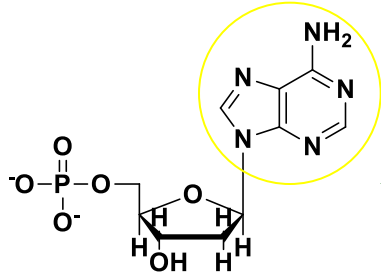


Τι είναι η οργανική χημεία και γιατί θα πρέπει να την μελετήσουμε;

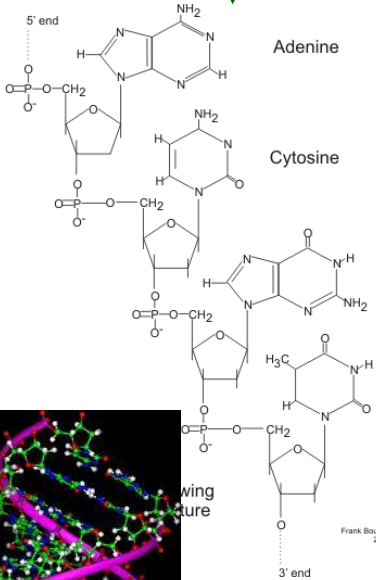
Οι απαντήσεις βρίσκονται γύρω σας. Κάθε ζωντανός οργανισμός απαρτίζεται από **οργανικά μόρια**. Οι πρωτεΐνες από τις οποίες αποτελούνται τα μαλλιά και οι μύες σας, το DNA που ελέγχει τον γενετικό σας κώδικα, οι τροφές που τρώτε, τα ρούχα που φοράτε και τα φάρμακα που χρησιμοποιείτε είναι όλα οργανικές χημικές ενώσεις. Κάθε άνθρωπος που αισθάνεται περιέργεια για τη ζωή και τους ζωντανούς οργανισμούς θα πρέπει να διαθέτει στοιχειώδεις γνώσεις οργανικής χημείας.

Χημική σύσταση των κυττάρων

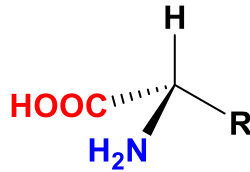
H, C, N, O, P, S



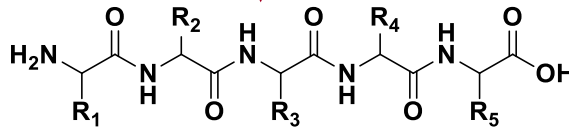
νουκλεοτίδια



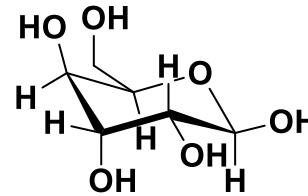
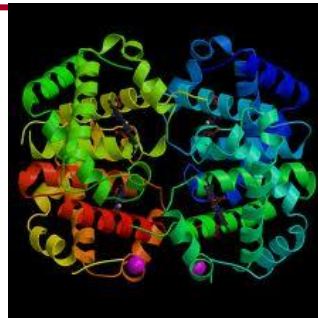
νουκλεϊκά οξέα



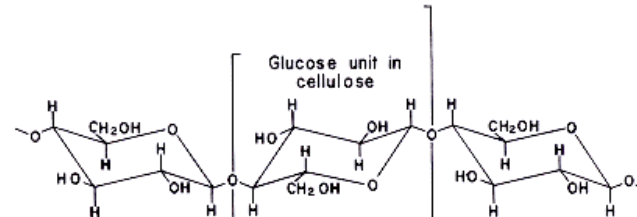
αμινοξέα



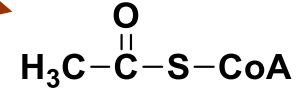
ΠΕΠΤΙΔΙΑ/ΠΡΩΤΕΪΝΕΣ



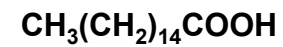
μονοσακχαρίτες



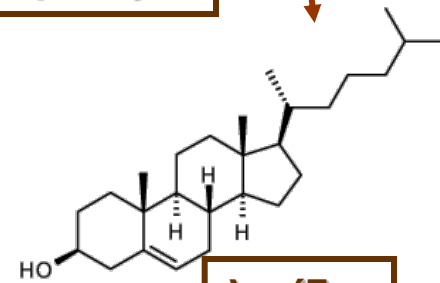
πολυσακχαρίτες



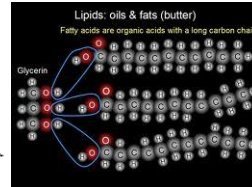
ακετυλο-συνένζυμο A



λιπαρά οξέα



λιπίδια

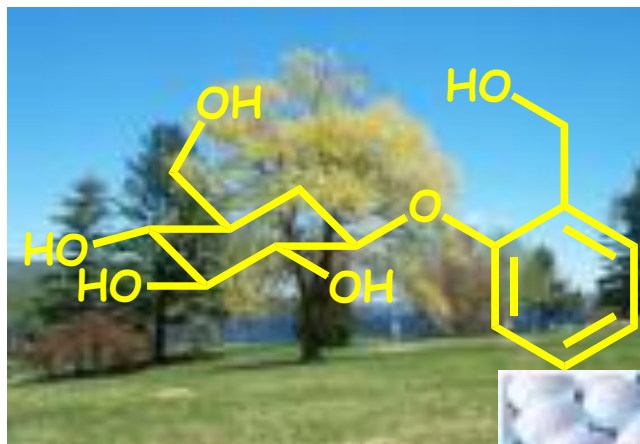


Οι οργανικές χημικές ενώσεις είναι παντού!

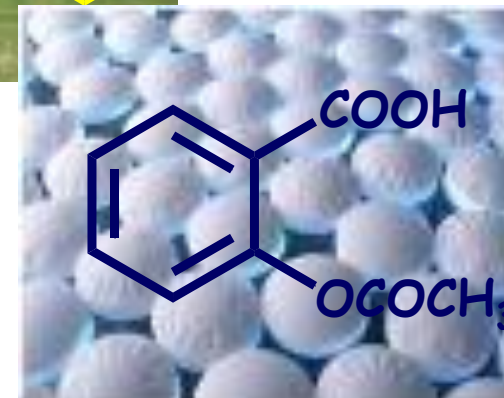


Καρβακρόλη

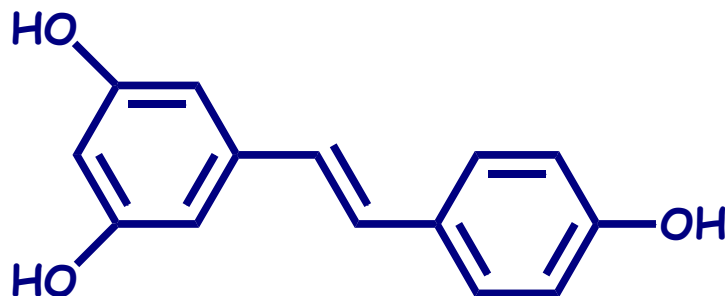
(συστατικό αιθερίου ελαίου της ρίγανης)



Σαλικίνη
(απομονώνεται από την ιτιά)



ασπιρίνη



Ρεσβερατρόλη

(συστατικό του κόκκινου κρασιού, με ισχυρή αντικαρκινική και καρδιοπροστατευτική δράση)

Οι οργανικές χημικές ενώσεις είναι παντού!

Καθημερινή ζωή

- Φάρμακα
 - Τρόφιμα-Ποτά
 - Υφάνσιμες ύλες
 - Συνθετικά υλικά
 - Πλαστικά
 - Εντομοκτόνα
 - Είδη προσωπικής υγιεινής
 - Βενζίνη και άλλα καύσιμα
 - Καθαρισμός ρούχων
 - Καθαρισμός νερού
-και πολλά ακόμη



1. Οργανική χημεία

- “Οργανικές ενώσεις” – μέχρι το μισό του 1800 αναφέρονταν σε ενώσεις από ζωντανούς οργανισμούς
- Wöhler το 1828 έδειξε ότι η ουρία, μία οργανική ένωση, μπορούσε να παρασκευαστεί από ανόργανες ενώσεις
- Σήμερα, οργανικές ενώσεις είναι αυτές που περιέχουν το στοιχείο του άνθρακα και οργανική χημεία η επιστήμη που μελετά τη δομή τους και τις αντιδράσεις τους

Εισαγωγή

Η θεμελίωση της οργανικής χημείας χρονολογείται από τα **μέσα του δέκατου όγδοου** αιώνα, όταν η χημεία εξελισσόταν από αλχημιστική τέχνη σε σύγχρονη επιστήμη.

