

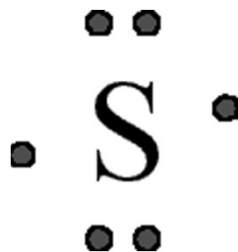
XI. Основен концепт на хемиското сврзување

Основен концепт за хемиското сврзување

Луисови симболи и октетно правило

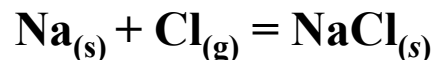
Генерална класификација на хемиските врски:

- *Јонска врска*
 - *Ковалентна врска*
 - *Метална врска*
-
- Валентните електрони се сместени во највисоките електронски потслоеви, односно тоа се електроните што учествуваат во хемиското поврзување (*“валентни” доаѓа од латинскиот израз “valere” - силен*).
 - Погоден начин за прикажување на валентините електрони се Луисовите (Lewis) симболи. Луисовите симболи се состојат од симболот на елементот околу кого се додадени точки што ги симболизираат валентните електрони. На една страна од симболот на елементот се пишуваат најмногу две точки (два електрони).



- *При хемиското поврзување атомите настојуваат да добијат, изгубат или да споделат електрони со друг атом, со тенденција да постигнат електронска конфигурација на најблискиот инертен гас во периодниот систем.*
- Инертните гасови, со исклучок на He, се опкружени со 8 валентни електрони (пополнети *s* и *p* орбитали, октет од електрони).
- *При хемиското поврзување, атомите настојуваат да бидат опкружени со 8 валентни електрони, при тоа испуштајќи, примајќи или споделувајќи електрони со други атоми (октетно правило).*

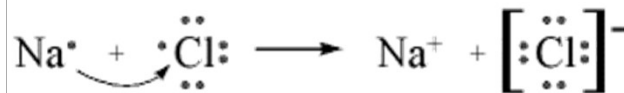
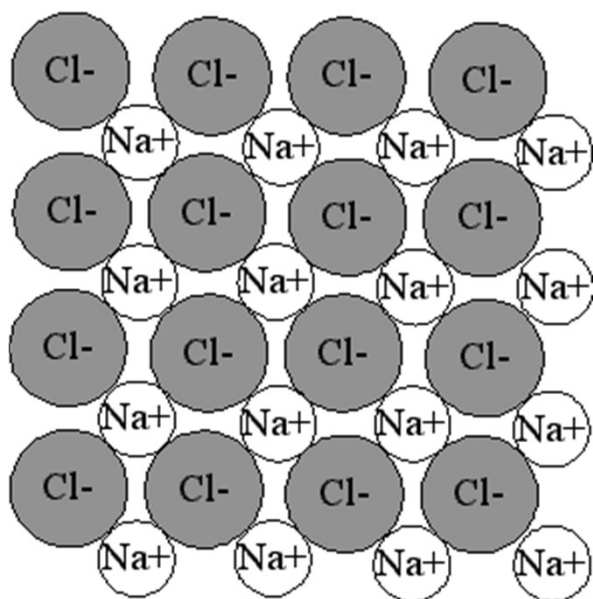
Јонска врска



(бурна егзотермна реакција)

NaCl е типично јонско соединение. Кристалот на NaCl е изграден од јони организирани во тродимензионална јонска кристална решетка. Во јонските соединенија, јоните што ја формираат јонската кристална решетка се држат помеѓу себе само со привлечни електростатски сили.

Типичните јонски соединенија најчесто се цврсти кристални супстанции. Денес се познати и голем број на јонски соединенија кои постојат во течен облик. Тие се наречени јонски течности. Кај цврстите јонските соединенија не постојат молекули изградени од јони, туку постојат тродимензионални кристални решетки изградени од јоните што го формираат јонското соединение. Распоредот на јоните во решетката е таков што секој јон е опкружен на правилен начин од определен број на јони со спротивен полнеж. Распоредот на јоните во јонската кристална решетка е карактеристичен за секое јонско соединение.



