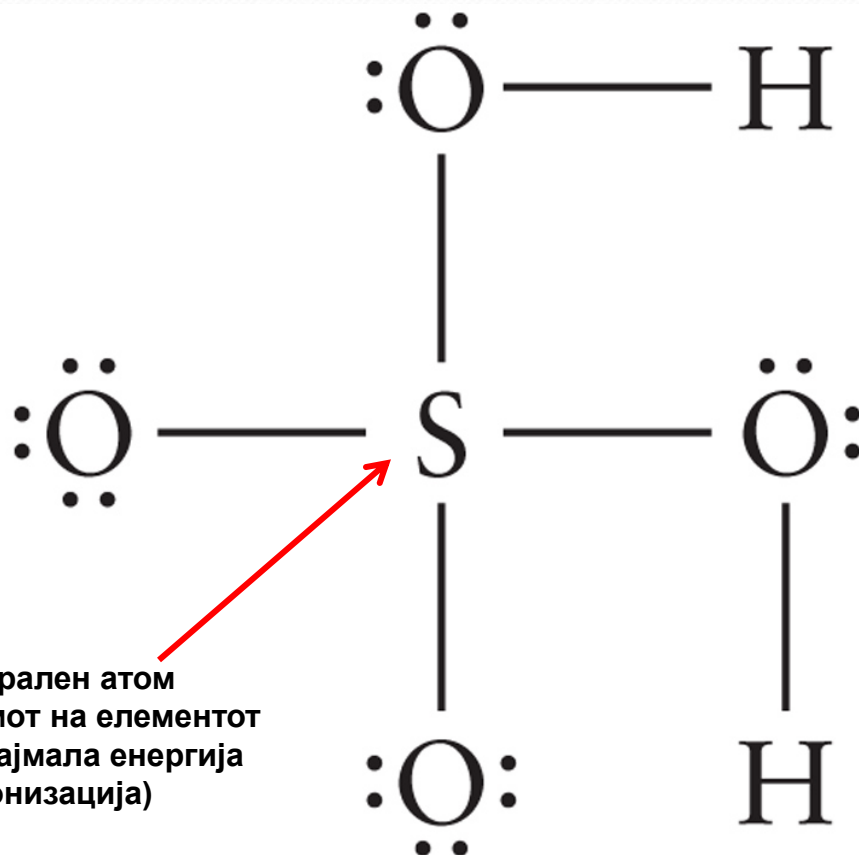
Како се доаѓа до Луисовите структури ?

Чекор 1	Вкупен број валентни електрони Број на електронски парови	H_2O $1 + 1 + 6 = 8$ 4
Чекор 2	Подреди ги атомите	H O H
Чекор 3	Распреди ги заедничките електронски парови Број на електронски парови кои преостануваат	H:O:H :: (2)
Чекор 4	Запази го правилото на октет	$\text{H} : \ddot{\text{O}} : \text{H}$
Чекор 5	Прикажи ги врските и додади полнеж ако има потреба	$\text{H} - \ddot{\text{O}} - \text{H}$

Како се доаѓа до Луисовите структури ?

Чекор 1	Вкупен број валентни електрони Број на електронски парови	ClO_2^- $7 + 2 \times 6 + 1 = 20$ 10
Чекор 2	Подреди ги атомите	O Cl O
Чекор 3	Распреди ги заедничките електронски парови Број на електронски парови кои преостануваат	O:Cl:O $:: :: :: :: :: (8)$
Чекор 4	Запази го правилото на октет и додади полнеж ако има потреба	$:\ddot{\text{O}}:\ddot{\text{Cl}}:\ddot{\text{O}}: \text{ } ^-$
Чекор 5	Прикажи ги врските и додади полнеж ако има потреба	$:\ddot{\text{O}}-\ddot{\text{Cl}}-\ddot{\text{O}}: \text{ } ^-$

Луисови структури: Полиатомски молекули



Вкупен број на валентни електрони:

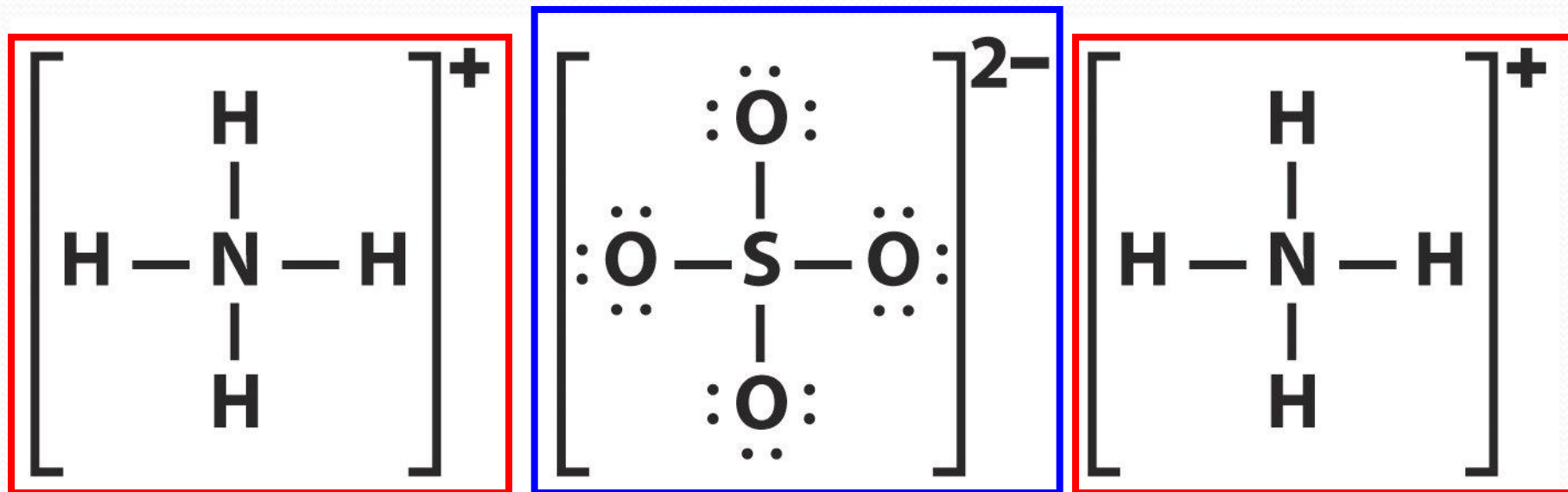
$$1+1+6+4\cdot 6 = 32$$

Број на електронски парови:

$$32/2 = 16$$

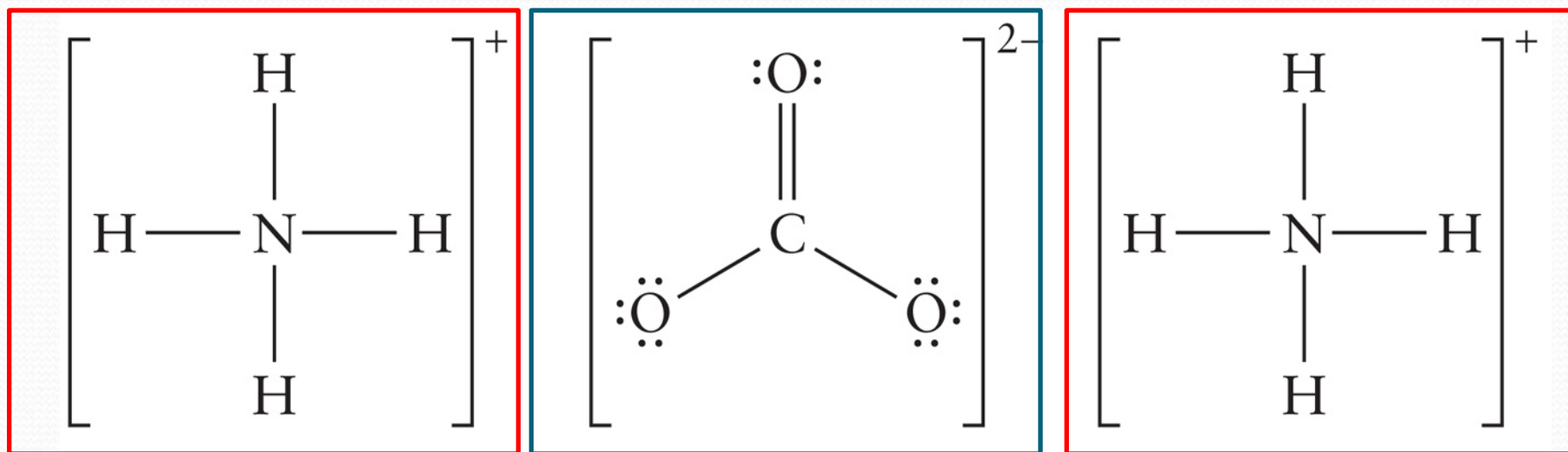
Сулфурна киселина, H_2SO_4

Луисови структури: полиатомски јони



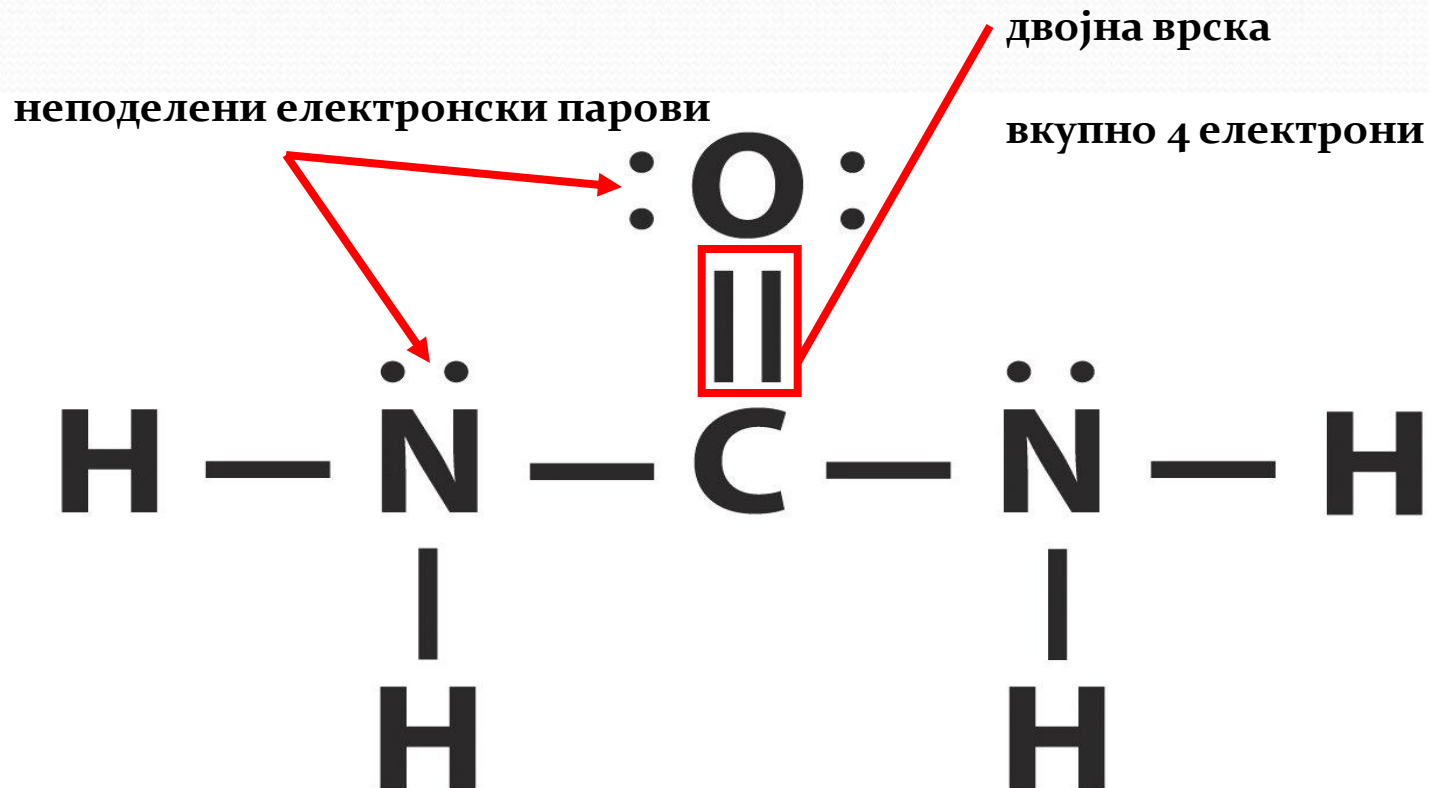
Амониум сулфат, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

