

ΔΙΕΓΕΡΣΗ ΚΑΙ ΥΒΡΙΔΙΣΜΟΣ ΤΟΥ ΑΤΟΜΟΥ ΤΟΥ C

Από την Α' Λυκείου γνωρίζουμε ότι: «η χημική συμπεριφορά των στοιχείων (παρουσιάζει/εμφανίζει περιοδικότητα που είναι σχετική με τον ατομικό τους αριθμό ή πιο συγκεκριμένα με τον αριθμό και την κατανομή των ηλεκτρονίων τους) είναι περιοδική συνάρτηση του ατομικού τους αριθμού».

Κατά μήκος μιας περιόδου, ορισμένες ιδιότητες των στοιχείων μεταβάλλονται προοδευτικά. Όταν αλλάζουμε περίοδο, τα στοιχεία που αντιστοιχούν στην ίδια ομάδα έχουν παρόμοιες ιδιότητες.

Πως μπορεί να συσχετιστεί η περιοδική κατάταξη των στοιχείων με την ηλεκτρονιακή δομή των ατόμων τους όπως αυτή παρουσιάζεται πιο πάνω;

Αν μελετήσουμε την ηλεκτρονιακή δομή του φθορίου ${}_{9}\text{F} : 1s^2 2s^2 2p^5$ τότε συμπεραίνουμε ότι: Το φθόριο έχει δυο στιβάδες, την $K=1$ και την $L=2$ και άρα ανήκει στην δεύτερη περίοδο. Επίσης έχει 7 ηλεκτρόνια στην εξωτερική στιβάδα και επομένως ανήκει στην VIIA ομάδα.

Συμπέρασμα:

1. Ο αριθμός των στιβάδων που έχουν χρησιμοποιηθεί για την κατανομή των ηλεκτρονίων του ατόμου του στοιχείου καθορίζει τον αριθμό της περιόδου που ανήκει το στοιχείο.
2. Ο αριθμός των ηλεκτρονίων της εξωτερικής στιβάδας καθορίζει τον αριθμό της κύριας ομάδας που ανήκει το στοιχείο.

Τομείς του Περιοδικού Πίνακα:

Το σύνολο των στοιχείων των οποίων τα άτομα έχουν τα τελευταία τους ηλεκτρόνια στον ίδιο τύπο υποστιβάδας αποτελούν ένα **τομέα** του περιοδικού πίνακα. Υπάρχουν τέσσερις τομείς στον περιοδικό πίνακα, οι τομείς s, p, d και f.

Τομέας s: Η υποστιβάδα s έχει το πολύ δύο ηλεκτρόνια γι' αυτό και ο τομέας s περιλαμβάνει δυο κύριες ομάδες. Την ομάδα των αλκαλίων, IA και την ομάδα των αλκαλικών γαιών, IIA. Έτσι το ${}_{12}\text{Mg} : 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2$ ανήκει στον τομέα s και στην ομάδα IIA.

Τομέας p: Ο τομέας p περιλαμβάνει στοιχεία των οποίων το τελευταίο ηλεκτρόνιο, κατά την ηλεκτρονική δόμηση των ατόμων τους, τοποθετείται σε τροχιακό της υποστιβάδας p. Έτσι το ${}_{7}\text{N} : 1s^2, 2s^2, 2p^3$ ανήκει στον τομέα p και στην ομάδα VA.

Ο τομέας d: Ο τομέας d περιλαμβάνει στοιχεία των οποίων το τελευταίο ηλεκτρόνιο, κατά την ηλεκτρονική δόμηση των ατόμων τους, τοποθετείται σε τροχιακό της υποστιβάδας d. Ο τομέας

αυτός περιλαμβάνει και τα στοιχεία μετάπτωσης. Η υποστιβάδα d χωράει 10 ηλεκτρόνια γι' αυτό ο τομέας d έχει 10 ομάδες (δευτερεύουσες ομάδες).

Τομέας f: Ο τομέας f περιλαμβάνει στοιχεία, των οποίων το τελευταίο ηλεκτρόνιο τοποθετείται στην υποστιβάδα f. Ο τομέας f περιλαμβάνει 14 ομάδες αφού η υποστιβάδα f χωράει 14 ηλεκτρόνια. Στον τομέα f ανήκουν οι λανθανίδες και οι ακτινίδες.