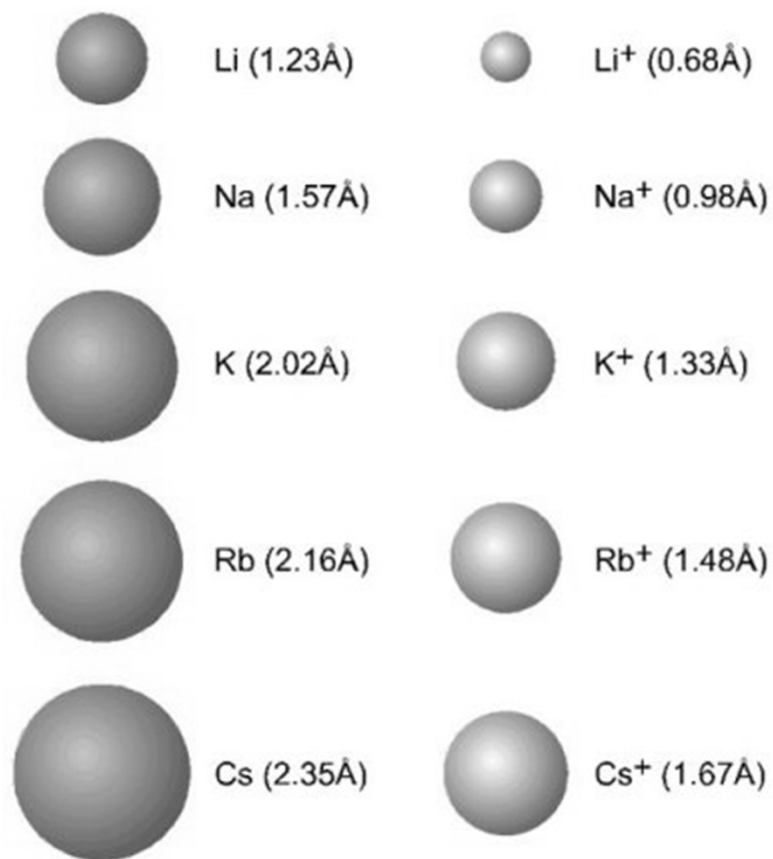
*Na има мала јонизациона енергија!
Cl има висок електронски афинитет!*

После реакцијата двата јони имаат по осум валентни електрони:

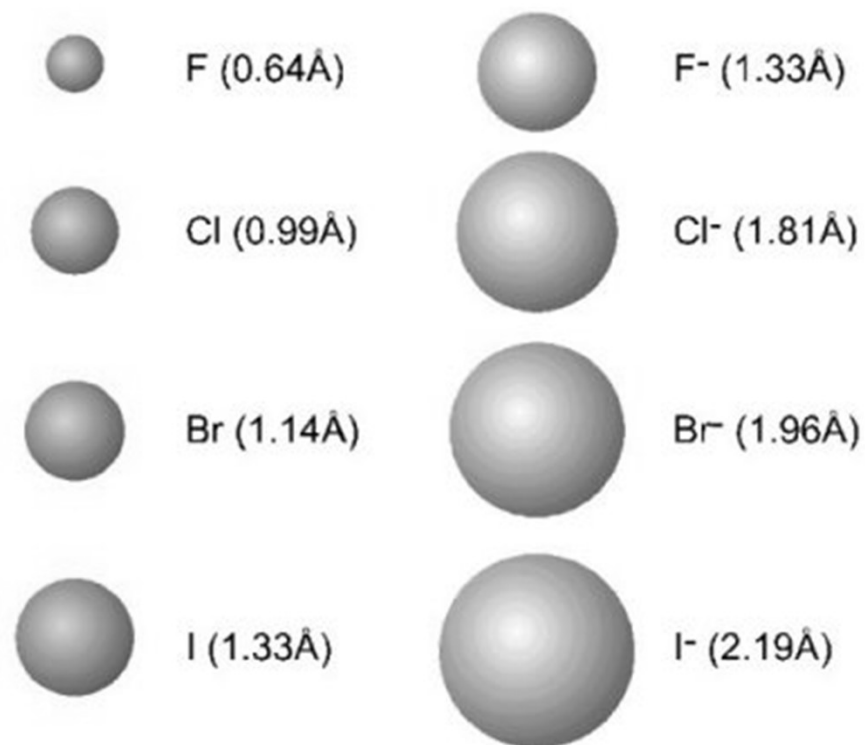


Шематски приказ на напречен пресек на кристалот на NaCl

Шематски приказ на големините
на атомите и соодветните катјони
на алкалните елементи