Βιταλισμός (Vitalism): φιλοσοφική θεωρία σύμφωνα με την οποία οι χαρακτηριστικές ιδιότητες και λειτουργίες των έμβιων οργανισμών οφείλονται στην ύπαρξη μιας 'Ζωτικής Δύναμης' (Vis Vitalis).

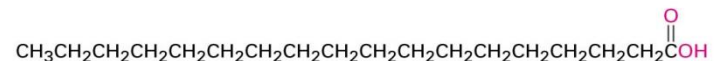
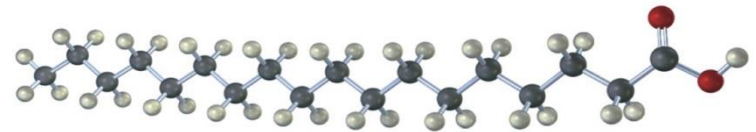
Ο βιταλισμός έπαιξε σημαντικό ρόλο στην ιστορία της χημείας καθώς από αυτή τη θεωρία προέκυψε η διάκριση μεταξύ οργανικών και ανόργανων ενώσεων.

«Οργανικές ενώσεις: αυτές που προέρχονται από έμβιους οργανισμούς, δηλ. ζώα και φυτά, και δεν μπορούν να συντεθούν στο εργαστήριο»



Το 1816, η θεωρία αυτή δέχτηκε μεγάλο πλήγμα όταν ο Michel Chevreul ανακάλυψε ότι το σαπούνι, που παρασκευαζόταν από την αντίδραση αλκαλίων με ζωικό λίπος, μπορούσε να διαχωριστεί σε αρκετές καθαρές οργανικές ενώσεις, τις οποίες ονόμασε «**λιπαρά οξέα**».

Έτσι, για πρώτη φορά, μια οργανική ένωση (λίπος) είχε μετατραπεί σε άλλες (λιπαρά οξέα και γλυκερίνη) χωρίς τη μεσολάβηση μιας εξωτερικής ζωτικής δύναμης!



© 2007 Thomson Higher Education

ΣΤΕΑΤΙΚΟ ΟΞΥ

Εισαγωγή

Όλοι οι ζωντανοί οργανισμοί, από τα μικρόβια μέχρι τα θηλαστικά, αποτελούνται από χημικές ενώσεις.

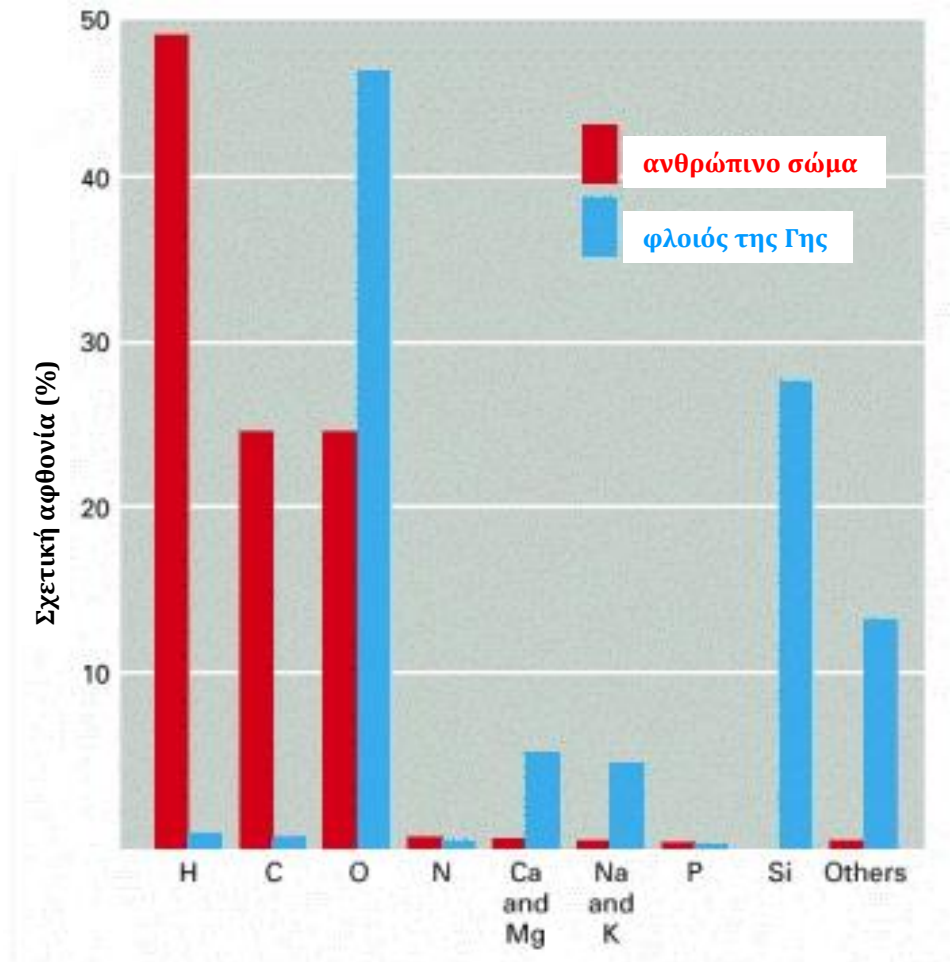
Η χημική σύσταση των ζωντανών οργανισμών διαφέρει πολύ από τη σύσταση του άβιου, ανόργανου περιβάλλοντος και αποτελεί ένδειξη ενός ξεχωριστού τύπου χημείας.

96.5% του βάρους ενός οργανισμού αντιπροσωπεύουν τα στοιχεία

C, H, O, N

~3% αντιπροσωπεύουν τα στοιχεία

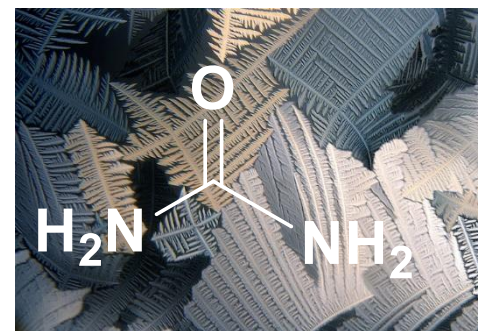
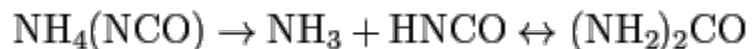
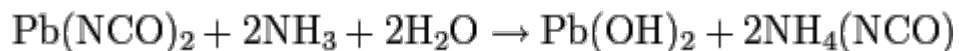
P, S



Εισαγωγή



Το 1828 ο Γερμανός χημικός Wohler συνέθεσε (κατά λάθος...) την οργανική ένωση **ουρία** από ανόργανες ενώσεις



[Friedrich Wöhler \(1828\). "Ueber künstliche Bildung des Harnstoffs". *Annalen der Physik und Chemie* 88 \(2\): 253–256.](#)

Από τότε ολοένα και περισσότερες οργανικές ενώσεις παρασκευάζονταν συνθετικά! Ως τα τέλη του 19ου αιώνα, η θεωρία της 'ζωτικής δύναμης' εγκαταλείφθηκε και έγινε κοινώς αποδεκτό ότι

Τα έμβια όντα είναι χημικά συστήματα!