Τομέας s													Τομέας p													
1													18													
IA													VIIIA													
1	H												Πλήρωση υποστιβάδας 1s													He
	2												13	14	15	16	17	2								
	1												IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA									
2	Li	Be												B	C	N	O	F	Ne							
	Πλήρωση 2s													Πλήρωση υποστιβάδας 2p												
	3	4												5	6	7	8	9	10							
3	Na	Mg												Al	Si	P	S	Cl	Ar							
	Πλήρωση 3s													Πλήρωση υποστιβάδας 3p												
	11	12												13	14	15	16	17	18							
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr								
	Πλήρωση 4s		Πλήρωση υποστιβάδας 3d											Πλήρωση υποστιβάδας 4p												
	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36								
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe								
	Πλήρωση 5s		Πλήρωση υποστιβάδας 4d											Πλήρωση υποστιβάδας 5p												
	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54								
6	Cs	Ba	*La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn								
	Πλήρωση 6s		Πλήρης πλήρωση υποστιβάδας 5d											Πλήρωση υποστιβάδας 6p												
	55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86								
7	Fr	Ra	**Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub	Uut													
	Πλήρωση 7s		Πλήρης 6d																							
	87	88	89	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113													

Τομέας f													
*Σειρά Λανθανίου													
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
**Σειρά Ακτινίου													
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103

Διέγερση-Υβριδισμός του ατόμου του άνθρακα.

Διέγερση

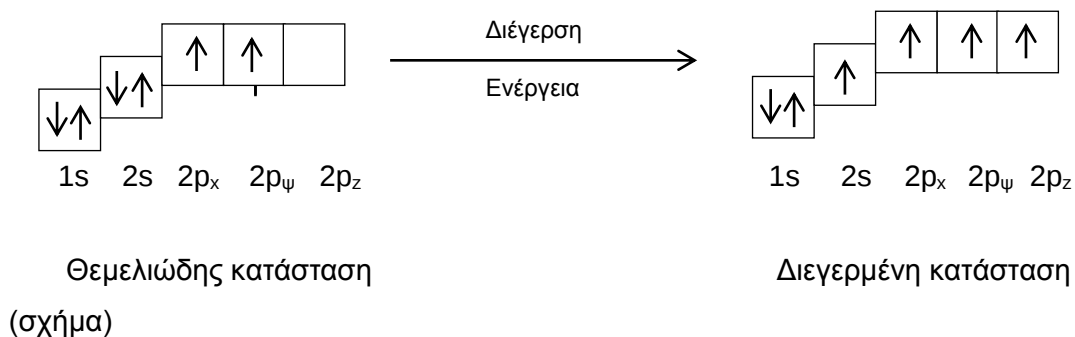
Στην Α' Λυκείου μάθαμε ότι ένα άτομο μπορεί να σχηματίσει τόσους ομοιοπολικούς δεσμούς, όσα είναι τα μονήρη ηλεκτρόνια του στην εξωτερική στιβάδα.

Εάν μελετήσουμε την ηλεκτρονιακή δόμηση του ατόμου του άνθρακα, η οποία είναι: $1s^2, 2s^2, 2p_x^1, 2p_y^1$, βλέπουμε πώς το άτομο του άνθρακα περιέχει δυο μονήρη ηλεκτρόνια και επομένως θα αναμέναμε ο άνθρακας να σχηματίζει την χημική ένωση CH_2 , η οποία όμως δεν είναι δυνατή. Η απλούστερη χημική ένωση του άνθρακα είναι το μεθάνιο με μοριακό τύπο CH_4 . Επομένως τίθενται τα ερωτήματα:

1. Πως άνθρακας μπορεί να σχηματίσει τέσσερις ομοιοπολικούς δεσμούς;
2. Γιατί η ενέργεια των δεσμών, η ενέργεια που χρειάζεται για να σπάσει ο δεσμός, είναι μεγαλύτερη από την ενέργεια που θα αναμενόταν εάν οι χημικοί δεσμοί δημιουργούντα με απλή επικάλυψη ομοαξονικών τροχιακών;
3. Γιατί η τρισδιάστατη δομή των μορίων δεν συνάδει με την τρισδιάστατη δομή των τροχιακών;