Луисови структури: полиатомски јони



Амониум карбонат, $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$

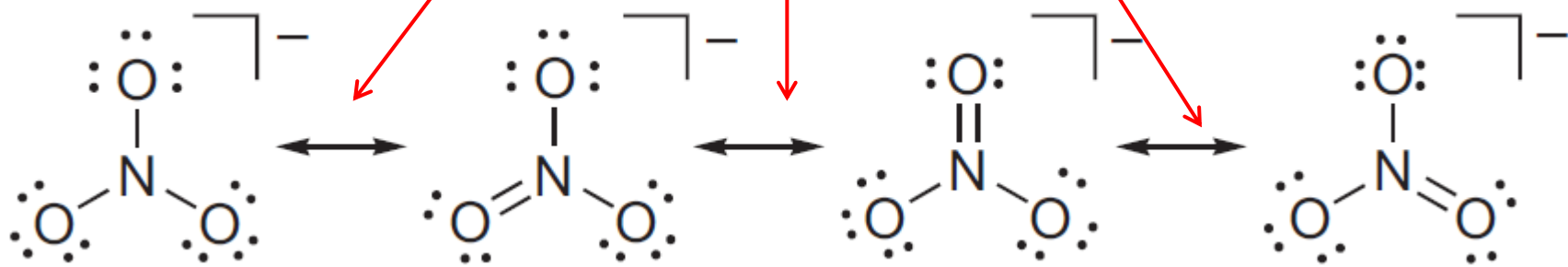
Луисови структури: соединенија со ковалентна врска



Луисови структури: резонанција

Позициите на атомите не се менуваат, се менуваат само позиците на електроните

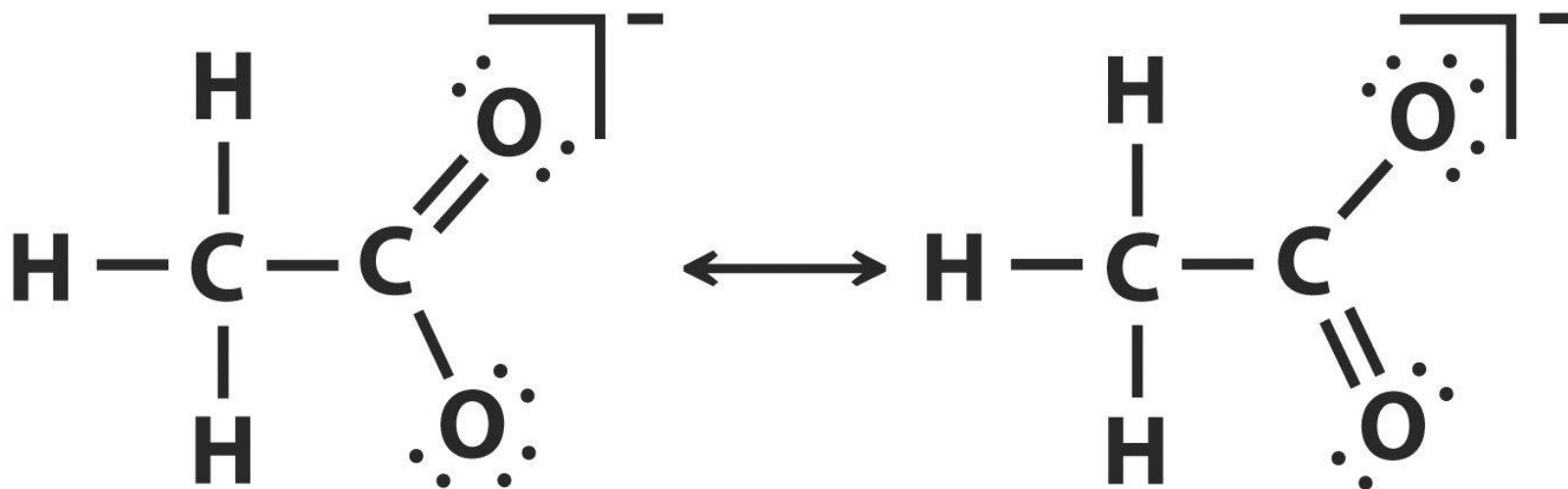
Стрелките укажуваат на резонанција



Познати експериментални факти:

Должината на сите три врски во нитратниот јон е еднаква (124 pm) и е малку подолга од типична двојна (N=O) врска (120 pm), но пократка од типична единечна N-O врска (140 pm).

Луисови структури: резонанција и полнеж



Ацетат јон, CH_3COO^-

Формален полнеж

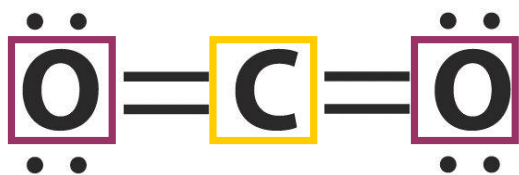
Полнежот што атомот би го имал во една Луисова структура кога врската би била идеално ковалентна во смисла дека заедничкиот електронски пар подеднакво припаѓа на двата сврзани атоми.

$$\text{формален полнеж} = V - (L + 1/2B)$$

број на неподелени електрони
на сврзаниот атом

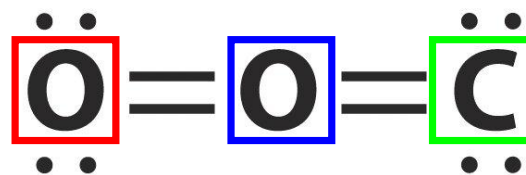
број на поделени електрони

број на валентни електрони во слободен атом



$$\text{O: } \underset{6}{\overset{6}{-}} - 4 - \frac{1}{2}(4) = 0$$

$$\text{C: } \underset{4}{\overset{4}{-}} - 0 - \frac{1}{2}(8) = 0$$

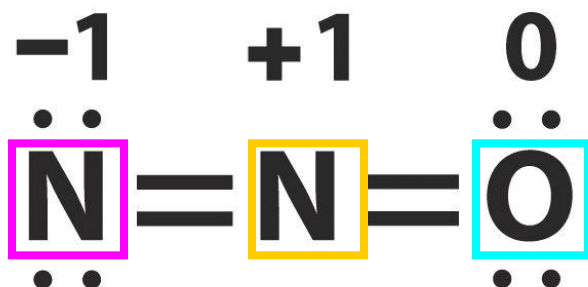


$$\text{O: } 6 - 4 - \frac{1}{2}(4) = 0$$

$$\text{O: } 6 - 0 - \frac{1}{2}(8) = +2$$

$$\text{C: } 4 - 4 - \frac{1}{2}(4) = -2$$

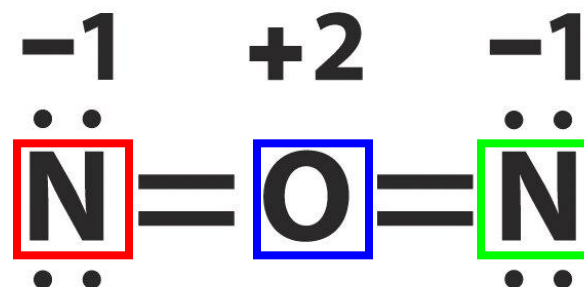
Како врз основа на формалните полнежи да се определи најверојатната Луисова структура ?



$$\text{N: } 5 - 4 - \frac{1}{2}(4) = -1$$

$$\text{N: } 5 - 0 - \frac{1}{2}(8) = +1$$

$$\text{O: } 6 - 4 - \frac{1}{2}(4) = 0$$



$$\text{N: } 5 - 4 - \frac{1}{2}(4) = -1$$

$$\text{O: } 6 - 0 - \frac{1}{2}(8) = +2$$

$$\text{N: } 5 - 4 - \frac{1}{2}(4) = -1$$

Оксидационен број

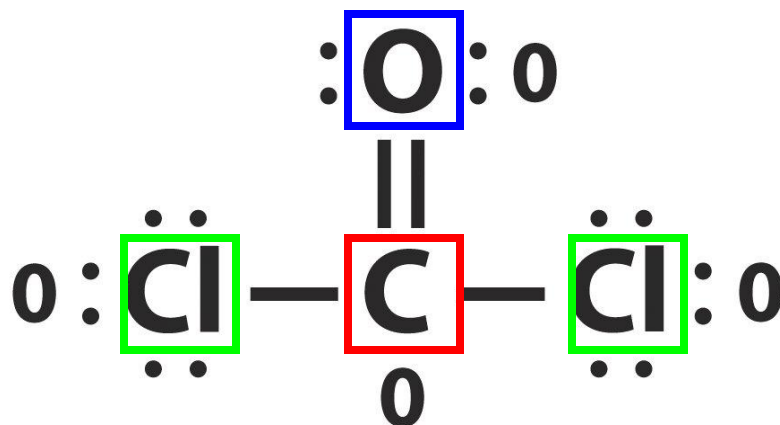
Полнежот што атомот би го имал ако поелектронегативниот атом во врската целосно ги привлече кон себе двата електрони.

	Оксидационен број
1. Збирот од оксидационите броеви на сите атоми во честичката е еднаков на вкупниот полнеж	
2. Атомите во нивната елементарна состојба	0
3. Атомите од 1-та група Атомите од 2-та група Атомите од 13-та група (освен В) Атомите од 14-та група (освен С, Si)	+1 +2 +3 (EX ₃), +1 (EX) +4 (EX ₄), +2 (EX ₂)
4. водород	+1 (со неметали) -1 (со метали)
5. кислород	-2 (освен ако не е врзан за F) -1 (во пероксиди, O ₂ ²⁻) -1/2 (во супероксиди, O ₂ ⁻) -1/3 (во озониди, O ₃ ⁻)
6. халогени	-1 (освен ако другиот елемент не е кислород или поелектронегативен халоген)

Формален полнеж и оксидационен број

- Формалниот полнеж го нагласува ковалентниот карактер на хемиското сврзување претпоставувајќи дека заедничкиот електронски пар подеднакво припаѓа на сврзаните атоми.
- Оксидациониот број го нагласува јонскиот карактер на врската
- Формалниот полнеж зависи од Луисовата структура, додека оксидациониот број не зависи.

ЗАДАЧА: Предложи ја најверојатната структура на фозгенот, COCl_2 . Напиши ја неговата Луисова структура и формалните полнежи.



$$\text{C: } 4 - 0 - \frac{1}{2}(8) = 0$$

$$\text{O: } 6 - 4 - \frac{1}{2}(4) = 0$$

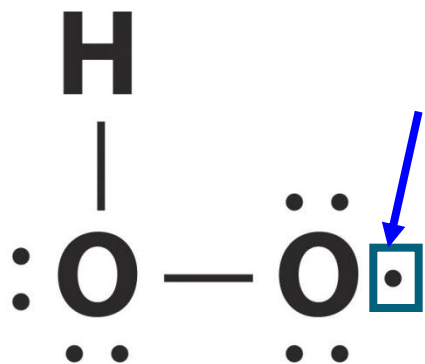
$$\text{Cl: } 7 - 6 - \frac{1}{2}(2) = 0$$

Исклучоци од октетното правило

Радикали и бирадикали

радикал

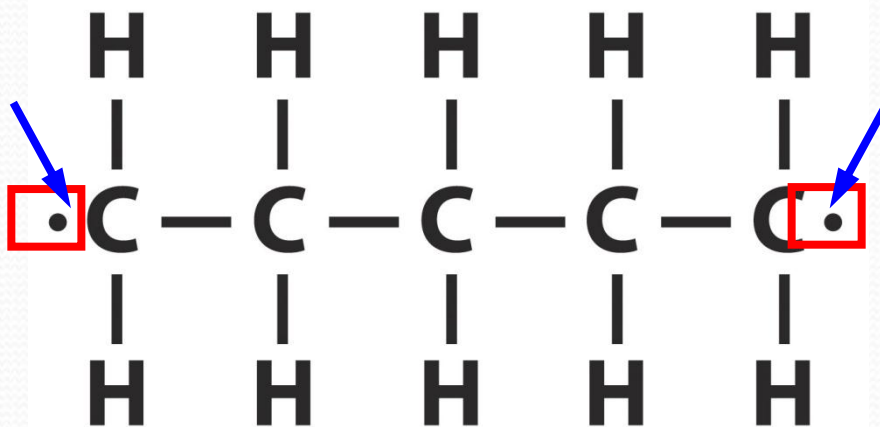
„еден“ „неспарен електрон“



водород пероксил

би радикал

„два“ „неспарени електрони“



радикалите често имаат деструктивна улога во нашиот секојдневен живот

Најрационалната Луисова структура не секогаш е и најточната.