Εισαγωγή

Ο «Περιοδικός Πίνακας» της Οργανικής Χημείας

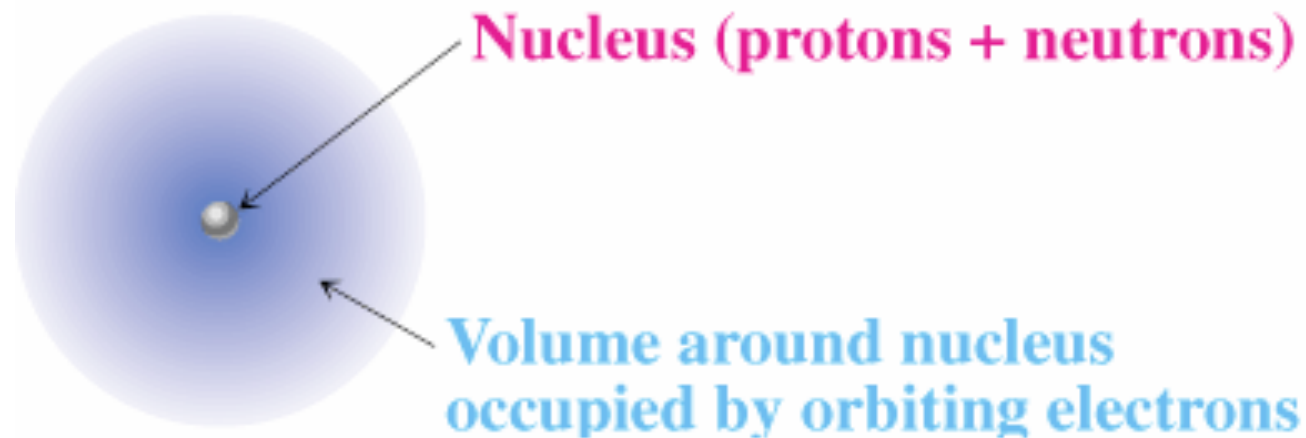
Group 1A												3A 4A 5A 6A 7A					8A
H	2A											B	C	N	O	F	He
Li	Be											Al	Si	P	S	Cl	Ne
Na	Mg																Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac															

Γιατί αυτά τα στοιχεία;

- Σχηματίζουν σταθερούς ομοιοπολικούς δεσμούς
- Βρίσκονται στο κέντρο του περιοδικού πίνακα, επομένως
- ✓ έχουν μέτρια ηλεκτραρνητικότητα
- ✓ έχουν μικρή τάση να σχηματίζουν ιόντα
- Είναι στοιχεία ελαφρά, επομένως σχηματίζουν ισχυρούς δεσμούς και μπορούν να σχηματίσουν και πολλαπλούς δεσμούς (διπλούς ή/και τριπλούς).

2. Ατομική δομή

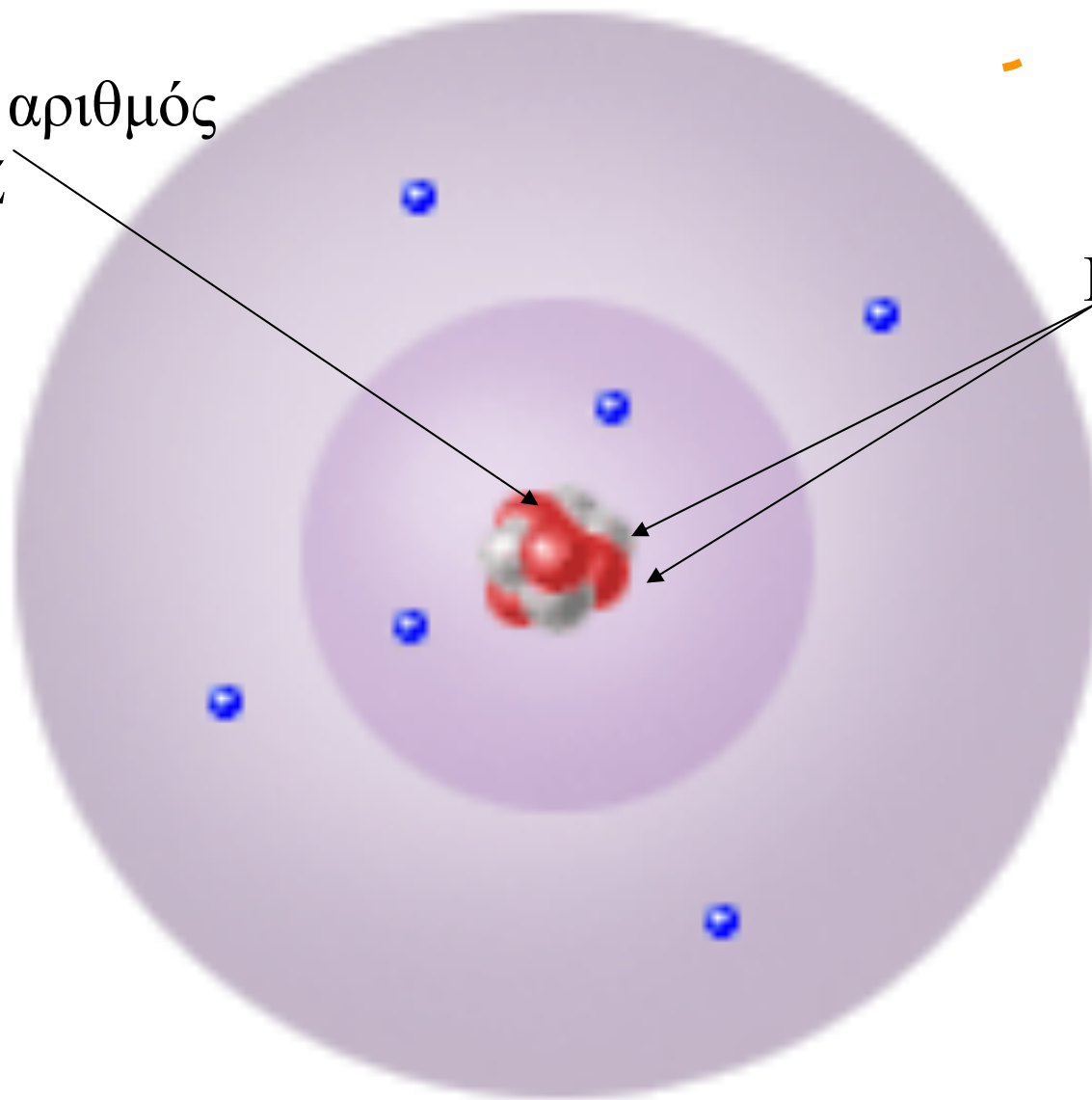
- Δομή ατόμου
 - Θετικά φορτισμένος πυρήνας (πυκνός, πρωτόνια και νετρόνια) πολύ μικρού μεγέθους (10^{-15} m)
 - Αρνητικά φορτισμένα ηλεκτρόνια περιστρέφονται γύρω από τον πυρήνα (10^{-10} m)
- Διάμετρος πυρήνα περίπου 2×10^{-10} m = 2 *angstrom* (Å) ($1 \text{ \AA} = 10^{-10}$ m)



3. Ατομική δομή

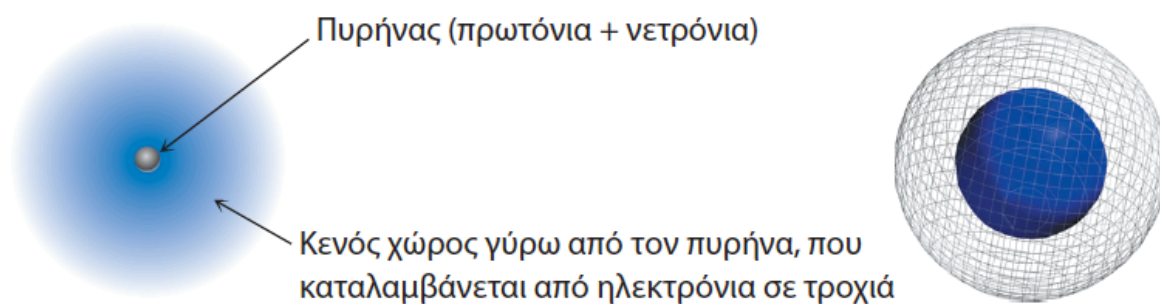
Ατομικός αριθμός

Z



Μαζικός αριθμός

\underline{A}



ΕΙΚΟΝΑ 1-2 Σχηματική αναπαράσταση ενός ατόμου. Ο πυκνός και θετικά φορτισμένος πυρήνας συγκεντρώνει το μεγαλύτερο μέρος της μάζας του ατόμου και περιβάλλεται από αρνητικά φορτισμένα ηλεκτρόνια. Η τριδιάστατη απεικόνιση στο δεξιό μέρος του σχήματος αναδεικνύει τις επιφάνειες ηλεκτρονιακής πυκνότητας με βάση υπολογισμούς. Η ηλεκτρονιακή πυκνότητα αυξάνεται σταθερά όσο προσεγγίζουμε τον πυρήνα. Η πυκνότητα είναι 40 φορές μεγαλύτερη στη γαλάζια συμπαγή περιοχή απ' ό,τι στην γκρίζα.