Το πρώτο ερώτημα δηλ. η δυνατότητα του ατόμου του άνθρακα να αποκτήσει τέσσερα μονήρη ηλεκτρόνια κατά τον σχηματισμό ομοιοπολικών δεσμών εξηγείται με την **θεωρία της διέγερσης**. Κατά την **διέγερση** του ατόμου, τα ηλεκτρόνια απορροφώντας ενέργεια, μπορεί να μεταπηδήσουν από χαμηλότερης ενέργειας υποστιβάδα σε ψηλότερης ενέργειας στην ίδια στιβάδα. Αποτέλεσμα της ηλεκτρονικής διέγερσης είναι η αύξηση των μονήρων ηλεκτρονίων στην εξωτερική στιβάδα του διεγερμένου ατόμου σε σύγκριση με τον αριθμό των μονήρων ηλεκτρονίων του ιδίου ατόμου στην θεμελιώδη κατάσταση.

Έτσι στην περίπτωση του ατόμου του άνθρακα αποτέλεσμα της διέγερσης είναι η δημιουργία τεσσάρων μονήρων ηλεκτρονίων με τα οποία το άτομο του άνθρακα μπορεί να σχηματίσει τέσσερις ομοιοπολικούς δεσμούς. Η διέγερση του ατόμου ${}_6C (1s^2, 2s^2, 2p^2)$ παριστάνεται όπως φαίνεται πιο κάτω:



Η ενέργεια που καταναλώνεται για την διέγερση του ατόμου υπεραντισταθμίζεται κατά τον σχηματισμό χημικών δεσμών.

Ο υβριδισμός στον άνθρακα

Το δεύτερο και τρίτο ερώτημα εξηγούνται με την θεωρία του υβριδισμού. Σύμφωνα με αυτή την θεωρία ατομικά τροχιακά παραπλήσιας ενεργειακής στάθμης συνδυάζονται (αναμιγνύονται) και δημιουργούνται ισάριθμα **υβριδικά τροχιακά** που είναι ισοδύναμα μεταξύ τους ως προς την ενέργεια και τη μορφή.

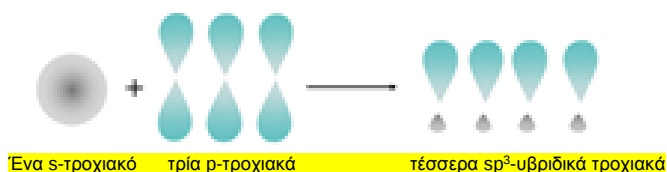
Παραδείγματα υβριδισμού στο άτομο του άνθρακα;

A) Εάν το s-τροχιακό της στιβάδας σθένους υβριδιστεί με ένα p-τροχιακό τότε δημιουργούνται δύο υβριδικά τροχιακά που συμβολίζονται ως sp .

B) Εάν το s-τροχιακό της στιβάδας σθένους υβριδιστεί με δυο p-τροχιακά τότε δημιουργούνται τρία υβριδικά τροχιακά που συμβολίζονται ως sp^2 .

Γ) Εάν το s-τροχιακό της στιβάδας σθένους υβριδιστεί με τρία p-τροχιακά τότε δημιουργούνται τέσσερα υβριδικά τροχιακά που συμβολίζονται ως sp^3 .

Το κάθε sp -υβριδικό, ως αποτέλεσμα ανάμιξης s και p τροχιακών, έχει ενδιάμεσα χαρακτηριστικά των δύο. Γεωμετρικά, το sp -υβριδικό τροχιακό αποτελείται από δύο λοβούς, ένα πολύ μικρό και ένα πολύ μεγάλο όπως φαίνεται στο σχήμα:



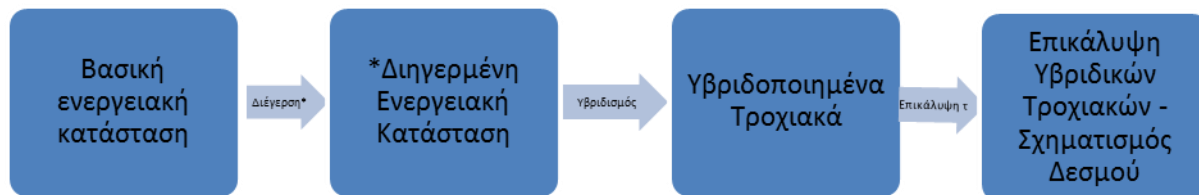
Πηγή:

Τα υβριδικά τροχιακά λόγω της δομής τους, έχουν μεγαλύτερη ηλεκτρονιακή πυκνότητα και επομένως η επικάλυψη τους με τα τροχιακά άλλων ατόμων είναι μεγαλύτερη με αποτέλεσμα να δημιουργούνται πιο ισχυροί ομοιοπολικοί δεσμοί, σε σύγκριση με τους δεσμούς που θα σχηματίζονταν με επικάλυψη των τροχιακών που προϋπήρχαν στα άτομα πριν τον υβριδισμό.

Η θεωρία του υβριδισμού επεξηγεί επίσης την τρισδιάστατη δομή των μορίων όπως θα δούμε πιο κάτω.

Επικάλυψη υβριδικών τροχιακών-Σχηματισμός Δεσμών

Για την καλύτερη κατανόηση της διαδικασίας του σχηματισμού χημικού δεσμού, δίνεται το πιο κάτω διάγραμμα στο οποίο φαίνονται ενδεικτικά οι φάσεις από τις οποίες περνά ένα άτομο (συγκεκριμένα του άνθρακα) κατά την δημιουργία δεσμού:



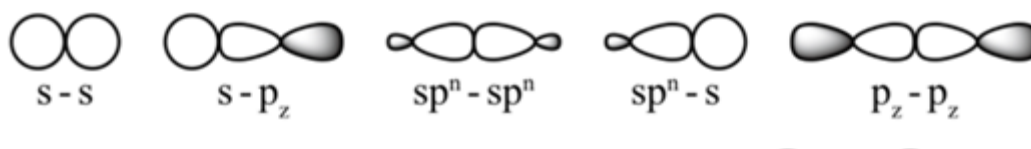
Διάγραμμα πορείας σχηματισμού δεσμού

*Τα άτομα μπορούν να σχηματίσουν δεσμούς και στη θεμελιώδη ενεργειακή κατάσταση, όποτε στο διάγραμμα, παραλείπεται το στάδιο της διέγερσης.

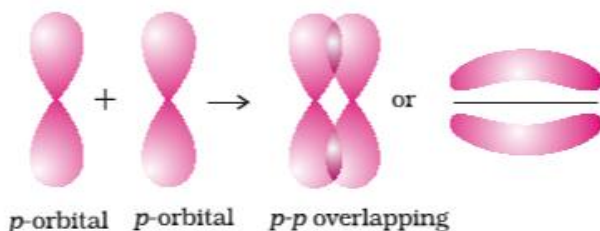
Ανάλογα με τον τρόπο επικάλυψης των ατομικών ή/και των υβριδικών τροχιακών προκύπτουν σ ή π δεσμοί.

Ο σ -δεσμός είναι ο δεσμός που προκύπτει με επικάλυψη των τροχιακών κατά μήκος του άξονα που συνδέει τους δύο πυρήνες των ατόμων (ομοαξονική ή μετωπική επικάλυψη). Παραδείγματα ομοαξονικής (μετωπικής) επικάλυψης δίνονται στο πιο κάτω διάγραμμα:

σ -δεσμός



Ο π -δεσμός προκύπτει με πλευρική επικάλυψη των ατομικών p τροχιακών, όταν δηλαδή οι άξονες συμμετρίας των p τροχιακών είναι παράλληλοι. Ο π -δεσμός σχηματίζεται μετά από τον σχηματισμό του σ -δεσμού και τα p ατομικά τροχιακά τα οποία επικαλύπτονται πλευρικά, είναι κάθετα στον άξονα του ήδη σχηματισμένου σ -δεσμού όπως φαίνεται στο πιο κάτω διάγραμμα.