Шематски приказ на големините
на атомите и соодветните анјони
на халогените елементи



Ефект на полнежот на атомското јадро врз големината на јоните

$Z = 8$		$\text{O}^{2-} (1.45\text{\AA})$
$Z = 9$		$\text{F}^{-} (1.33\text{\AA})$
$Z = 11$		$\text{Na}^{+} (0.98\text{\AA})$
$Z = 12$		$\text{Mg}^{2+} (0.65\text{\AA})$
$Z = 13$		$\text{Al}^{3+} (0.45\text{\AA})$

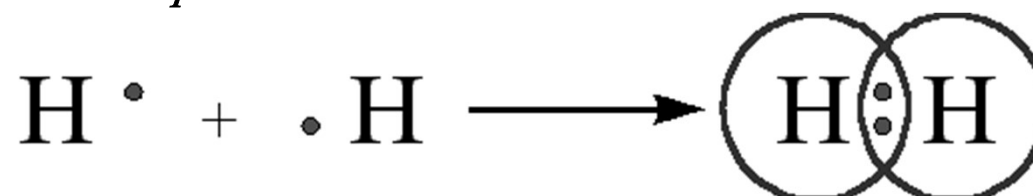
За да се разбере влијанието на полнежот на атомското јадро врз големината на јоните, добро е да се направи споредбата прикажана на сликата. Прикажани се јони на различни атоми, коишто имаат различен полнеж. Заедничко за сите јони е што имаат идентична електронска конфигурација. Таа е: **$1s^2 2s^2 2p^6$** . Бидејќи се работи за јони на различни елементи, јадрата имаат различен број протони, односно различен полнеж. Очигледно е дека со порастот на полнежот на јадрото, опаѓа големината на јонот, односно доаѓа до се позначителна контракција на електронските орбитали.

Ковалентна врска

- Најголемиот дел од соединенијата не се со јонска природа на хемиските врски:

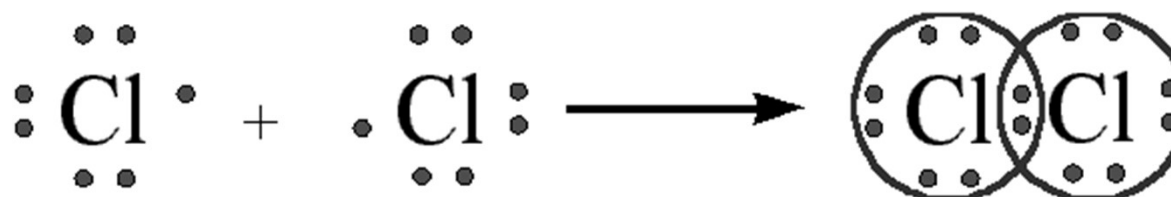
Примери: суспстанции што се во гасовита или течна агрегатна состојба.

Хемиската врска образувана со взаемно споделување на заеднички електрони се нарекува ковалентна врска.



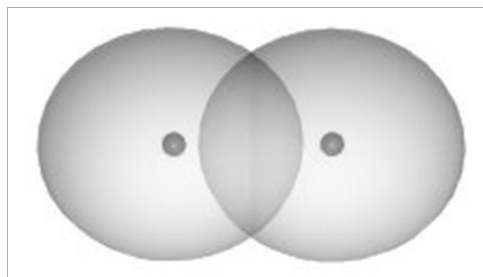
Образување на ковалентна врска кај водород прикажана преку Луисовите структури.

Со заедничкиот електронски пар се постигнува електронска конфигурација на наредниот инертен гас He.



Со заедничкиот електронски пар се постигнува електронска конфигурација на наредниот инертен гас Ar.

Важно: Електронскиот пар не е фиксиран помеѓу двата атоми, како што погрешно може да се заклучи од Луисовите структури.