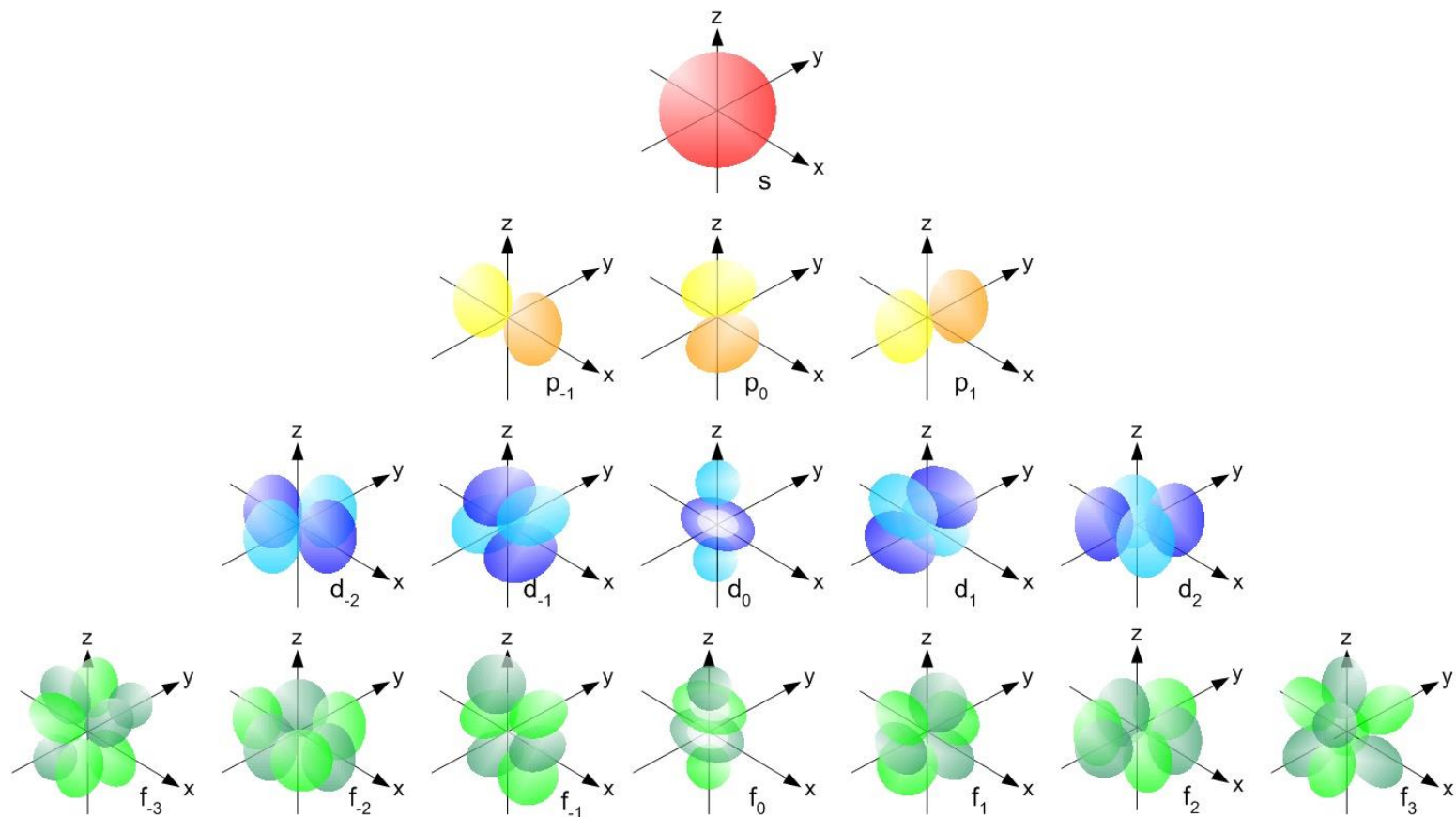
4. Ατομικός και μαζικός αριθμός

- Ατομικός αριθμός (Z) είναι ο αριθμός πρωτονίων που υπάρχει στον πυρήνα ενός ατόμου
- Μαζικός αριθμός (A) είναι ο συνολικός αριθμός των πρωτονίων και νετρονίων που υπάρχουν στον πυρήνα ενός ατόμου
- Όλα τα άτομα του ίδιου στοιχείου έχουν τον ίδιο ατομικό αριθμό
- Τα ισότοπα είναι άτομα του ίδιου στοιχείου που έχουν διαφορετικό αριθμό νετρονίων άρα και διαφορετικό μαζικό αριθμό
- Το ατομικό βάρος ενός στοιχείου είναι ο μέσος όρος των μαζικών αριθμών των διαφορετικών ισοτόπων του στοιχείου

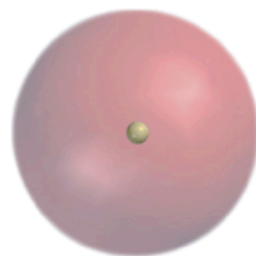
6. Ατομική δομή-τροχιακά (orbitals)

- Η κίνηση ενός e^- γύρω από τον πυρήνα μπορεί να περιγραφεί ως κυματική εξίσωση, της οποίας η λύση ονομάζεται τροχιακό (ψ)
- Το ψ^2 προσδιορίζει την περιοχή του χώρου γύρω από τον πυρήνα στον οποίον είναι πιθανό να βρεθεί ένα e^-

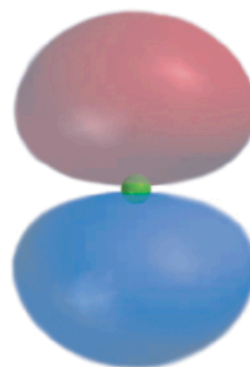
Ατομική Δομή: Τροχιακά



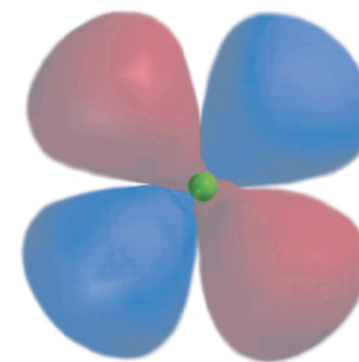
ΕΙΚΟΝΑ 1-3 Αναπαράσταση των τροχιακών s , p και d . Ένα τροχιακό s εμφανίζει σφαιρική δομή, ένα τροχιακό p εμφανίζει δομή αλτήρα, ενώ τέσσερα από τα πέντε τροχιακά d έχουν σχήμα προπέλας.



Τροχιακό s



Τροχιακό p



Τροχιακό d

7. Μορφή τροχιακών

- Τέσσερα διαφορετικά είδη τροχιακών **s**, **p**, **d**, και **f**
- **s** και **p** τροχιακά είναι τα πιο βασικά στην οργανική χημεία
- **s** τροχιακά: σφαιρικά, πυρήνας στο κέντρο
- **p** τροχιακά: σχήμα αλτήρα, πυρήνας στο κέντρο