1. Απλός δεσμός

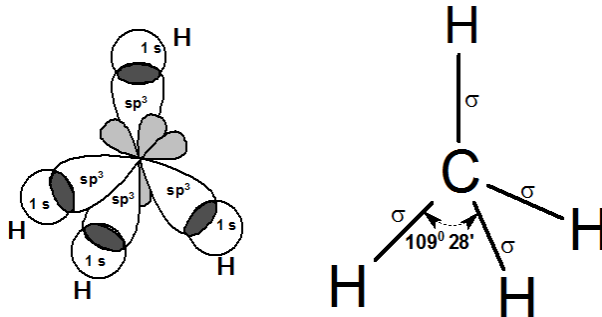
Σχηματισμός του μορίου του μεθανίου, CH_4 ή άλλων ενώσεων με δεσμούς ομοαξονικής επικάλυψης

Στην περίπτωση σχηματισμού του μορίου του μεθανίου ένα s και τρία p ατομικά τροχιακά συνδυάζονται και δημιουργούνται τέσσερα ισοδύναμα sp^3 υβριδικά τροχιακά. Τα τέσσερα υβριδικά τροχιακά έχουν τέτοια κατεύθυνση στο χώρο έτσι ώστε να ελαχιστοποιούνται οι απώσεις μεταξύ τους και πιο συγκεκριμένα διευθετούνται σε τετραεδρική διάταξη.



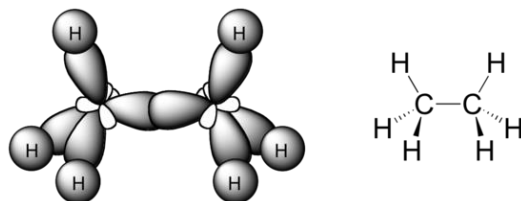
Σχ. : Τετραεδρική διάταξη των sp^3 -υβριδικών τροχιακών στο άτομο του άνθρακα.

Κάθε ένα από τα τέσσερα sp^3 -υβριδικά τροχιακά του ατόμου του άνθρακα επικαλύπτεται με το s-τροχιακό του υδρογόνου και προκύπτουν έτσι τέσσερις σ-δεσμοί. Η μοριακή γεωμετρία του μεθανίου είναι τετραεδρική και λόγω της συμμετρίας το μόριο είναι άπολο.



Σχ. : Μοριακή Γεωμετρία του μορίου του μεθανίου.

Στο μόριο του αιθανίου δυο ομοαξονικά sp^3 -υβριδικά τροχιακά που προέρχονται από κάθε άτομο του άνθρακα επικαλύπτονται μεταξύ τους και σχηματίζουν έτσι ένα σ -δεσμό μεταξύ των δύο ατόμων του άνθρακα. Τα υπόλοιπα τρία sp^3 -υβριδικά τροχιακά σε κάθε άτομο του άνθρακα επικαλύπτονται με το s -τροχιακό του υδρογόνου και προκύπτουν έτσι έξι σ -δεσμοί, όπως φαίνεται στο πιο κάτω σχήμα.



Σχ. : Μοριακή γεωμετρία του μορίου του αιθανίου, C_2H_6

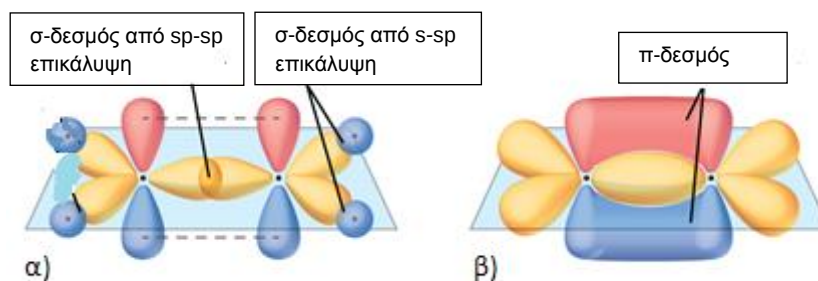
2. Διπλός δεσμός

Σχηματισμός του μορίου του αιθενίου, C_2H_4 (Υβριδισμός sp^2)

Κατά τον σχηματισμό του μορίου του αιθενίου τα άτομα του άνθρακα βρίσκονται σε κατάσταση υβριδισμού sp^2 . Κατά τον υβριδισμό προκύπτουν τρία ισοδύναμα sp^2 -υβριδικά τροχιακά με επίπεδη τριγωνική διάταξη στο χώρο. Το τροχιακό p που δεν πήρε μέρος στον υβριδισμό είναι κάθετο στο επίπεδο των sp^2 -υβριδικών τροχιακών.