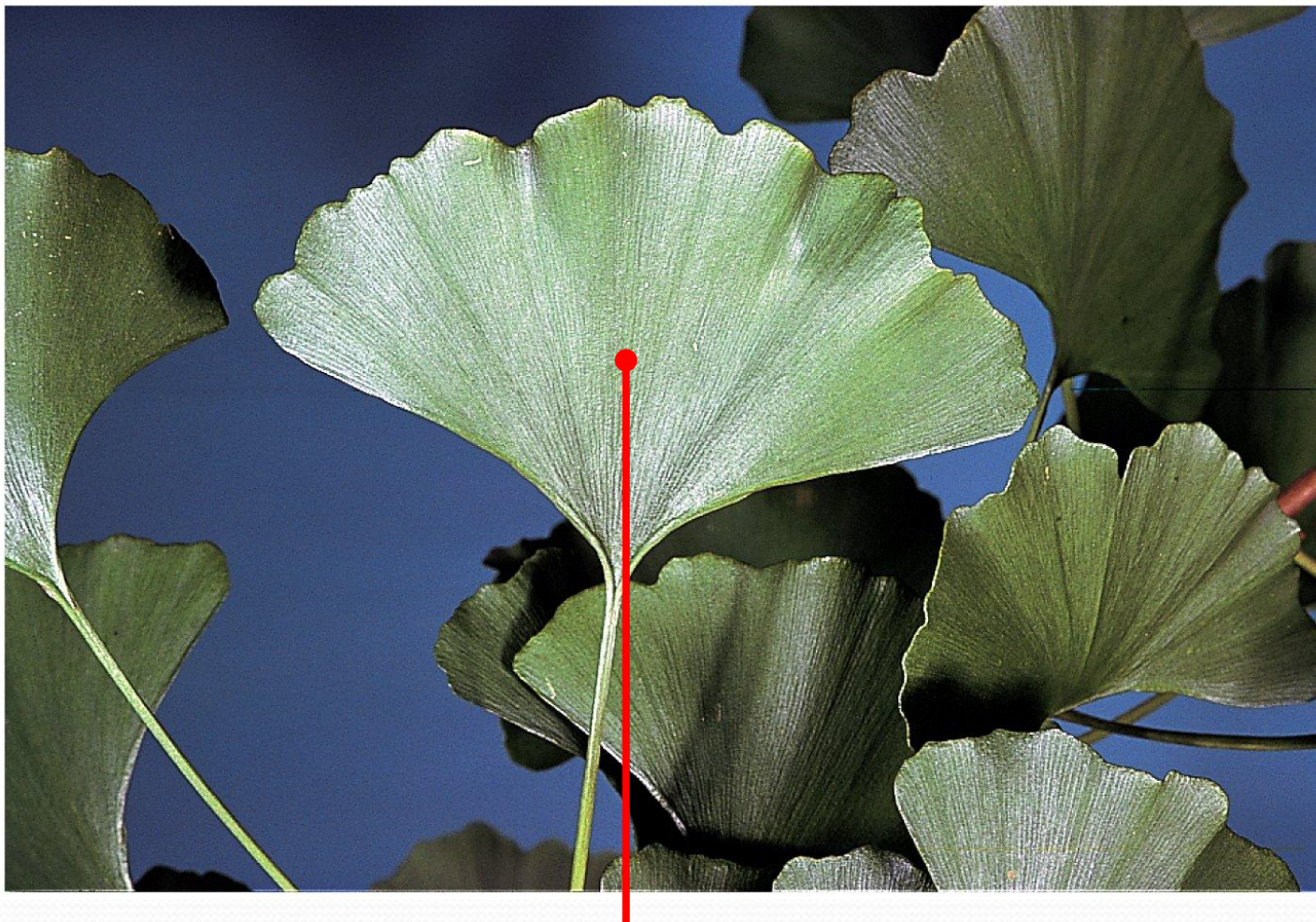


Структурата која нема неспарени електрони се карактеризира со максимален број на врски меѓу атомите, но експериментите укажуваат дека дикислородот има два неспарени електрони со паралелни спинови.

Според тоа, првата структура подобро го опишува распоредот на електроните во реалната молекула на кислородот.



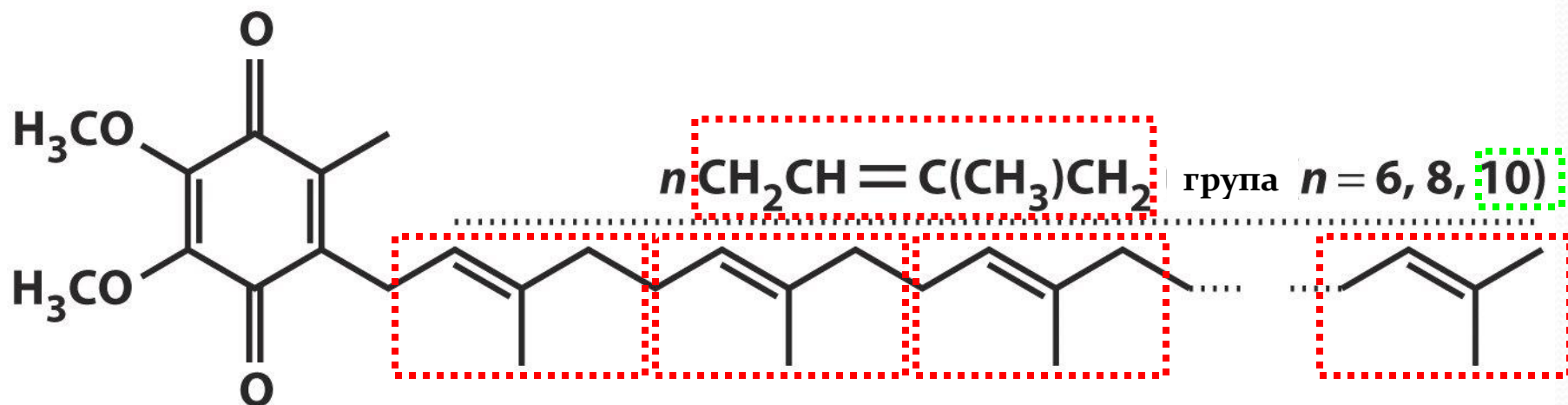
Ginkgo biloba



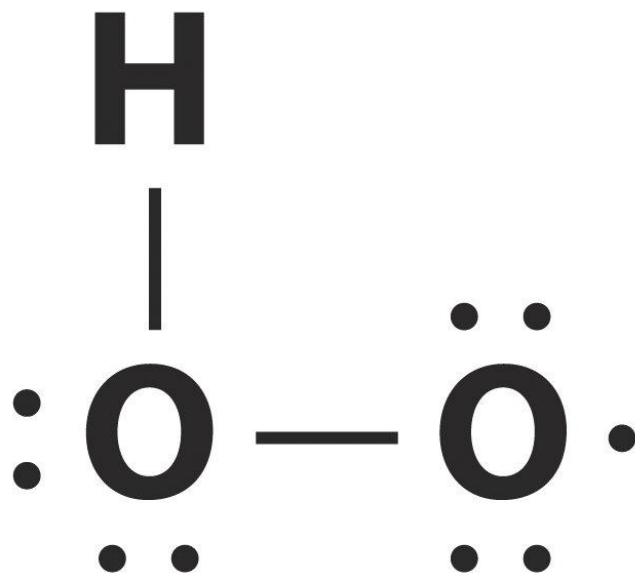
Листовите на ова дрво содржат антиоксиданти, кои реагираат со радикалите, пред тие да стапат во реакција со други молекули во нашето тело.

Коензим Q

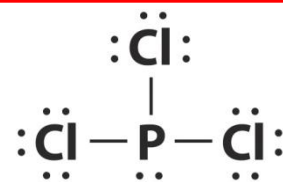
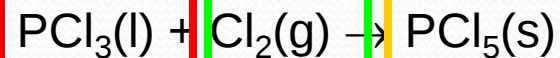
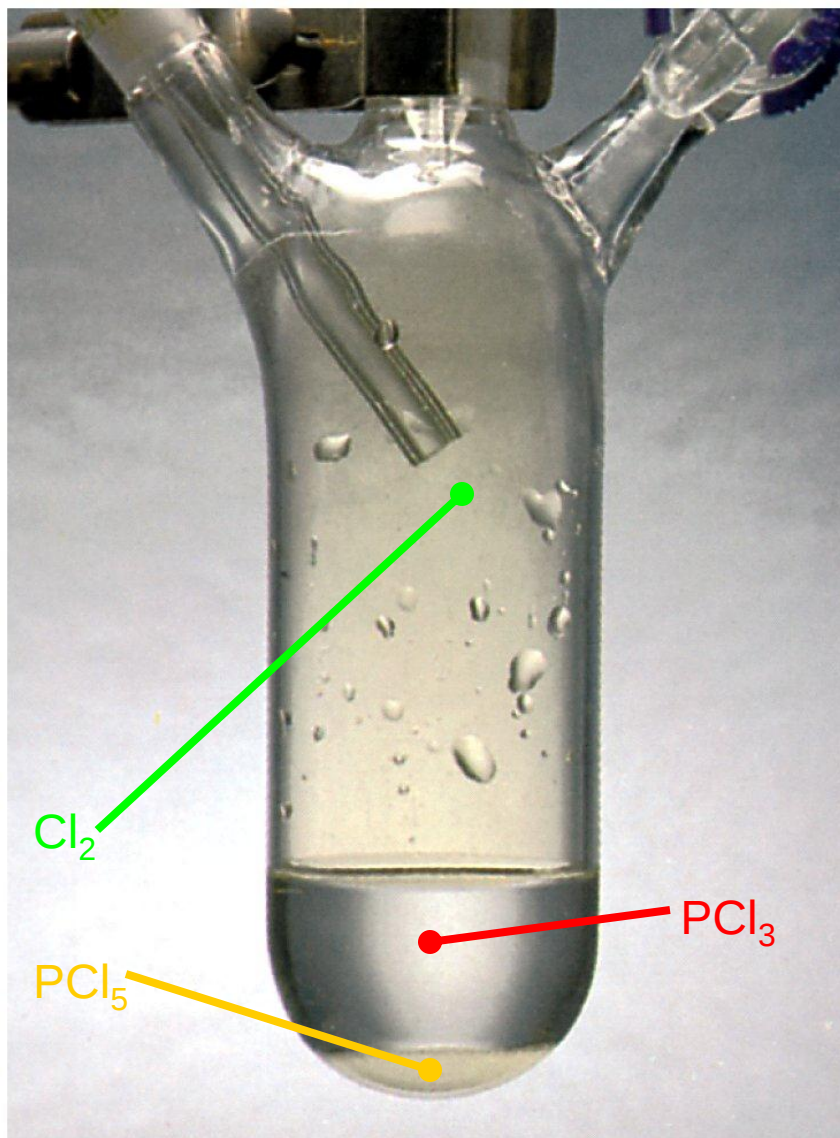
- антиоксиданти
- имаат различен број на изопренил групи



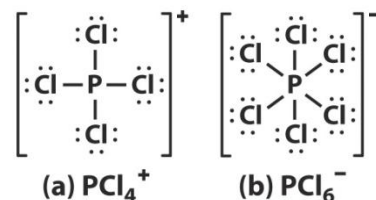
Водород пероксил, $\text{HO}_2\cdot$



- Радикали кои се клучни во хемијата на атмосферата.
- Можат да доведат до дегенерација на неуроните.
- Од структурен аспект се слични со водород пероксид, H_2O_2 .

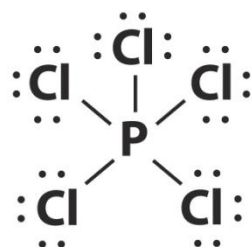


Фосфор трихлорид, PCl_3



$<160^\circ\text{C}$ (s)

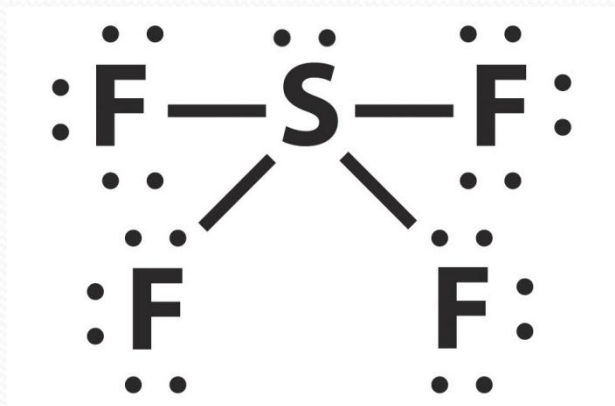
Фосфор пентахлорид, PCl_5 (s)



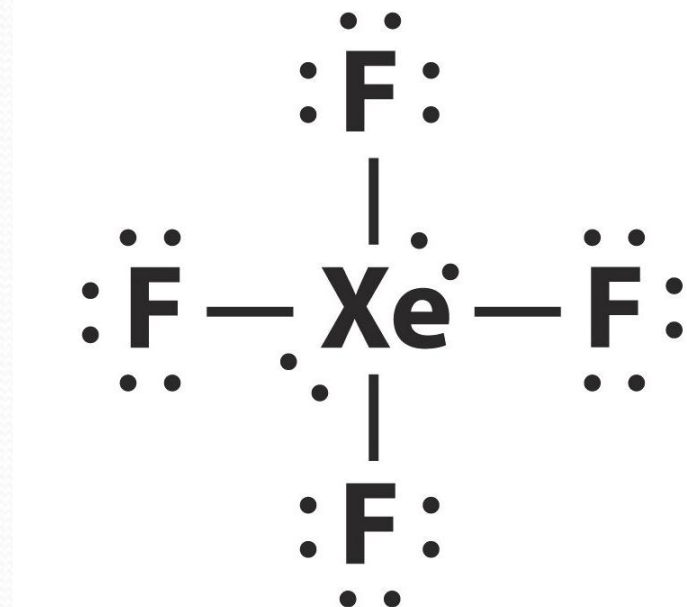
$>160^\circ\text{C}$ (g)

Фосфор пентахлорид, PCl_5 (g)

Други примери на хипервалентни соединенија

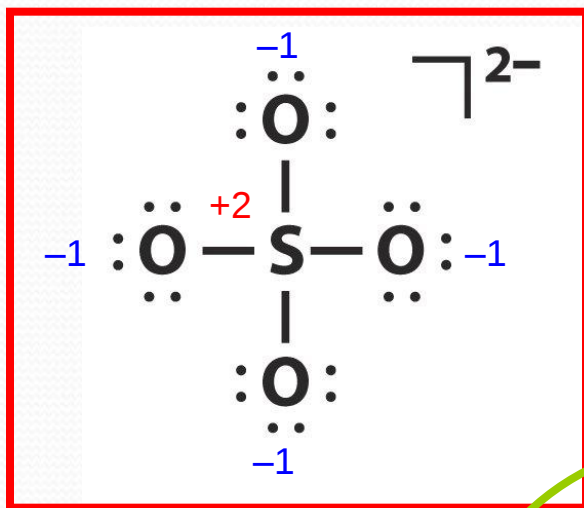


- S има 6 валентни електрони.
- претскажуваме 2 врски
- се образуваат 4 врски
- 10 електрони во проширениот валентен слој