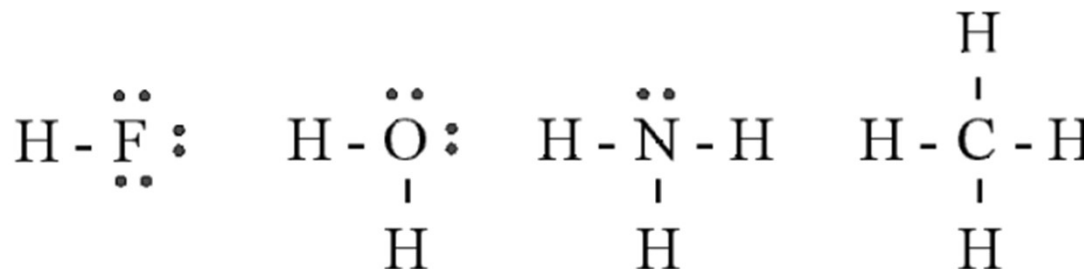
Распределба на електронската густина кај H_2 .

Двата атоми се сврзани во молекула главно заради електростатското привлекување на јадрата со зголемената електронска густина помеѓу двата атоми!

За **s** и **p** елементите, бројот на валентни електрони е еднаков со бројот на групата. Според тоа, лесно може да се предвиди бројот на ковалентни врски што би ги образувал елементот за да постигне октет од валентни електрони.

Елемент	Група	Валентни електрони	Број на врски неопходни за формирање на валентен октет
F	7B	7	1
O	6B	6	2
N	5B	5	3
C	4B	4	4

Примери:



Повеќекратни врски

Ковалентната врска може да биде формирана со еден, но и со повеќе електронски парови (најмногу три). Ковалентната врска формирана со повеќе од еден електронски пар се нарекува **повеќекратна ковалентна врска**.

- Два заеднички електронски парови - **двојна врска**
- Три заеднички електронски парови - **тројна врска**

Пример:



Во молекулата на азотот N_2 постои тројна ковалентна врска. Хемиската инертност на N_2 е резултат на силната тројна врска, а должината на врската е релативно мала и изнесува $1,10 \text{ \AA}$

$\text{N}-\text{N}$ $1,47 \text{ \AA}$ должина на единечна $\text{N}-\text{N}$ врска

$\text{N}=\text{N}$ $1,24 \text{ \AA}$ должина на двојна $\text{N}-\text{N}$ врска

$\text{N} \equiv \text{N}$ $1,10 \text{ \AA}$ должина на тројна $\text{N}-\text{N}$ врска

Должината на врската опаѓа со порастот на бројот на заеднички електронски парови.

Поларност на ковалентната врска и електронегативност

- *Неполарна ковалентна врска* - заедничката електронска густина подеднакво е распределена помеѓу двата атоми.
- *Поларна ковалентна врска* - заедничката електронска густина не е подеднакво распределена помеѓу двата атоми. Еден од атомите има поголема моќ за привлекување на заедничката електронска густина (електронски пар).
- *Електронегативност* е поим за карактеризација на хемиската врска како поларна ковалентна, неполарна ковалентна, или јонска врска.

Електронегативноста е мерка за способноста на атомот да ги привлекува електроните што ја формираат ковалентната врска.

Електронегативноста е функција од:

- *енергијата на јонизација*
- *електронскиот афинитет*

Забелешка: Треба да се води сметка дека енергијата на јонизација и електронскиот афинитет се својства на изолираниот атом, додека електронегативноста е својство на атомот кога тој е во состав на некоја молекула.