An s orbital

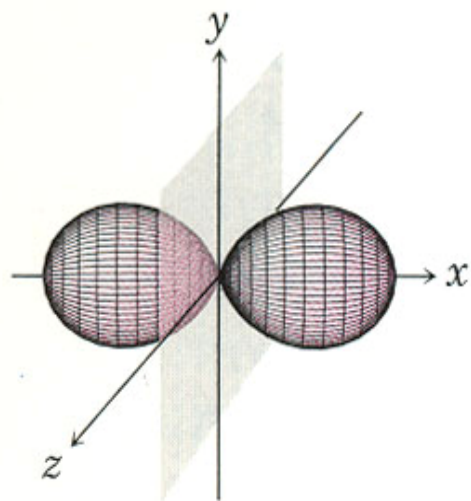


A p orbital

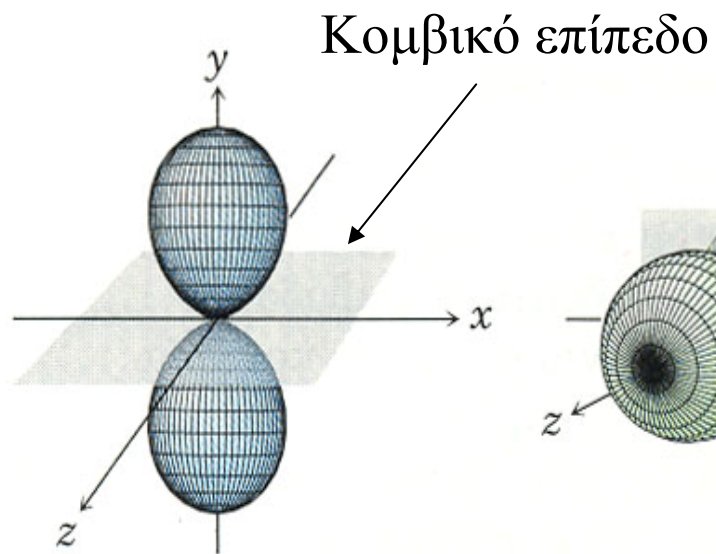


A d orbital

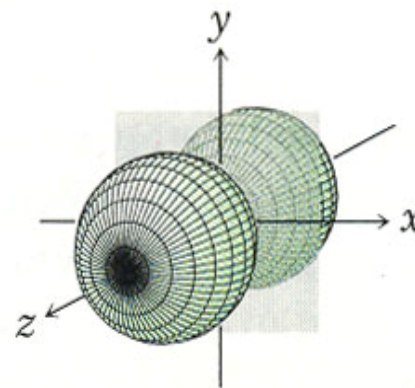
9. Σχήμα $2p$ τροχιακών στο χώρο



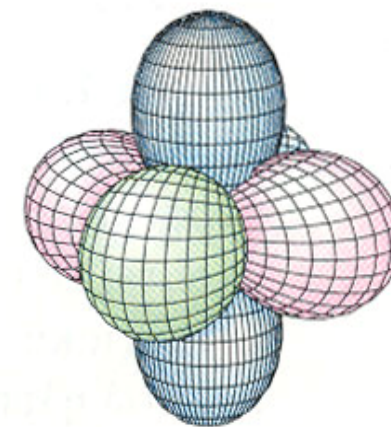
$2p_x$



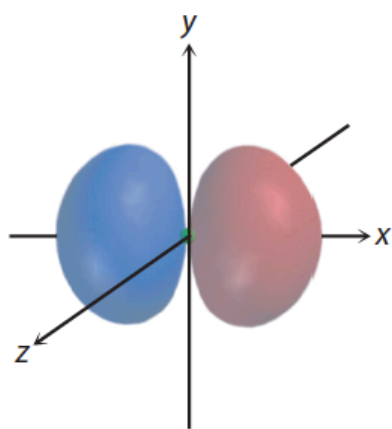
$2p_y$



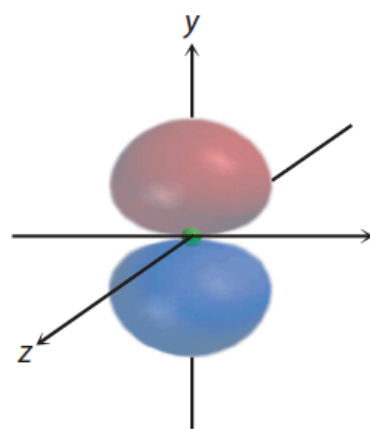
$2p_z$



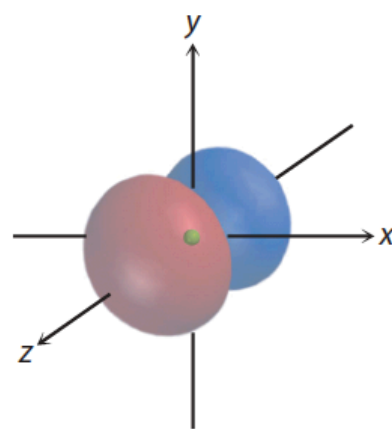
3 τροχιακά $2p$



Τροχιακό $2p_x$



Τροχιακό $2p_y$



Τροχιακό $2p_z$

ΕΙΚΟΝΑ 1-5 Σχήματα των τροχιακών $2p$. Κάθε ένα από τα αμοιβαία κάθετα τροχιακά σε σχήμα αλτήρα περιλαμβάνει δύο λοβούς που χωρίζονται από ένα κομβικό επίπεδο. Όπως φαίνεται από τον διαφορετικό χρωματισμό, οι **δύο λοβοί** λαμβάνουν διαφορετικό αλγεβρικό πρόσημο στην αντίστοιχη κυματοσυνάρτηση.

10. Ηλεκτρονική διάταξη βασικής κατάστασης- συμπλήρωση τροχιακών σε ένα άτομο

1. Πρώτα καταλαμβάνονται τα χαμηλότερης ενέργειας τροχιακά
2. Μόνο 2 e^- (αντιθέτου σπιν) μπορούν να καταλάβουν ένα τροχιακό
3. Τα κενά τροχιακά ίδιας ενέργειας συμπληρώνονται έτσι ώστε, αρχικά κάθε ένα τροχιακό να έχει από ένα e^- παράλληλου σπιν

(total: 2 electrons) $1s^2$

1s

(total: 4 electrons) $1s^2 2s^1$

2s

2p

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
(total: 11 electrons)