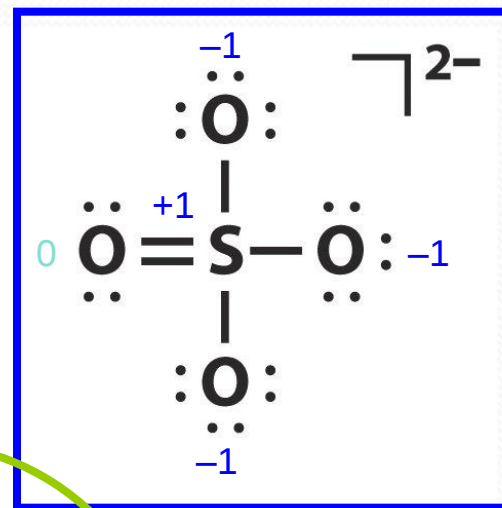


- Хе има 8 валентни електрони.
- претскажуваме 0 врски
- се образуваат 4 врски
- 12 електрони во проширениот валентен слој

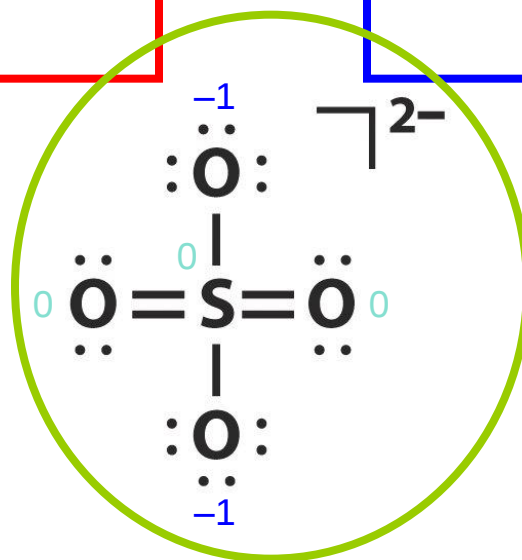
Формални полнежи и најдоминантни резонантни структури



5 атоми со полнежи
 - 1 голем
 - 4 мали

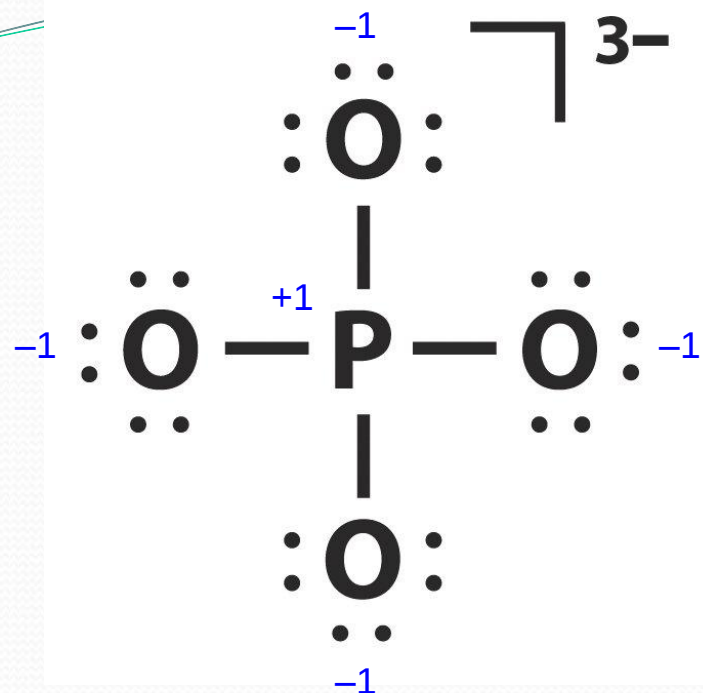


4 атоми со полнеж
 - 0 голем
 - 4 мали



2 атоми со полнежи
 - 0 голем
 - 2 мали

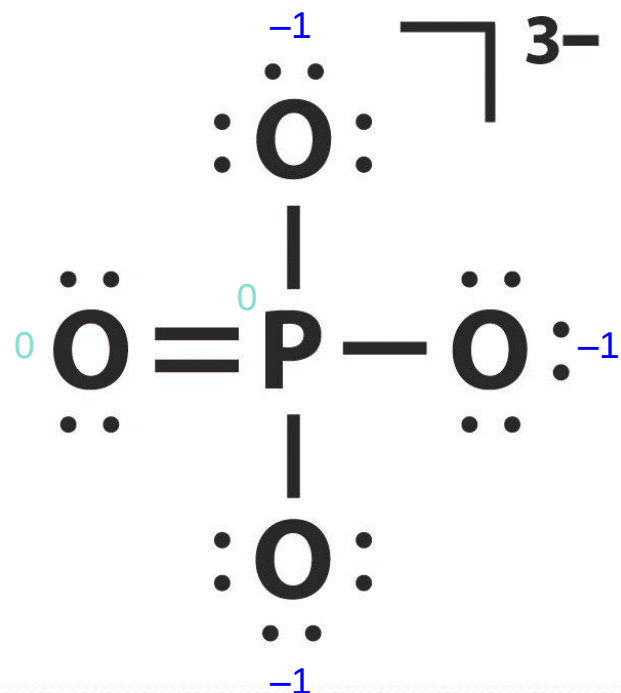
Најголем удел во резонантниот хибрид



5 атоми со полнеж

- 0 голем

- 5 мал



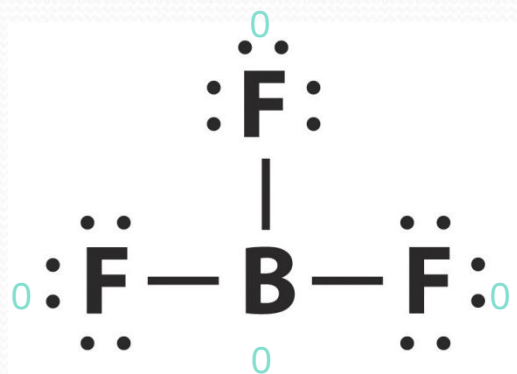
3 атоми со полнежи

- 0 голем

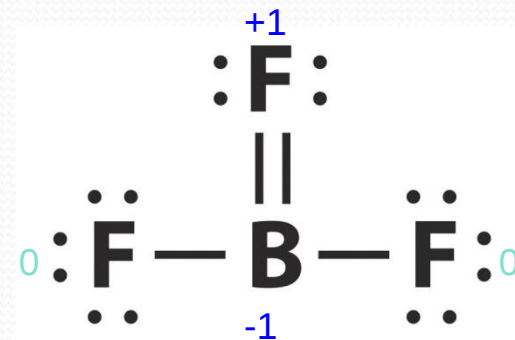
- 3 мал

Поголем удел во резонантниот хибрид

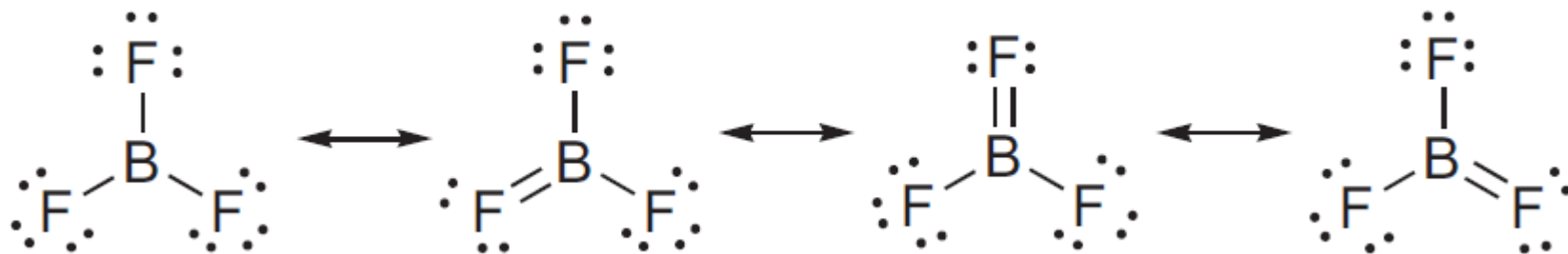
Бор трифлуорид, BF_3



Нема атоми со полнеж
Непотполен октет



2 атоми со полнеж
Потполен октет



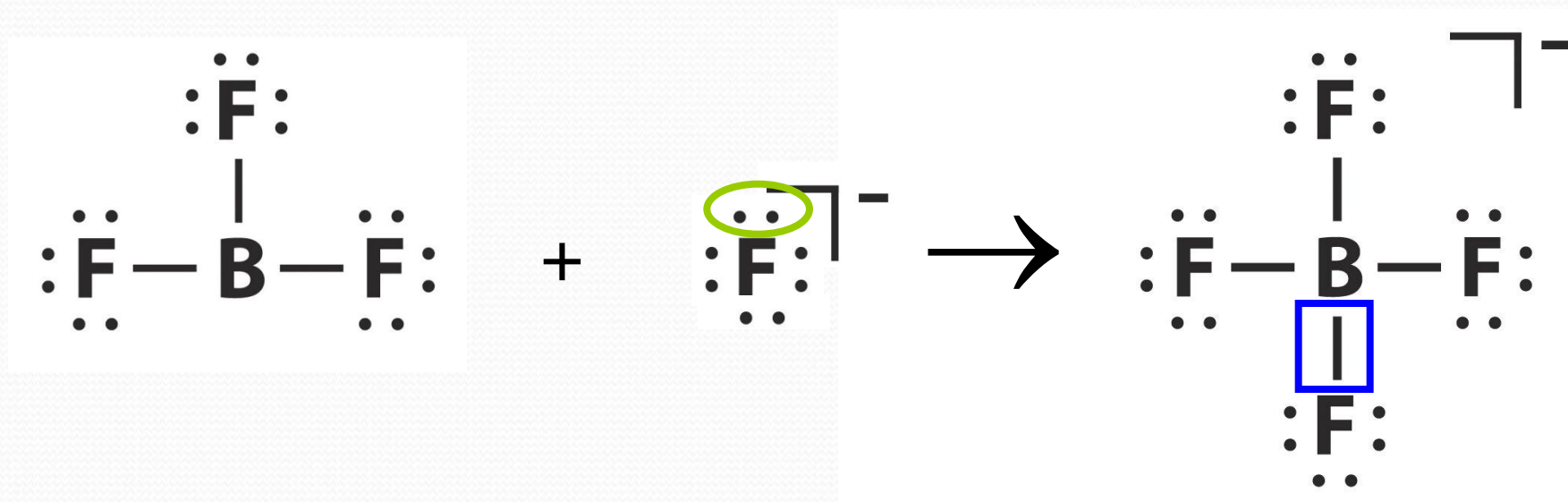
Позитивниот полнеж на флуорот не е во согласност со неговата голема енергија на јонизација.

Но, B-F врската е пократка отколку кај единечна B-F врска.

Веројатно вистинската структура е резонантен хибрид во кој првата структура има најголем удел.

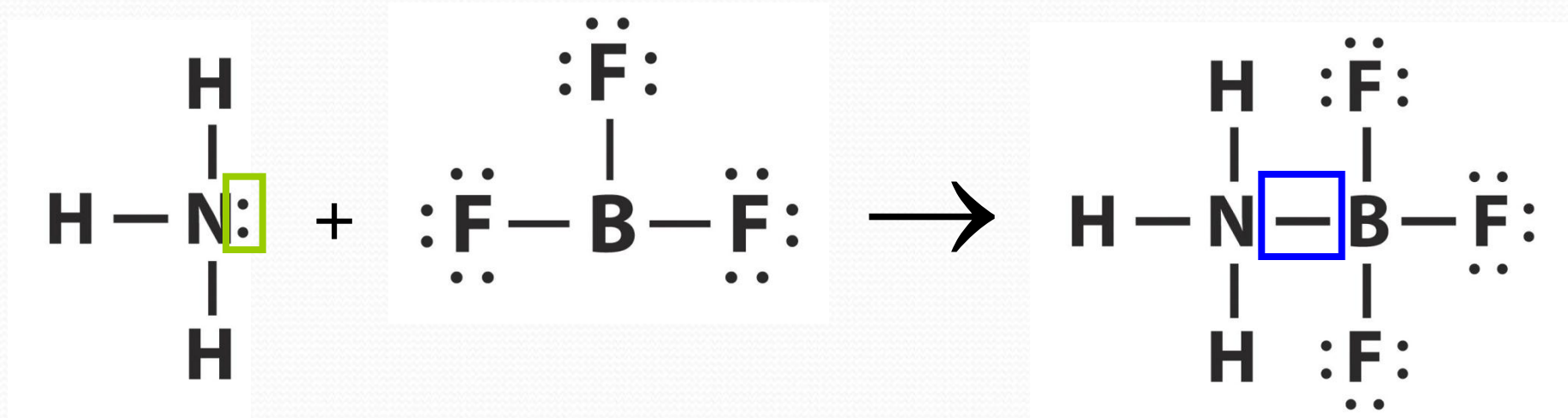
Тетрафлуороборат, BF_4^-

Реакција на синтезата: $\text{BF}_3 + \text{F}^- \rightarrow \text{BF}_4^-$



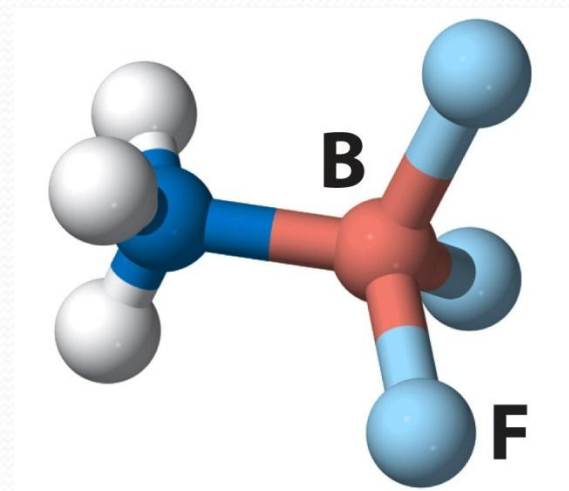
Новата B-F врска е *координативна ковалентна* врска.
Двата *електрони* ги донира новиот атом на F.