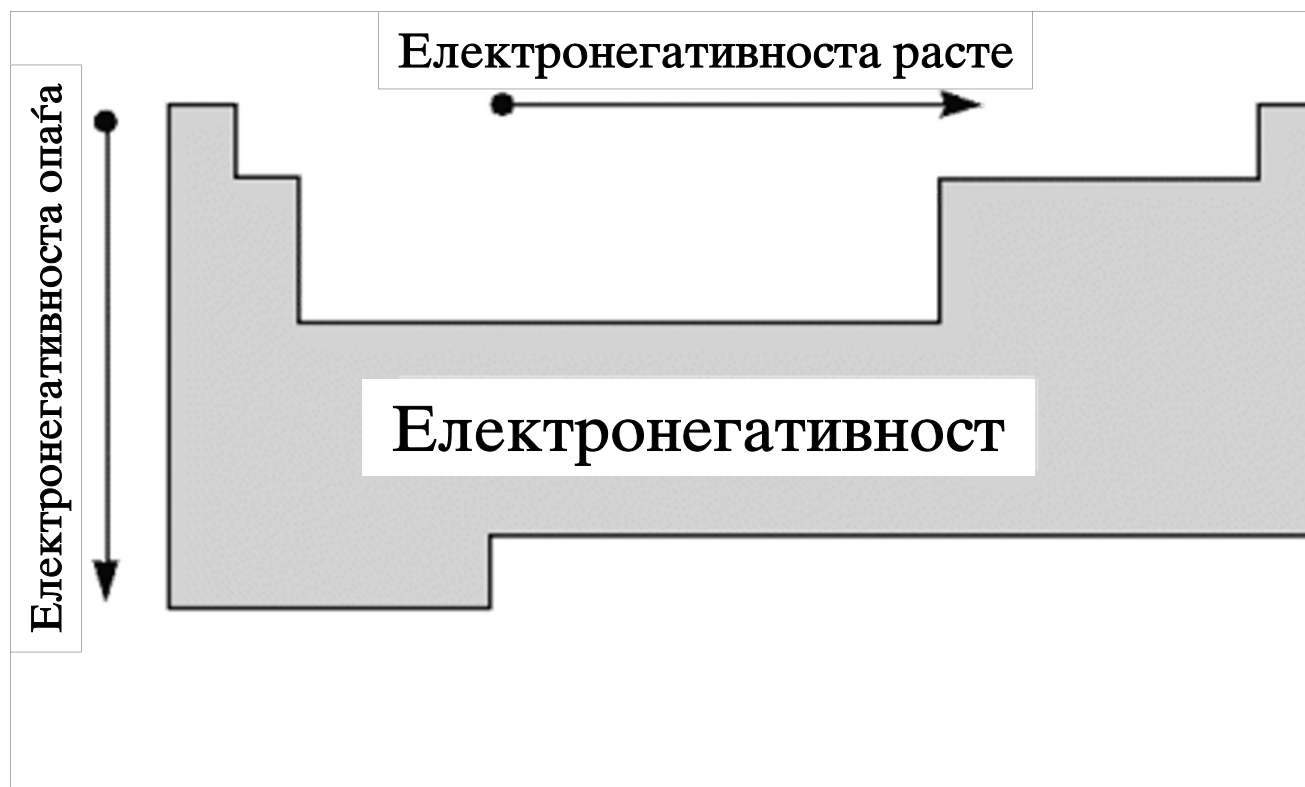
Пример: Атом со висок електронски афинитет (електронскиот афинитет е силно егзотермен процес) и голема јонизациона енергија би бил силно електронегативен.

Електронегативност на елементите

1A														3A 4A 5A 6A 7A				
H 2.1	2A																	
Li 1.0	Be 1.5											B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0		
Na 0.9	Mg 1.2	3B	4B	5B	6B	7B	8B		1B	2B	Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0			
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			
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			
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 2.2			

3.0-4.02.0-2.91.5-1.9<1.5

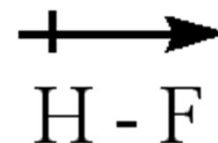
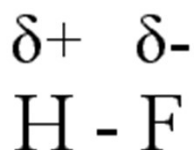
Електронегативноста е секогаш позитивен број. Колку бројот е поголем, толку е електронегативноста поголема. Во овој контекст, корисно е уште да се нагласи дека електронскиот афинитет може да биде позитивна или негативна величина, бидејќи процесот на примање нов електрон може да биде ендотермен или егзотермен. Додека пак, енергијата на јонизација е секогаш позитивна величина, бидејќи за да се одземе електрон од било кој атом мора да се вложи енергија. Тој процес е секогаш ендотермен.



Генерален тренд на промена на електронегативноста во периодниот систем.

Електронегативноста може да се користи за проценка на поларноста, односно видот на хемиската врска.

Соединение	F ₂	HF	LiF
Разлика во електронегативноста	4.0 - 4.0 = 0	4.0 - 2.1 = 1.9	4.0 - 1.0 = 3.0
Вид на врска	Неполарна ковалентна	Поларна ковалентна	Јонска



Симболите $\delta+$, $\delta-$ означуваат парцијален позитивен и парцијален негативен полнеж во молекулата, а стрелката ја означува насоката на привлекување на електроните во молекулата на HF.