3s

3p

3d

principal quantum
number: $n = 3$

4s

4p

4d

4f

1 valence electron
in an s orbital

5s

5p

5d

5f

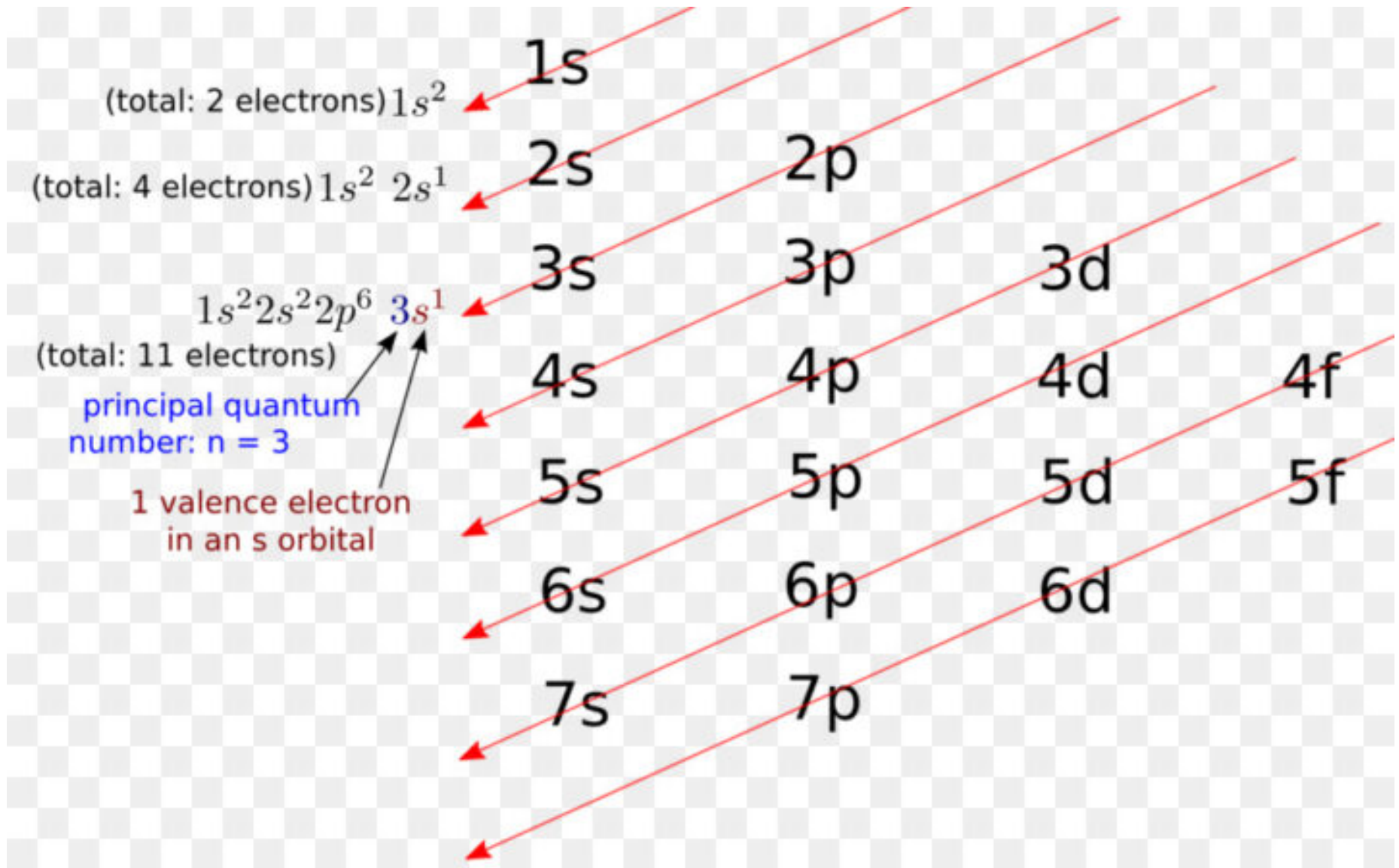
6s

6p

6d

7s

7p





ΕΙΚΟΝΑ 1-4 Κατανομή των ηλεκτρονίων σε ένα άτομο: Η πρώτη στιβάδα περιέχει κατά μέγιστο 2 ηλεκτρόνια σε ένα τροχιακό **1s**. Η δεύτερη στιβάδα περιέχει κατά μέγιστο 8 ηλεκτρόνια κατανεμημένα σε ένα τροχιακό **2s** και τρία τροχιακά **2p**. Η τρίτη στιβάδα περιέχει κατά μέγιστο 18 ηλεκτρόνια κατανεμημένα σε ένα τροχιακό **3s**, τρία τροχιακά **3p** και πέντε τροχιακά **3d**, κ.ο.κ. Τα δύο ηλεκτρόνια κάθε τροχιακού αναπαρίστανται με δύο αμφίρροπα βέλη, $\uparrow\downarrow$. Αν και το ενεργειακό επίπεδο του τροχιακού 4s δεν απεικονίζεται, βρίσκεται ανάμεσα σε αυτά των τροχιακών 3p και 3d.

ΠΙΝΑΚΑΣ 1-1 Ηλεκτρονιακές διατάξεις της βασικής κατάστασης ορισμένων στοιχείων

Στοιχείο	Ατομικός αριθμός	Ηλεκτρονιακή διάταξη	Στοιχείο	Ατομικός αριθμός	Ηλεκτρονιακή διάταξη
Υδρογόνο	1	1s ↑	Φωσφόρος	15	3p ↑ ↑ ↑
Άνθρακας	6	2p ↑ ↑ — 2s ↑↓ 1s ↑↓			3s ↑↓ 2p ↑↓ ↑↓ ↑↓ 2s ↑↓ 1s ↑↓

14. Η φύση του χημικού δεσμού

1. Σχηματισμός δεσμών για τη δημιουργία ενώσεων πιο σταθερών από τα επιμέρους άτομα
2. Σταθερά μόρια δημιουργούνται κατά τη συμπλήρωση τροχιακών με δομή ευγενούς αερίου (8 ή 2 e^-)
3. Οι ιοντικοί δεσμοί στα άλατα είναι αποτέλεσμα μεταφοράς e^-
4. Οι ομοιοπολικοί δεσμοί στα οργανικά μόρια είναι αποτέλεσμα συνεισφοράς e^- (G. N. Lewis, 1916)
5. Άτομα με ένα, δύο ή τρία e^- σθένους σχηματίζουν ένα, δύο ή τρεις ομοιοπολικούς δεσμούς (δομή Lewis, e^- σθένους παρίστανται με τελείες)
6. Άτομα με τέσσερα ή παραπάνω e^- σθένους σχηματίζουν τόσους δεσμούς όσοι απαιτούνται για την πλήρωση της στιβάδας σθένους

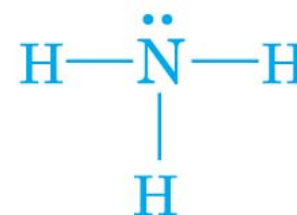
15. Αδεσμικά ηλεκτρόνια ή μονήρη ζεύγη ηλεκτρονίων (non-bonding electrons)

- Ηλεκτρόνια σθένους που δε χρησιμοποιούνται σε δεσμούς ονομάζονται αδεσμικά ή μονήρη e^-
 - Άτομο αζώτου ($Z=7$) στην αμμωνία (NH_3)
 - Μοιράζεται 6 e^- σθένους σε 3 ομοιοπολικούς δεσμούς, τα υπόλοιπα 2 είναι αδεσμικά ή μονήρη

Nonbonding,
lone-pair electrons



or



Ammonia

16. Παράσταση ομοιοπολικού δεσμού

1. Δομή κατά Lewis

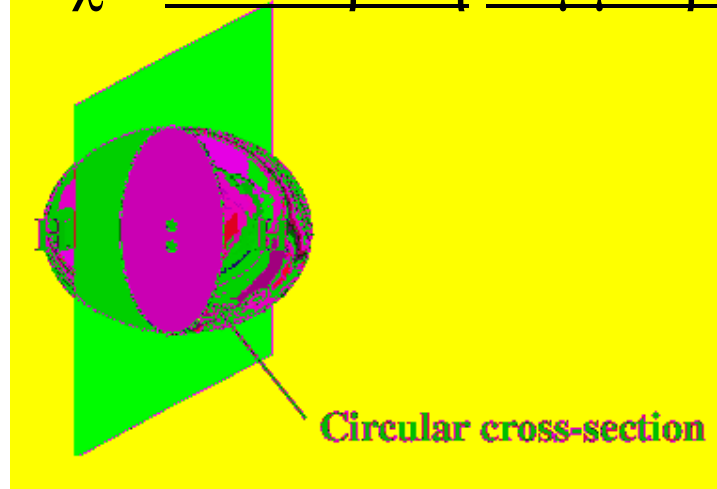
Τα e^- σθένους ενός
ατόμου παρίσταται
με τελείες

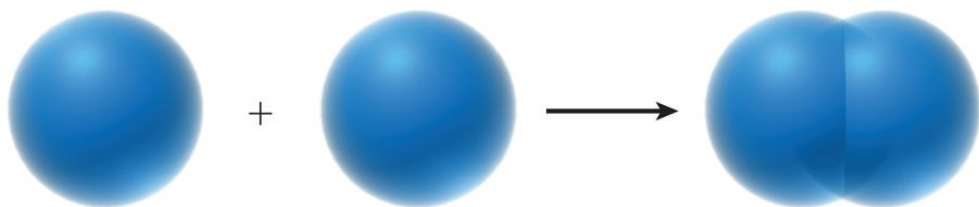
2. Δομή κατά Kekulé

Ομοιοπολικός δεσμών 2
 e^- παρίσταται με μία
γραμμή (-C-)

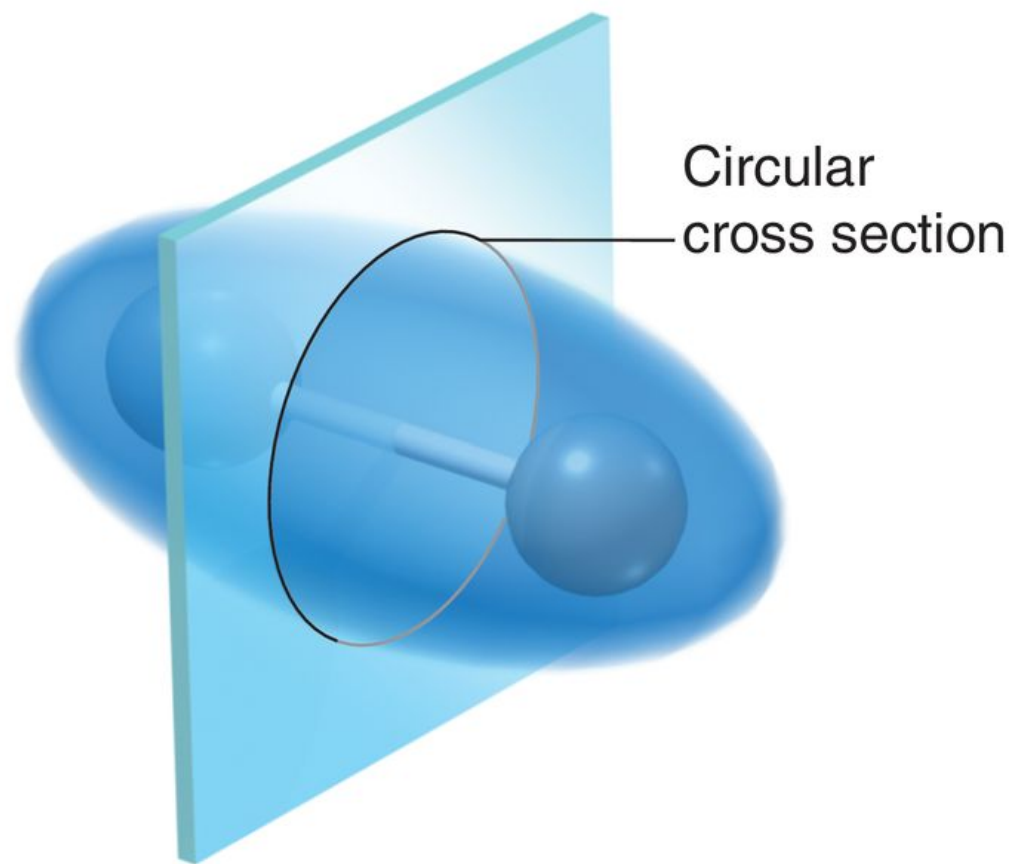
17. Σχηματισμός ομοιοπολικών δεσμών- Θεωρία δεσμού σθένους