Реакција на синтеза: $\text{NH}_3(\text{g}) + \text{BF}_3(\text{g}) \rightarrow \text{NH}_3\text{BF}_3(\text{g})$



Во **координативната ковалентна врска** учествува **неподелениот електронски пар** од атомот на азот.

Атомот на бор во продуктот постигнува октетна конфигурација на валентниот слој и формален полнеж -1. Формалниот полнеж на атомот на азот +1.



Модел на молекулата на продуктот

Алуминиум хлорид, AlCl_3

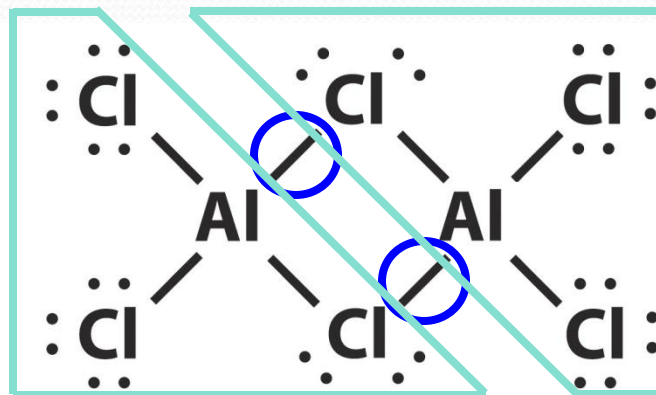
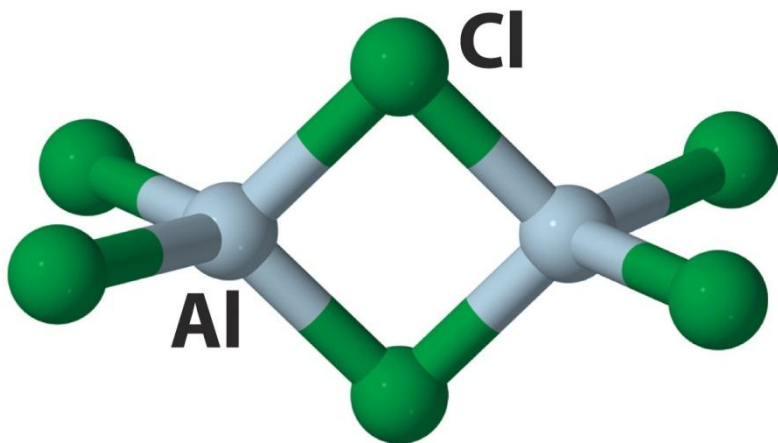
Структурата е температурно зависна

$< 180^\circ\text{C}$, бела цврста супстанца

$< 180 - 200^\circ\text{C}$, гас (Al_2Cl_6)

$> 200^\circ\text{C}$, гас (AlCl_3)

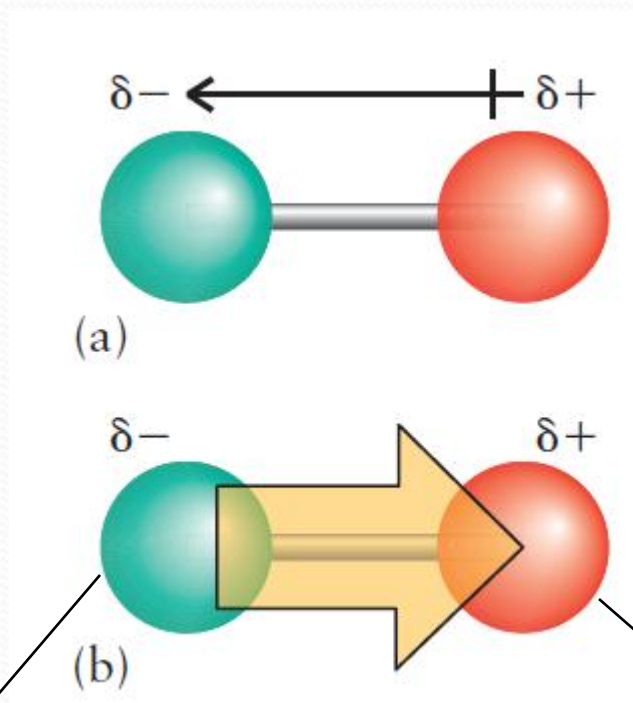
Al_2Cl_6 е димер од две AlCl_3 молекули поврзани со две координативни ковалентни врски.



Јонска *versus* ковалентна врска

- Јонското и ковалентното сврзување се два гранични модели на хемиската врска.
- Ковалентната врска претставува добар модел при опишување на хемиското сврзување меѓу неметалите.
- Јонската врска е добар модел при опишување на хемиската врска меѓу металите и неметалите.
- Меѓутоа, кај многу соединенија, хемиските врски имаат карактеристики кои се меѓу карактеристиките на овие два модели на хемиско сврзување.

Диполен момент



Стрелката е насочена кон негативниот парцијален полнеж (оригинален пристап) или кон позитивниот полнеж (современ пристап)

SI единица за диполен момент (μ) е $\text{C} \cdot \text{m}$.

$$3,336 \cdot 10^{30} \text{ C} \cdot \text{m} = 1\text{D (Debye)}$$

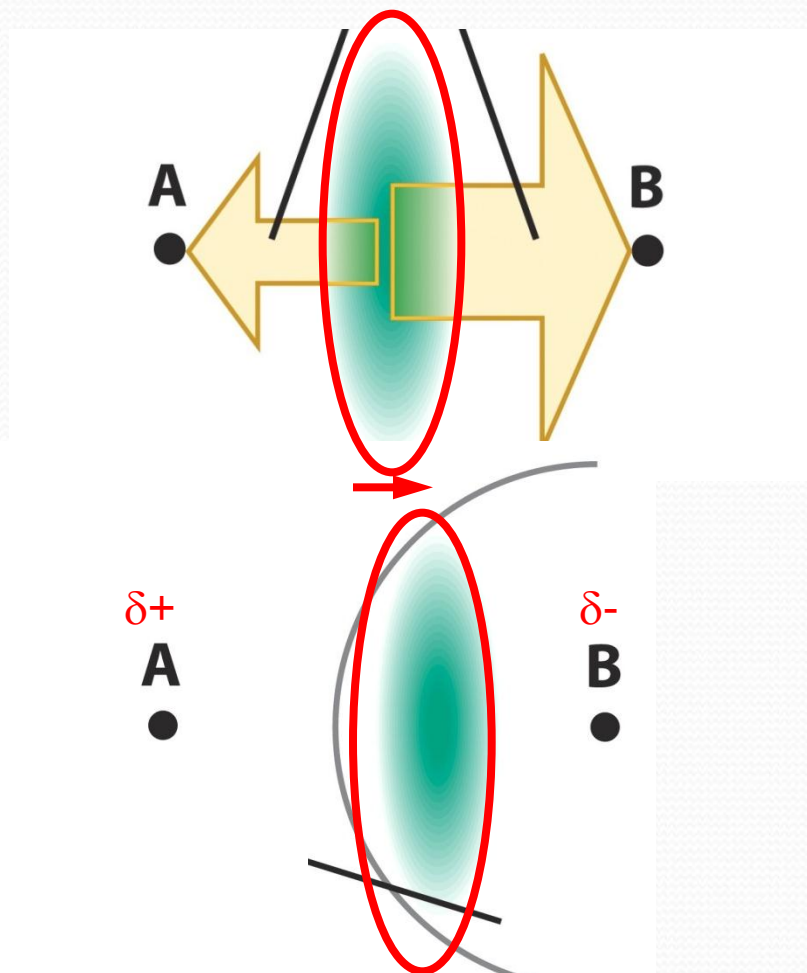
Поелектронегативен атом

Помалку електронегативен атом

Уточнување на ковалентниот модел

Релативна моќ за привлекување на електрони

Електронегативност



Стрелките укажуваат дека електронегативноста на В е поголема од онаа на А.

Поголемата електронегативност на атомот В резултира со мало поместување на споделените електрони кон неговото јадро.

Ова поместување доведува до образување на **парцијални полнежи**.

Електронегативност (χ)

- Полинг:

$$|\chi_A - \chi_B| = \{ \underbrace{D(A-B)}_{\text{енергијата на дисоцијација на A-B врска (во eV)}} - \frac{1}{2} [\underbrace{D(A-A)}_{\text{енергијата на дисоцијација на A-A врска (во eV)}} + \underbrace{D(B-B)}_{\text{енергијата на дисоцијација на B-B врска (во eV)}}] \}^{1/2}$$

енергијата на дисоцијација
на A-B врска (во eV)

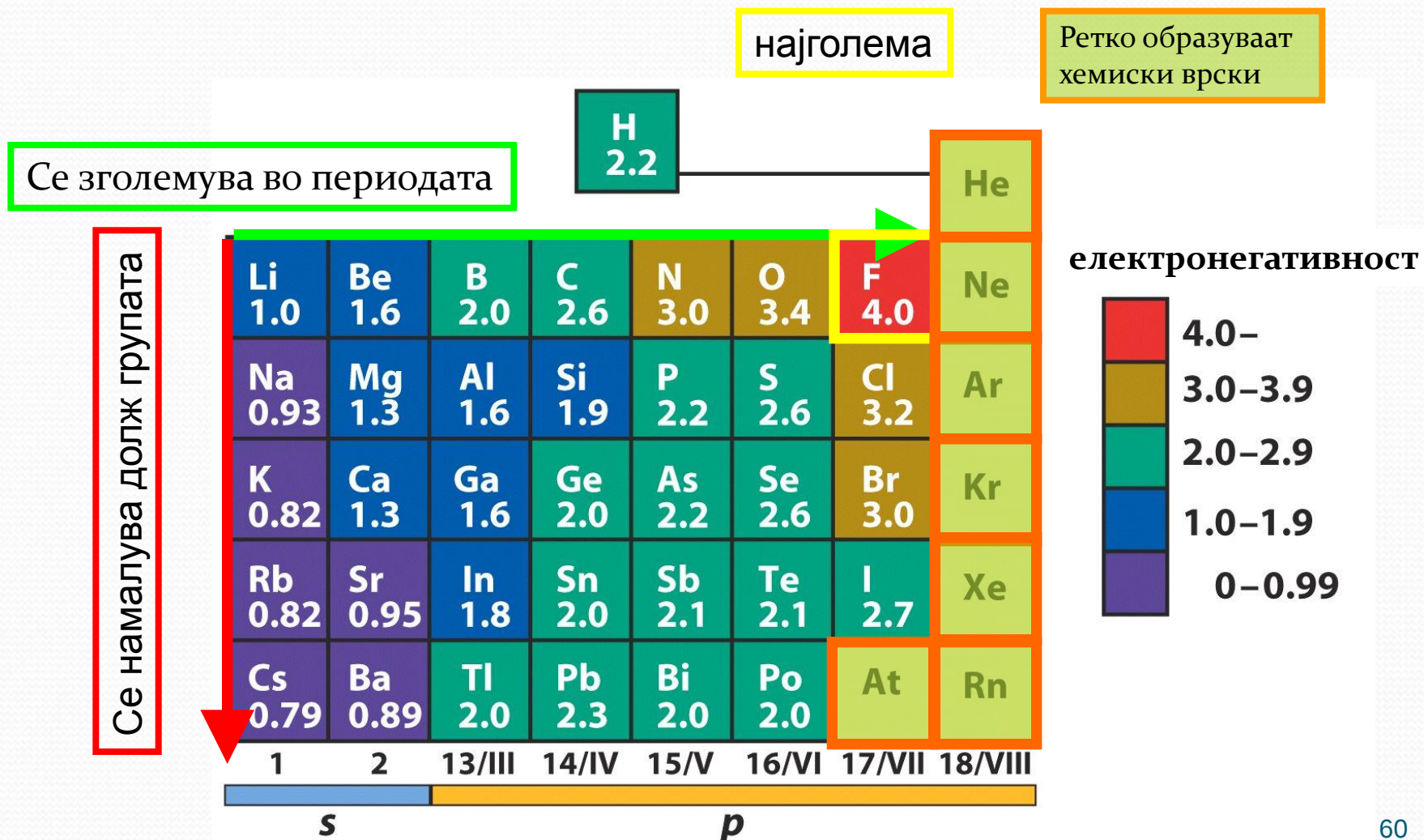
енергијата на дисоцијација
на A-A врска (во eV)