Στο μόριο του αιθενίου δυο ομοαξονικά sp^2 -υβριδικά τροχιακά που προέρχονται από κάθε άτομο του άνθρακα επικαλύπτονται μεταξύ τους και σχηματίζουν έτσι ένα σ -δεσμό μεταξύ των δύο ατόμων του άνθρακα. Τα υπόλοιπα δυο sp^2 -υβριδικά τροχιακά σε κάθε άτομο του άνθρακα επικαλύπτονται με το s -τροχιακό του υδρογόνου και προκύπτουν έτσι τέσσερις σ -δεσμοί.

Τα δυο p -τροχιακά (ένα σε κάθε άτομο του άνθρακα) που δεν συμμετείχαν στον υβριδισμό είναι παράλληλα μεταξύ τους. Όταν τα δυο άτομα του άνθρακα πλησιάσουν μεταξύ τους τότε τα παράλληλα αυτά τροχιακά επικαλύπτονται πλευρικά σχηματίζοντας ένα π -δεσμό, με το ηλεκτρονικό νέφος να είναι συμμετρικά κατανομημένο πάνω και κάτω από το επίπεδο των υβριδισμένων τροχιακών.



Σχ. : Διαγραμματική παρουσίαση της τρισδιάστατης διάταξης των σ- και π-δεσμών στο μόριο του αιθινίου.

Επειδή η επικάλυψη των τροχιακών στο π-δεσμό είναι μικρότερη από την επικάλυψη των τροχιακών στο σ-δεσμό, ο π-δεσμός είναι ασθενέστερος από τον σ-δεσμό.

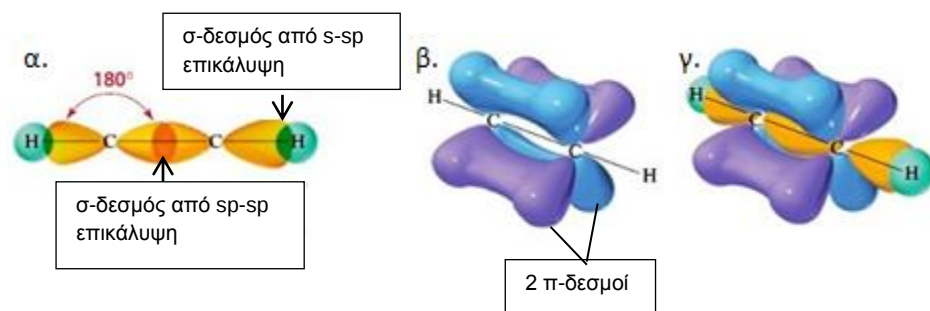
3. Τριπλός δεσμός

Σχηματισμός του μορίου του αιθινίου, C_2H_2 (Υβριδισμός sp)

Κατά τον σχηματισμό του μορίου του αιθινίου τα άτομα του άνθρακα βρίσκονται σε κατάσταση υβριδισμού sp. Κατά τον υβριδισμό προκύπτουν δύο ισοδύναμα sp-υβριδικά τροχιακά με γραμμική διάταξη στο χώρο. Τα τροχιακά p που δεν πήραν μέρος στον υβριδισμό είναι κάθετα στον άξονα των sp-υβριδικών τροχιακών και κάθετα μεταξύ τους.

Στο μόριο του αιθινίου δυο ομοαξονικά sp-υβριδικά τροχιακά που προέρχονται από κάθε άτομο του άνθρακα επικαλύπτονται μεταξύ τους και σχηματίζουν έτσι ένα σ-δεσμό μεταξύ των δύο ατόμων του άνθρακα. Το άλλο sp-υβριδικό τροχιακό σε κάθε άτομο του άνθρακα επικαλύπτεται με το s-τροχιακό του υδρογόνου και προκύπτουν έτσι δυο σ-δεσμοί.

Τα p-τροχιακά του ενός ατόμου του άνθρακα που δεν πήραν μέρος στο υβριδισμό, είναι παράλληλα προς τα αντίστοιχα p-τροχιακά του άλλου ατόμου του άνθρακα. Τα τροχιακά αυτά επικαλύπτονται πλευρικά σχηματίζοντας δυο π-δεσμούς.



Σχ. : Διαγραμματική παρουσίαση της τρισδιάστατης διάταξης των σ- και π-δεσμών στο μόριο του αιθινίου.