- Ομοιοπολικοί δεσμοί σχηματίζονται όταν 2 άτομα πλησιάσουν το ένα το άλλο κοντά και το ημιπληρωμένο τροχιακό του ενός αλληλεπικαλύπτεται με το ημιπληρωμένο τροχιακό του άλλου
- Ισχύς δεσμού εξαρτάται από επικάλυψη
- Τα e^- στα αλληλοεπικαλυπτόμενα τροχιακά έλκονται από τους πυρήνες και των 2 ατόμων
 - Ο δεσμός H–H προέρχεται από την αλληλεπικάλυψη 2 ημιπληρωμένων τροχιακών $1s$
 - Ο δεσμός H-H έχει κυλινδρική συμμετρία και ονομάζεται σίγμα (σ)



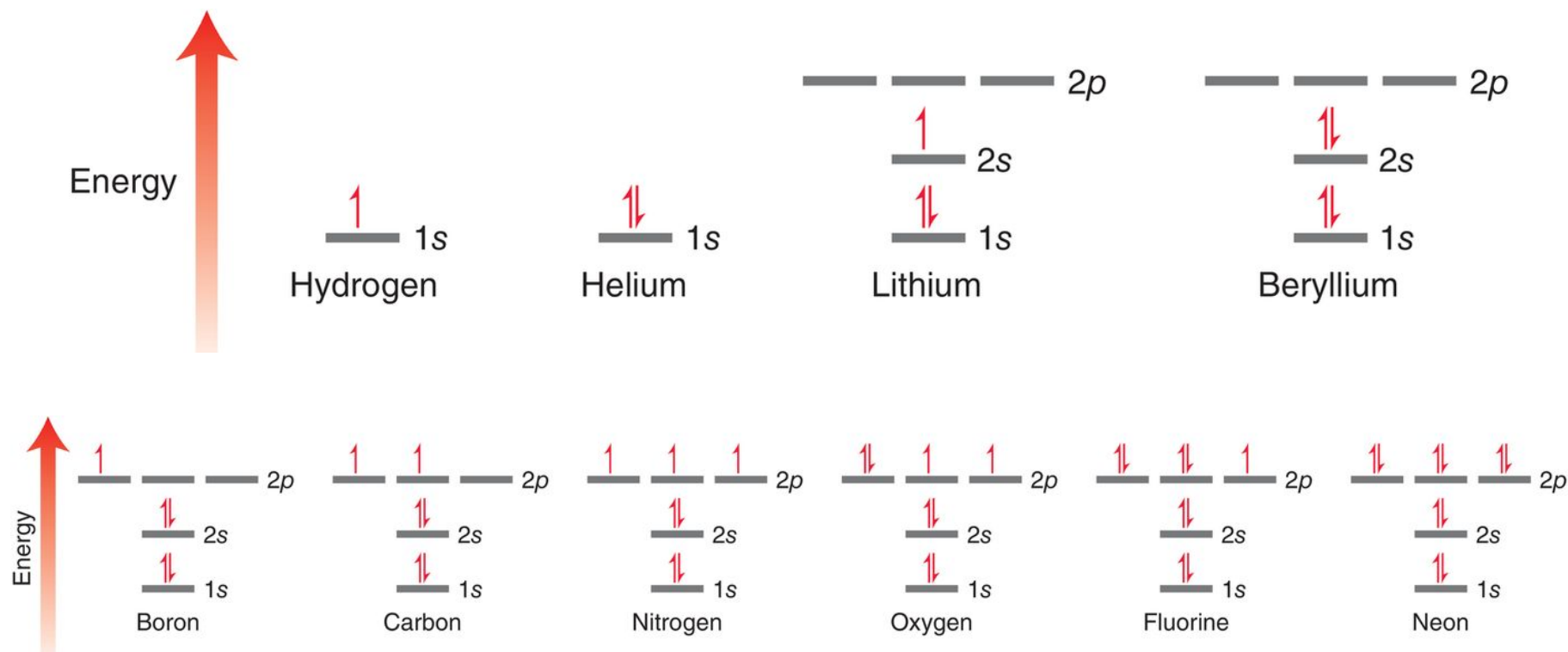


**direct overlap of orbitals
forms a sigma bond**



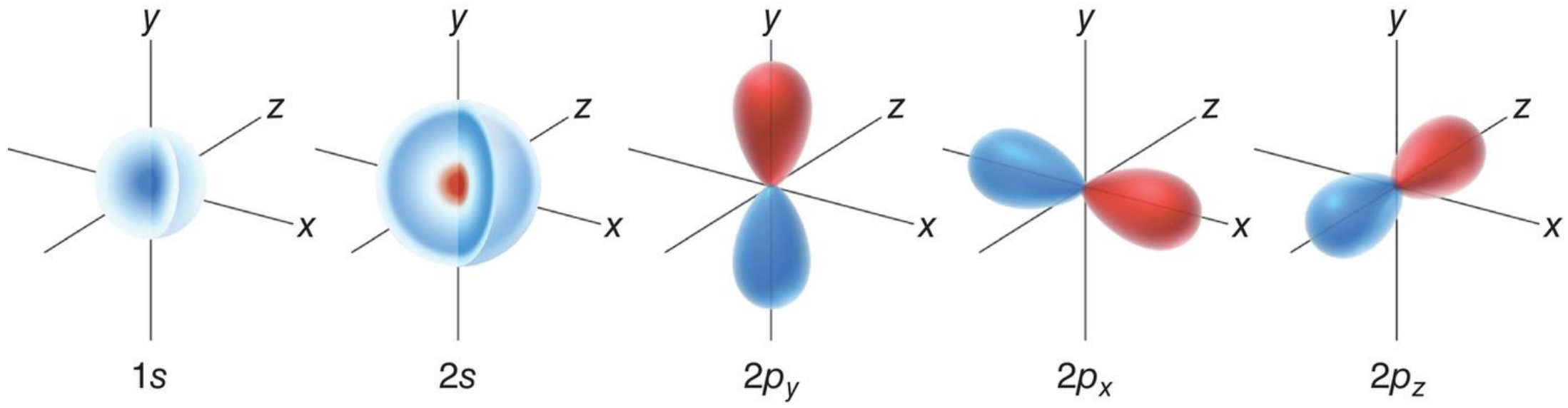
1.6 Atomic Orbitals

Common elements and their electron configurations

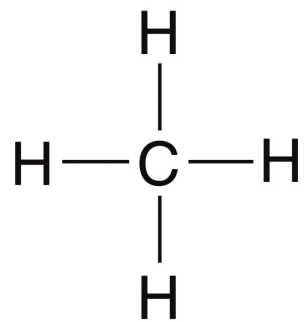
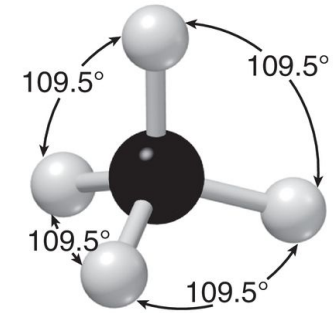


- The placement of electrons are governed by the following: **Aufbau principle**, **Pauli exclusion principle**, and **Hund's Rule**