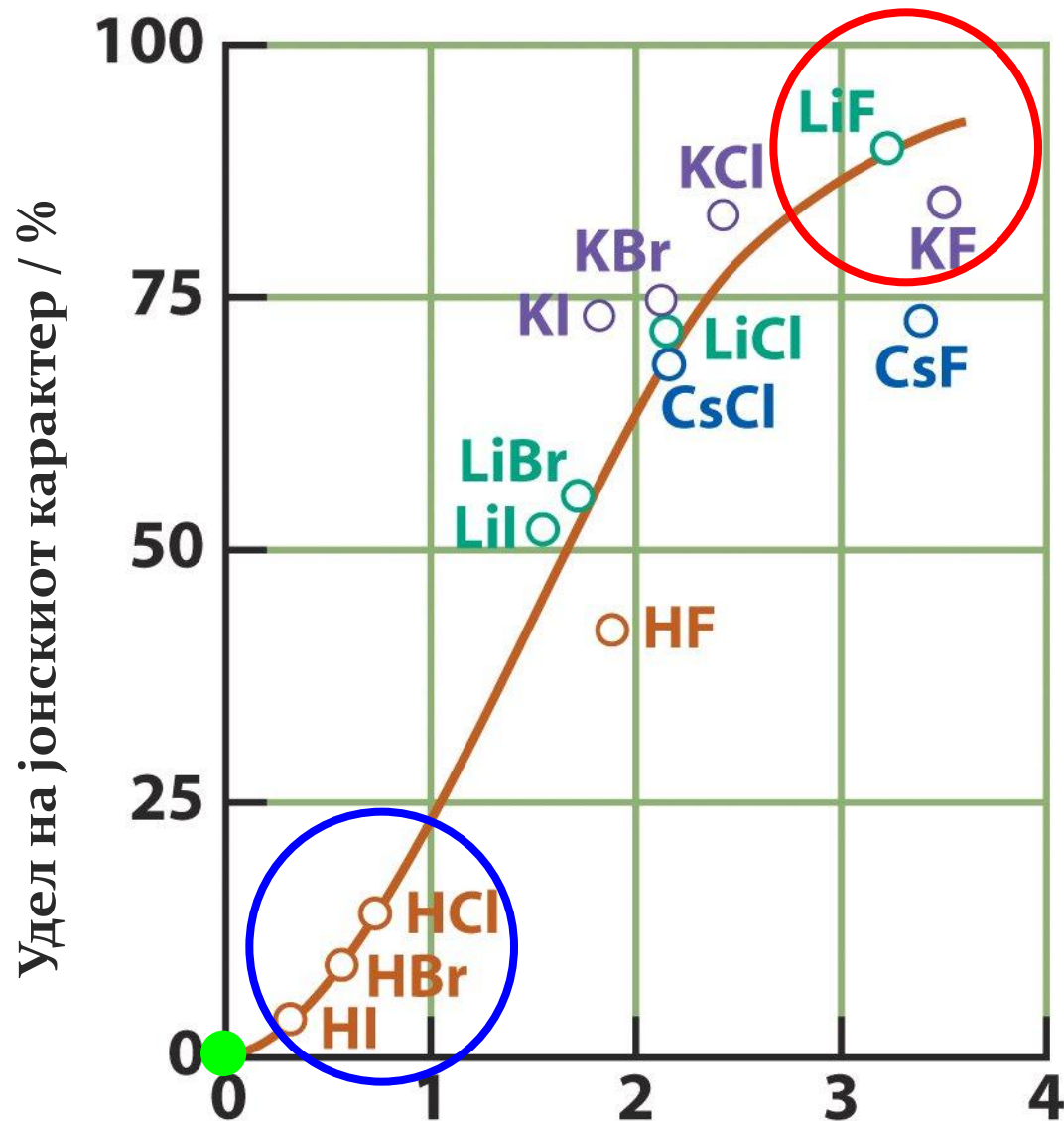
енергијата на дисоцијација
на B-B врска (во eV)

- Миликен:

$$\chi = \frac{1}{2}(I + E_a)$$

Периоден систем: електронегативност





Голем јонски карактер

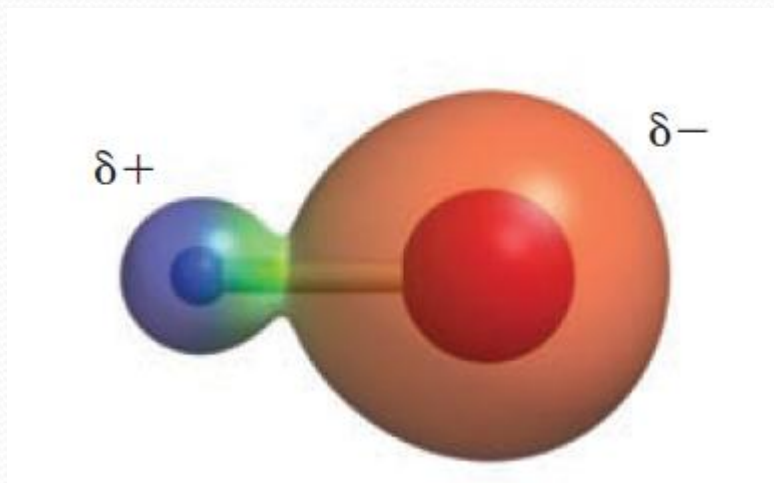
Голем ковалентен карактер

Хомонуклеарни врски
(H_2 , O_2 , N_2)

Кај кое од следните соединенија хемиските врски имаат поизразен јонски карактер?

- а) P_4O_{10}
б) PCl_3
- а) CO_2
б) NO_2

Електронска густина кај LiI

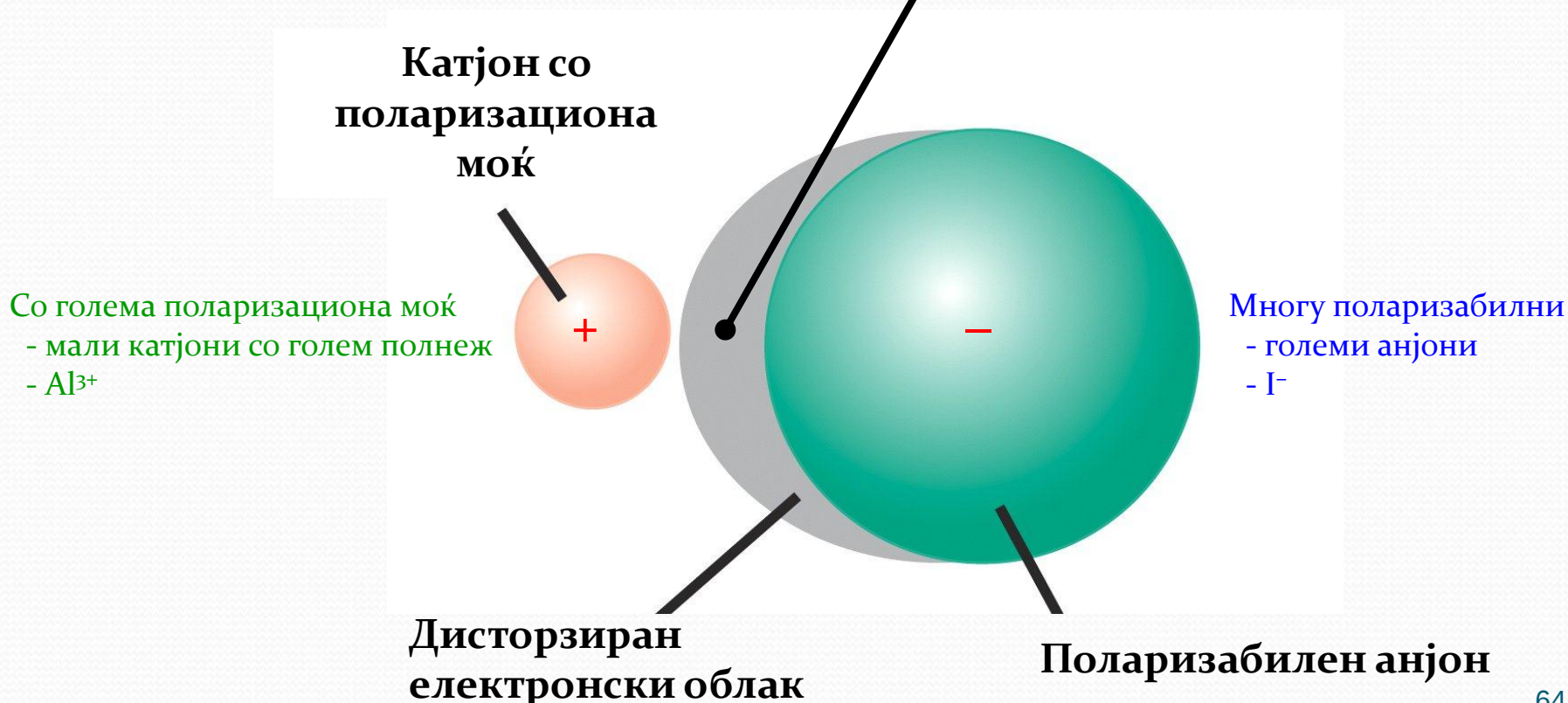


Карактерот на хемиската врска во LiI е приближно 50 % јонски и 50 % коваленен.

Уточнување на јонскиот модел

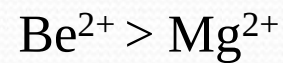
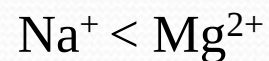
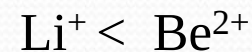
Поларизабилност

Електронската густина се поместува во областа меѓу двете јадра и тоа доведува до намалување на јонскиот карактер на врската



							18/VIII	
	1	2	13/III	14/IV	15/V	16/VI	17/VII	
2	Li	Be	B	C	N			
3	Na	Mg	Al	Si	P			
4	K	Ca	Ga	Ge	As			
5								
6								
7								

Поларизабилна моќ:



Кои супстанции од следните парови:

- NaBr и MgBr₂
- CaS и CaO

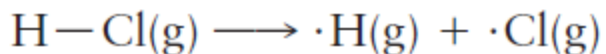
имаат произразен ковалентен карактер ?

Јачина и должина на ковалентната врска

- Карактеристиките на ковалентната врска главно зависат од својствата на сврзаните атоми, додека останатите присутни атоми во молекулата имаат незначително влијание врз нив.
- Тоа овозможува полесно разбирање на својствата на поголемите молекули (пр. ДНК).

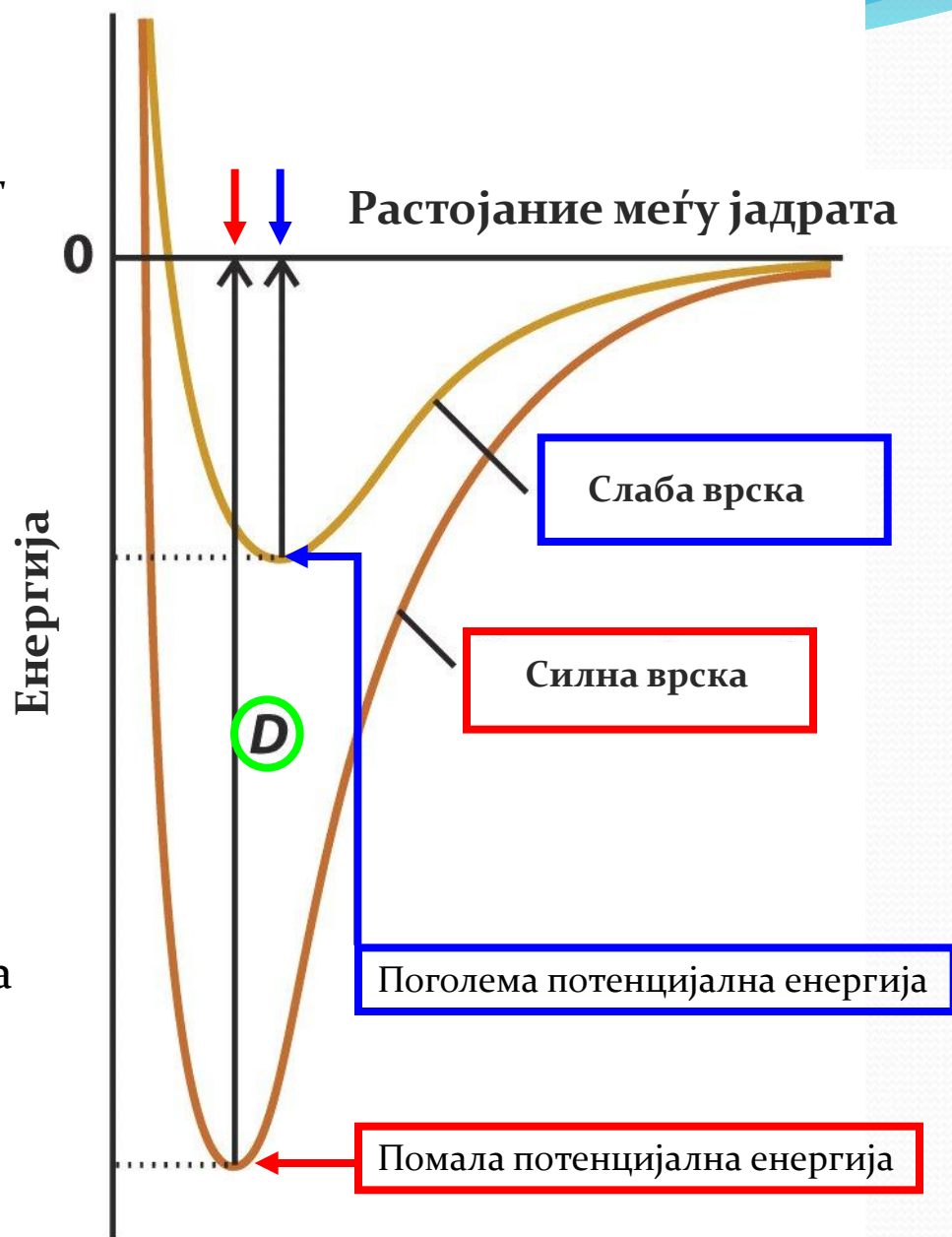
Кај силната врска, јадрата се наоѓаат на помало меѓусебно растојание отколку кај слаба врска.