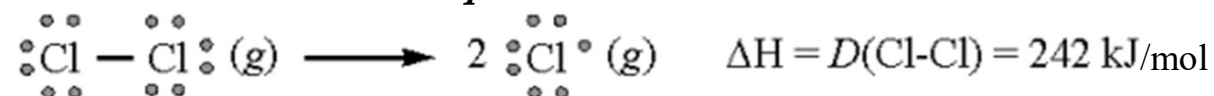
Ако разликата во електронегативноста е:

- еднаква и помала од 0,4 тогаш врска е **неполарна ковалентна**;
- од 0,4 до 2, врска е **поларна ковалентна**;
- поголема од 2, **врска е јонска**.

Јачина на ковалентната врска

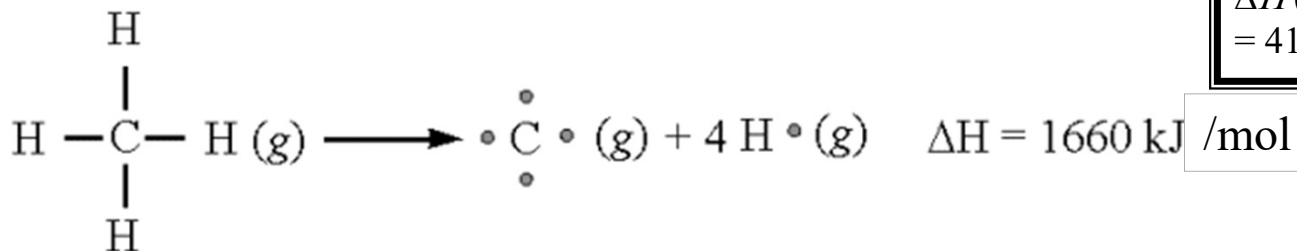
- Стабилноста на молекулата е функција од јачината на ковалентната врска, односно од силата со која атомите се држат заедно во молекулата.

Енергија на дисоцијација на врската или енергија на врската е еднаква на минималното количество енергија неопходно за раскинување на ковалентната врска кај 1 mol соединение, при што сите учесници во реакцијата се во гасовита фаза.



$\Delta H(\text{Cl-Cl})$ е енергија на дисоцијација на Cl-Cl врската

Што ако молекулата не е двоатомска?



$$\begin{aligned} \Delta H(\text{C-H}) &= (1660/4) \text{ kJ mol}^{-1} \\ &= 415 \text{ kJ mol}^{-1} \end{aligned}$$

Важно: Енергијата на врската е секогаш позитивна вредност. Мора да се вложи енергија за да се раскине врската. Затоа пак, во обратниот процес, при формирањето на врската, секогаш се ослободува истото количество енергија.

Јачина на ковалентната врска помеѓу различни атоми:

Врска	(kJ/mol)
C-F	485
C-Cl	328
C-Br	276
C-I	240
C-C	348
C-N	293
C-O	358
C-F	485
C-C	348
C=C	614
C≡C	839

Важно: Колку е појака врската, толку е потешко таа да се раскине. Тоа, најчесто значи дека хемиската реактивност на атомската група поврзана со јака ковалентна врска е мала. Но, мора да се води сметка дека не е секогаш неопходно целосно раскинување на хемиската врска за да се случи некоја хемиска промена. На пример, соединенијата што содржат $C\equiv C$ хемиска врска (алкини) се хемиски порекативни отколку соединенијата што содржат $C-C$ врска (алкани), иако тројната врска е појака отколку единечната. При хемиската реактивност на алкините, најчесто тројната врска преминува во двојна или во единечна врска, но не доаѓа до целосно кинење на тројната врска.

Јачина и должина на врските

Врска	Енергја на врската / (kJ/mol)	Должина / Å
C-C	348	1,54
C=C	614	1,34
C≡C	839	1,20

Како што расте кратноста на ковалентната врска помеѓу атомите (единечна, двојна или тројна), така расте јачината на врската, а опаѓа нејзината должина!