Енергија на дисоцијација (D)
- мерка за јачината на врската
- хомолитичко цечење



Со зголемување на потенцијалната енергија, енергијата на дисоцијација се намалува.

Како што расте енергијата на дисоцијација, јачината на врската се зголемува.



Енергија на дисоцијација на врската кај двоатомски молекули

молекула

Енергија на
дисоцијација на врска
/ $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

H_2	424
N_2	932
O_2	484
CO	1062
F_2	146
Cl_2	230
Br_2	181
I_2	139
HF	543
HCl	419
HBr	354
HI	287

Најсилната врска (тројна врска), која е позната, меѓу два неметални атоми.

Една од најслабите познати врски

Врските стануваат послаби како што халогениот атом станува поголем. Растојанието меѓу јадрата се зголемува.

Јачината на врската расте со зголемување на **редот на врската**, меѓутоа зголемувањето зависи од елементите меѓу чии атоми е воспоставена врската.

Просечна енергија на дисоцијација на врска (kJ mol⁻¹)

врска	Просечна енергија на дисоцијација на врска (kJ mol ⁻¹)	врска	Просечна енергија на дисоцијација на врска (kJ mol ⁻¹)
C—H	412	C—I	238
C—C	348	N—H	388
C=C	612	N—N	163
C $\cdots$ C*	518	N=N	409
C $\equiv$ C	837	N—O	210
C—O	360	N=O	630
C=O	743	N—F	270
C—N	305	N—Cl	200
C—F	484	O—H	463
C—Cl	338	O—O	157
C—Br	276		

* во бензен

Кај бензенот, врските меѓу јаглеродните атоми, како резултат на резонанцијата, се меѓу единечни и двојни врски. Како што и се очекува, енергијата на дисоцијација на јаглеродните врски кај бензенот е меѓу енергиите на дисоцијација на единечна и двојна врска.

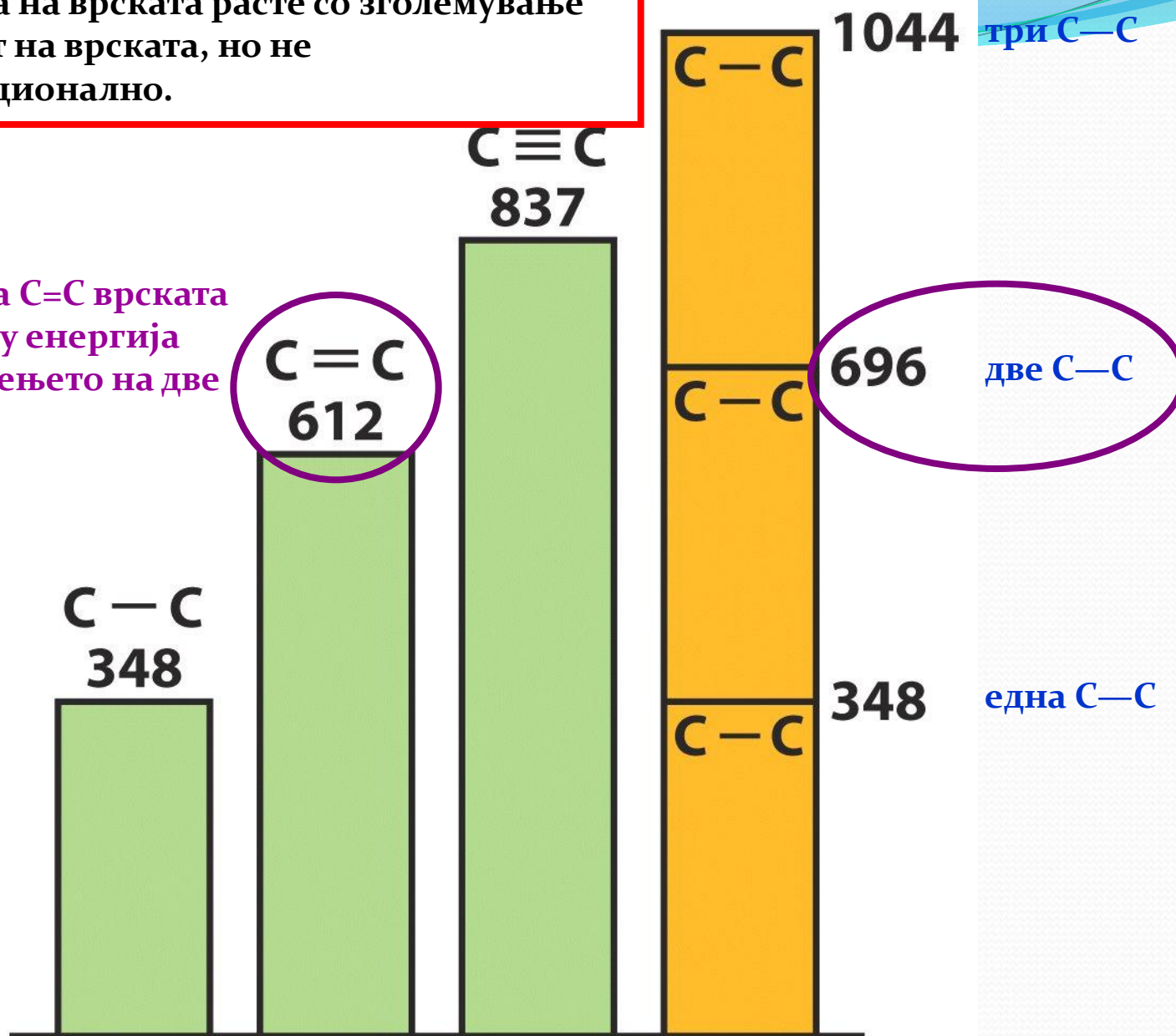
Јачината на врската опаѓа



15/V	16/VI	17/VII
$\text{N} \equiv \text{N}$ N_2 932 тројна врска	$\text{O} = \text{O}$ O_2 484 двојна врска	$\text{F} - \text{F}$ F_2 146 единечна врска

Јачината на врската расте со зголемување на редот на врската, но не пропорционално.

Кинењето на $C=C$ врската бара помалку енергија отколку кинењето на две $C—C$ врски.



Јачината на врската расте

	16/VI	17/VII	18/VIII
		HF 543	
		HCl 419	
		HBr 354	
		HI 287	

Радиусот на халогениот атом расте

Растојанието меѓу јадрата се зголемува

	1	2	13/III	14/IV	15/V	16/VI	17/VII	18/VIII
2	Li	Be	B	CH 412	NH 388	OH 463	HF 543	Ne
3	Na	Mg	Al	SiH 318	PH 322	SH 338	HCl 419	Ar
4	K	Ca	Ga	GeH 289	AsH 297	SeH 312	HBr 354	Kr
5	Rb	Sr	In	SnH 253	SbH 257	TeH 267	HI 287	Xe
6	Cs	Ba	Tl	PbH 205	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra						

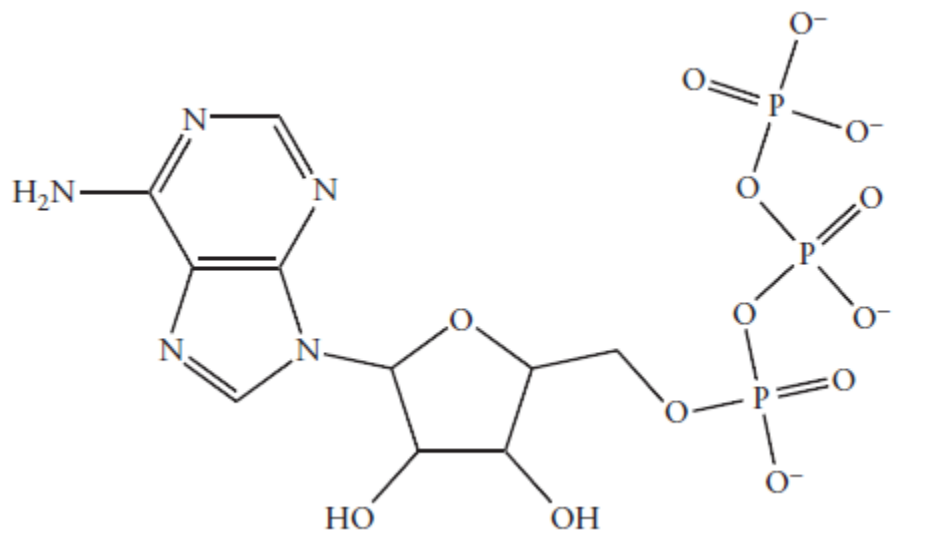
Јачината на врска расте

CH₄ стабилен на воздух при собна температура

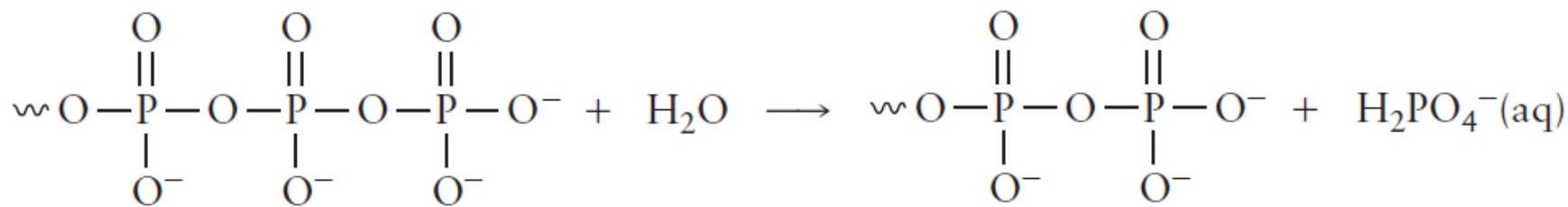
SiH₄ согорува во атмосфера на воздух

SnH₄ се распаѓа до калај и водород

PbH₄ никогаш не бил синтетизиран, освен можеби во траги



ATP



ATP

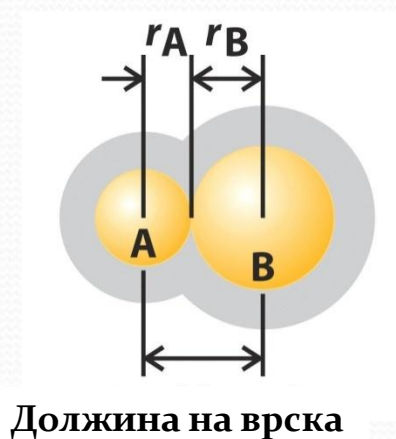
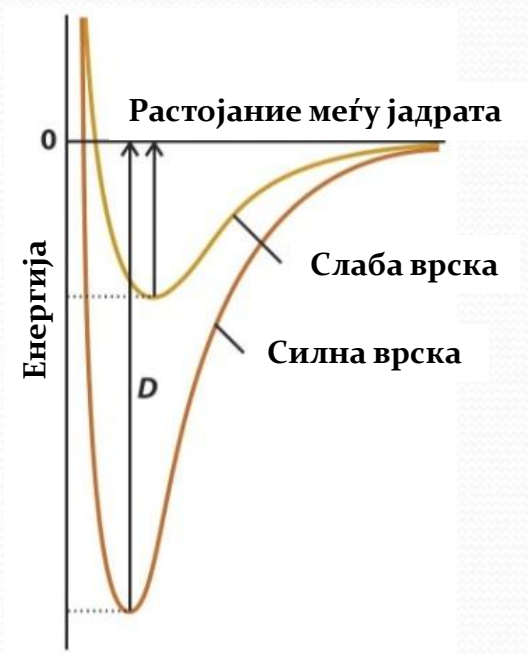
За раскинување на P–O
врската во ATP се
потребни 276 kJ/mol

ADP

При образувањето на
нова P–O врска во
H₂PO₄[–] се ослободуваат
350 kJ/mol

Должина на врска

Растојанието меѓу центрите на јадрата на два сврзани атоми претставува (*рамнотежна*) **должина на врска**. Тоа соодветствува на минимумот на потенцијалната енергија на двоатомска молекула.



Должина на врска / pm

врска	просечна должина на врска	молекула	должина на врска
C—H	109	H ₂	74
C—C	154	N ₂	110
C=C	134	O ₂	121
C≡C*	139	F ₂	142
C≡C	120	Cl ₂	199
C—O	143	Br ₂	228
C=O	112	I ₂	268
O—H	96		
N—H	101		
N—O	140		
N=O	120		

*] во бензен

Должината на врска опаѓа со зголемување на редот на врска

Должината на врска расте со растење на атомскиот радиус.

Врските меѓу потешките атоми се подолги во споредба со врските меѓу помалите атоми бидејќи потешките атоми имаат поголеми радиуси.

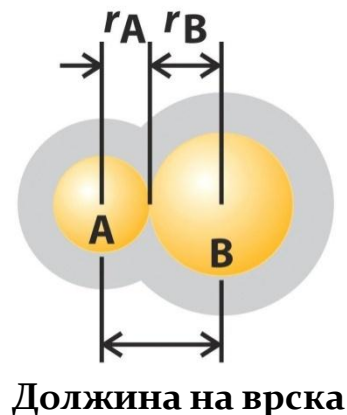
Должината на врската расте

		17/VII	
		F—F	
		142	
16/VI			18/VIII
		Cl—Cl	
		199	
		Br—Br	
		228	
		I—I	
		268	

Јачината на врската расте

Ковалентен радиус

- Секој од сврзаните атоми има свој допринос кон должината на врската наречен **ковалентен радиус**.
- Во прва апроксимација може да се смета дека должината на врската е сума од ковалентните радиуси на двата сврзани атоми.
- Кај хомонуклеарните двоатомски молекули (H_2 , N_2), ковалентниот радиус на секој од атомите е $1/2$ од должината на врската.



Периоден систем: ковалентен радиус

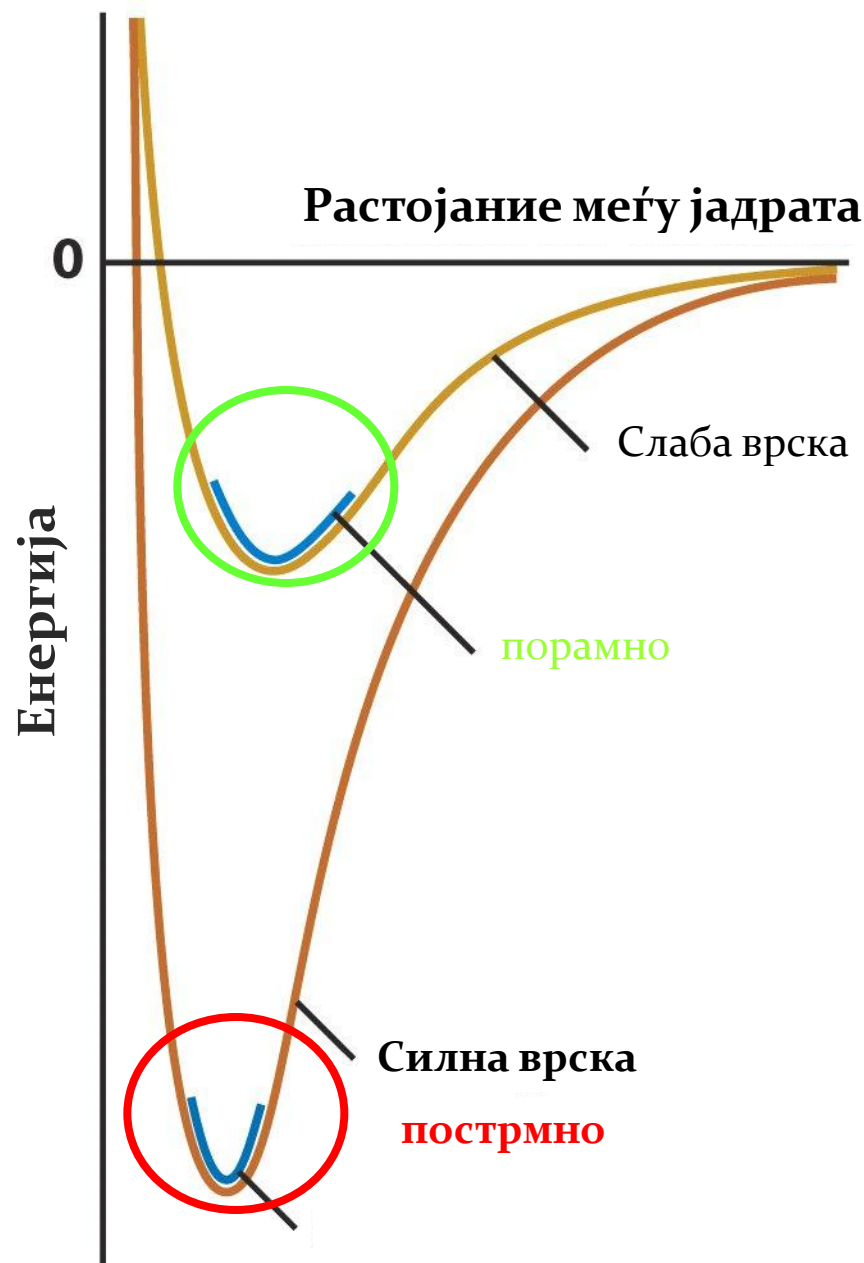
Опаѓа долж периодата

Расте долж групата

			H 37				18 He	
	1	2	13	14	15	16	17	
2	Li	Be	B 88	C 60 67 77	N 55 60 75	O 60 66	F 58	Ne
3	Na	Mg	Al 118	Si 111	P 110	S 102	Cl 98	Ar
4	K	Ca	Ga 126	Ge 122	As 121	Se 117	Br 114	Kr
5	Rb	Sr	In 144	Sn 141	Sb 138	Te 137	I 134	Xe
6	Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

Јачина на врска: длабочина на енергетскиот минимум (“јама”)

Крутост на врска : стрмност на патиштата кои водат надвор од енергетскиот минимум (“јама”)



Вежби

Теоретска неорганска хемија

Електронски конфигурации на јони

1. Кој M^{2+} јон (каде M е метал) ќе ја има следната електронска конфигурација:

- $[Ar]3d^7$
- $[Ar]3d^6$
- $[Kr]4d^4$
- $[Kr]4d^3$

Електронски конфигурации на јони

2. Од кој/кои типови орбитали треба да се оддадат електрони за да се образуваат јони со рел. електричен полнеж $1+$:

- Zn
- Cl
- Al
- Cu

Електронски конфигурации на јони

3. Кој е најверојатниот полнеж на образуваните јони во случајот на следните хемиски елементи:

- S
- Te
- Rb
- Ga
- Cd

Електронски конфигурации на јони

4. Да се предвиди бројот на валентни електрони за секој од следните јони:

- Mn^{4+}
- Rh^{3+}
- Co^{3+}
- P^{3+}

Електронски конфигурации на јони

5. Да се запише електронската конфигурација и бројот на неспарени електрони во случајот на следните јони:

- Sb^{3+}
- Sn^{4+}
- W^{2+}
- Br^-
- Ni^{2+}

Електронски конфигурации на јони

6. Да се запише електронската конфигурација и бројот на неспарени електрони во случајот на следните јони:

- Ca^{2+}
- In^{+}
- Te^{2-}
- Ag^{+}

Јонска врска

7. Кој пар јони се карактеризира со најсилно електростатско взаеMODEЈСТВО?

- K^+ , O^{2-}
- Ga^{3+} , O^{2-}
- Ca^{2+} , O^{2-}

Јонска врска

8. Да се објасни зошто енергијата на решетката на LiCl (861 kJ/mol) е поголема во споредба на RbCl (695 kJ/mol) под претпоставка дека двете структури се од ист структурен тип, односно се карактеризираат со ист распоред на јоните во кристалната решетка.

Ковалентна врска

9. Да се запишат Луисовите структури на:

- a. CCl_4
- b. COCl_2
- c. ONF
- d. NF_3

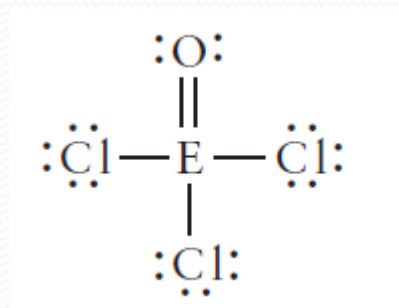
Ковалентна врска

10. Да се запишат Луисовите структури на:

- а. тетрахидридоборат јон, BH_4^-
- б. хипобромит, BrO^-
- с. амид јон, NH_2^-

Ковалентна врска

11. Дадена е следната Луисова структура:



Хемискиот елемент Е припаѓа на третата периода. За кој елемент станува збор?

Ковалентна врска

12. Да се запише Луисовата структура на следните соединенија:

- a. амониум хлорид
- b. калиум фосфид
- c. натриум хипохлорит

Ковалентна врска

13. Да се запишаат Луисовите структури кои имаат удел во резонантниот хибрид на нитрил хлорид, ClNO_2 (N е централен атом).

Ковалентна врска

14. Дали $\text{H}-\text{C}\equiv\text{N}$ и $\text{H}-\text{N}\equiv\text{C}$ образуваат пар резонантни структури? Објасни!

Ковалентна врска

15. Да се запишат Луисовите структури и да се определи формалниот полнеж на секој атом во:

- a. NO^+
- b. N_2
- c. CO
- d. C_2^{2-}
- e. CN^-

Ковалентна врска

16. Хипохлореста киселина, HClO , е најдена во белите крвни клетки каде помага при уништување на бактериите. Да се запишат две Луисови структури со различен распоред на атомите и да се определи најверојатната структура. Да се земат предвид само структури со единечни врски.

Исклучоци од октетно правило

17. Кој од следните честички се радикали:

- NO_2^-
- CH_3
- OH
- CH_2O

Исклучоци од октетно правило

18. Да се запише Луисовата структура, вклучувајќи ги структурите кои имаат удел во резонантниот хибрид (имајќи ги предвид отстапувањата од октетното правило) во случај на:

- a) сулфит јон
- b) хидрогенсулфит јон
- c) перхлорат јон
- d) нитрит јон

Исклучоци од октетно правило

19. Да се запише Луисовата структура за секоја од реактивните честички, кои имаат деструктивна улога во однос на озонскиот слој, како и да се идентификуваат честичките кои се однесуваат како радикали:

- хлор моноксид, ClO
- хлор пероксид, Cl-O-O-Cl
- ClONO_2

(каде централниот атом O е сврзан за атомот на Cl и на N од NO_2 групата)

Исклучоци од октетно правило

20. Да се определи бројот на електронски парови (сврзувачки и несподелени) на атомот на јод во:

- a) ICl_2^+
- b) ICl_4^-
- c) ICl_3
- d) ICl_5

Исклучоци од октетно правило

21. Да се запише Луисовата структура и да се определи бројот на електрони околу централниот атом:

- a) SF_6
- b) XeF_2
- c) AsF_6^-
- d) TeCl_4

Исклучоци од октетно правило

22. Да се запише Луисовата структура и да се определи бројот на несподелени електронски парови околу централниот атом:

- a) XeOF_2
- b) XeF_4
- c) XeOF_4

Исклучоци од октетно правило

23. Кај следните соединенија еден од атомите го прекршува октетното правило. Да се идентификува атомот и да се објасни отстапувањето од октетното правило:

- a) BeCl_2
- b) ClO_2

ЈОНСКА VS. КОВАЛЕНТНА ВРСКА

24. За секој пар да се определи кај кое соединение врските имаат поголем јонски карактер:

- HCl или HI
- CH_4 или CF_4
- CO_2 или CS_2

ЈОНСКА VS. КОВАЛЕНТНА ВРСКА

25. Соединенијата кои имаат врски со поголем ковалентен карактер се помалку растворливи во вода во споредба со соединенијата кои имаат помал ковалентен карактер. Кој соединенија од следните парови се порастворливи во вода?

- AlCl_3 или KCl
- MgO или BaO

ЈОНСКА VS. КОВАЛЕНТНА ВРСКА

26. Катјоните Rb^+ , Be^{2+} и Sr^{2+} да се подредат според растечкиот тренд на поларизабилноста. Да се објасни!

ЈОНСКА VS. КОВАЛЕНТНА ВРСКА

27. Анјоните Cl^- , Br^- , N^{3-} и O^{2-} да се подредат според растечкиот тренд на поларизабилноста. Да се објасни!

ДОЛЖИНА И ЈАЧИНА НА КОВАЛЕНТНА ВРСКА

28. Следните молекули или јони да се подредат според опаѓачкиот тренд на должината на врска:

- CO врска во CO, CO₂, CO₃²⁻
- SO врска во SO₃, SO₂, SO₃²⁻
- CN врска во HCN, CH₂NH, CH₃NH₂

Да се објасни!

ДОЛЖИНА И ЈАЧИНА НА КОВАЛЕНТНА ВРСКА

29. Кај кое соединение CX врска е најсилна (X е халоген елемент):

- a) CF_4
- b) CCl_4
- c) CBr_4

Да се објасни!