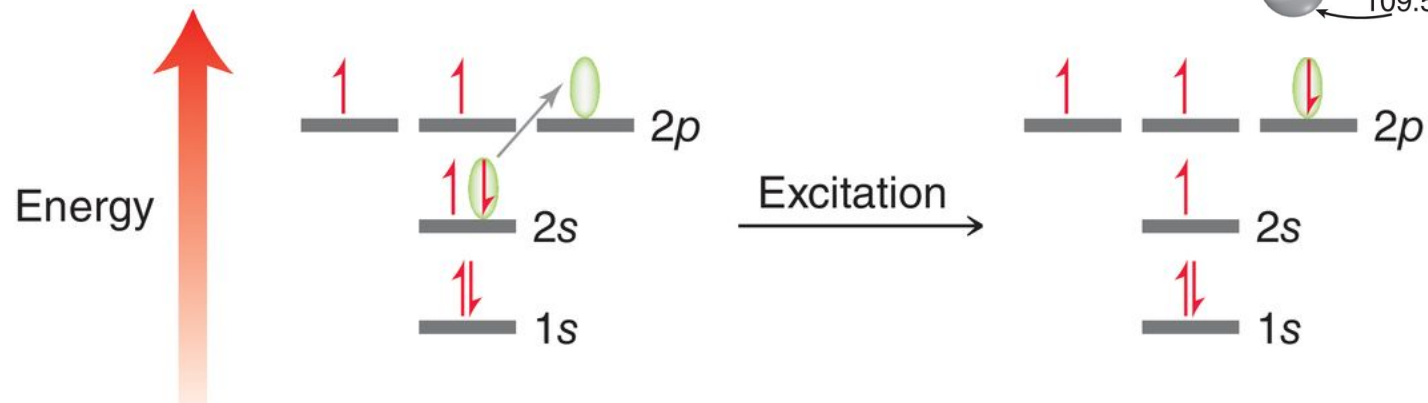
WILEY



Υβριδισμός ατομικών τροχιακών Η περίπτωση του Μεθανίου



Methane



Στην θεμελιώδη κατάσταση υπάρχουν μόνο δυο τροχιακά p που μπορούν να συμμετάσχουν στην δημιουργία δεσμού

Αν υποθέσουμε ότι θα μετακινηθεί ένα e^- σε τροχιακό υψηλότερης E (από s σε p), και να προκύψουν 4 θέσεις, δεν μπορούν να σχηματιστούν ισοδύναμη δεσμοί (απλοί) μεταξύ διαφορετικών τύπων τροχιακών (s vs p)

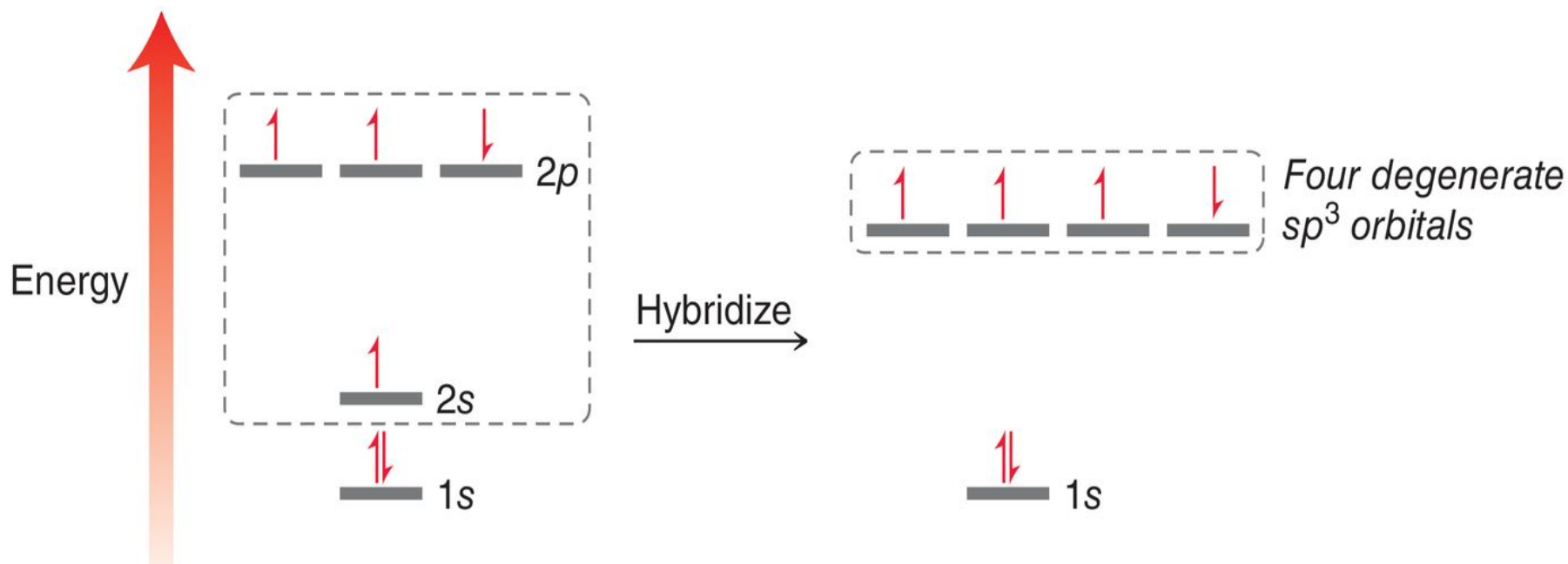
- Η ηλεκτρονιακή κατανομή του C στην θεμελιώδη κατάσταση ($1s^2, 2s^2, 2p^2$) δεν μπορεί να εξηγήσει τους 4 δεσμούς C-H στο μεθάνιο

18. Υβριδισμός (hybridization)

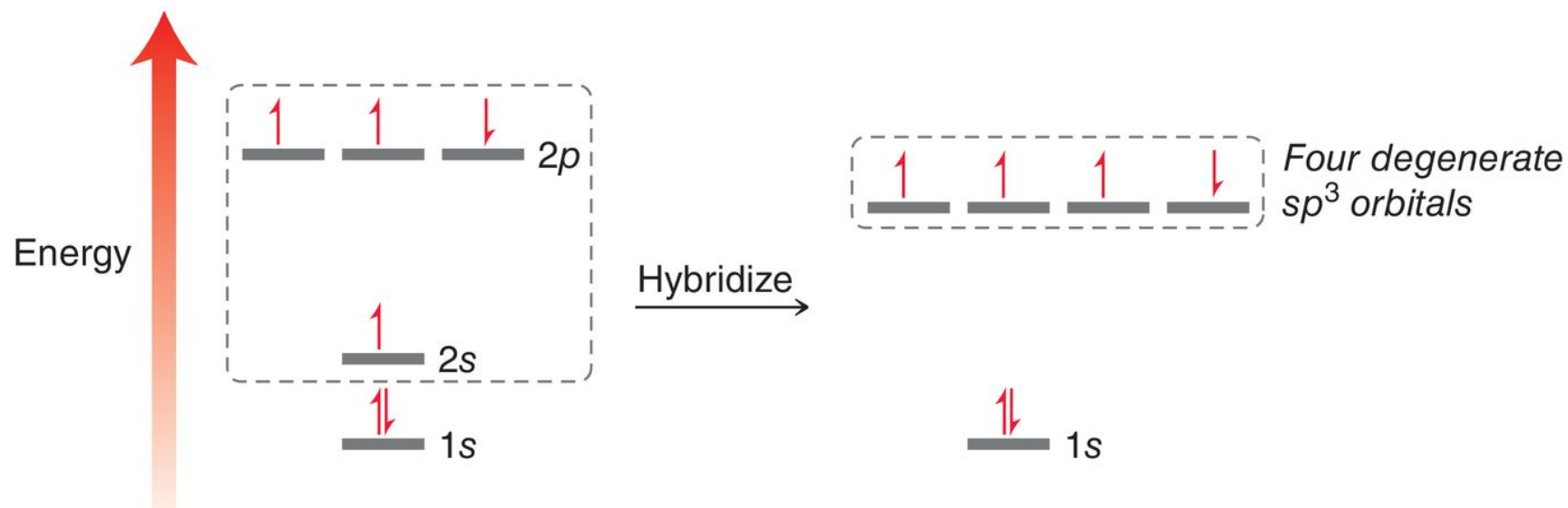
- Συνδυασμός s τροχιακού και p τροχιακών ώστε να σχηματιστούν ισοδύναμα ατομικά τροχιακά
- Τα ασύμμετρα υβριδοποιημένα τροχιακά σχηματίζουν ισχυρότερους δεσμούς

Υβριδικά Τροχιακά sp^3

- Για να σχηματιστούν 4 νέα ισοδύναμα τροχιακά με συμμετρική γεωμετρία, θα πρέπει τα τροχιακά του C να υβριδοποιηθούν.
- Τα ατομικά τροχιακά θα πρέπει να είναι ενεργειακά ισοδύναμα για να σχηματίσουν ισχυρούς και συμμετρικούς δεσμούς C-H.



Υβριδικά Τροχιακά sp^3

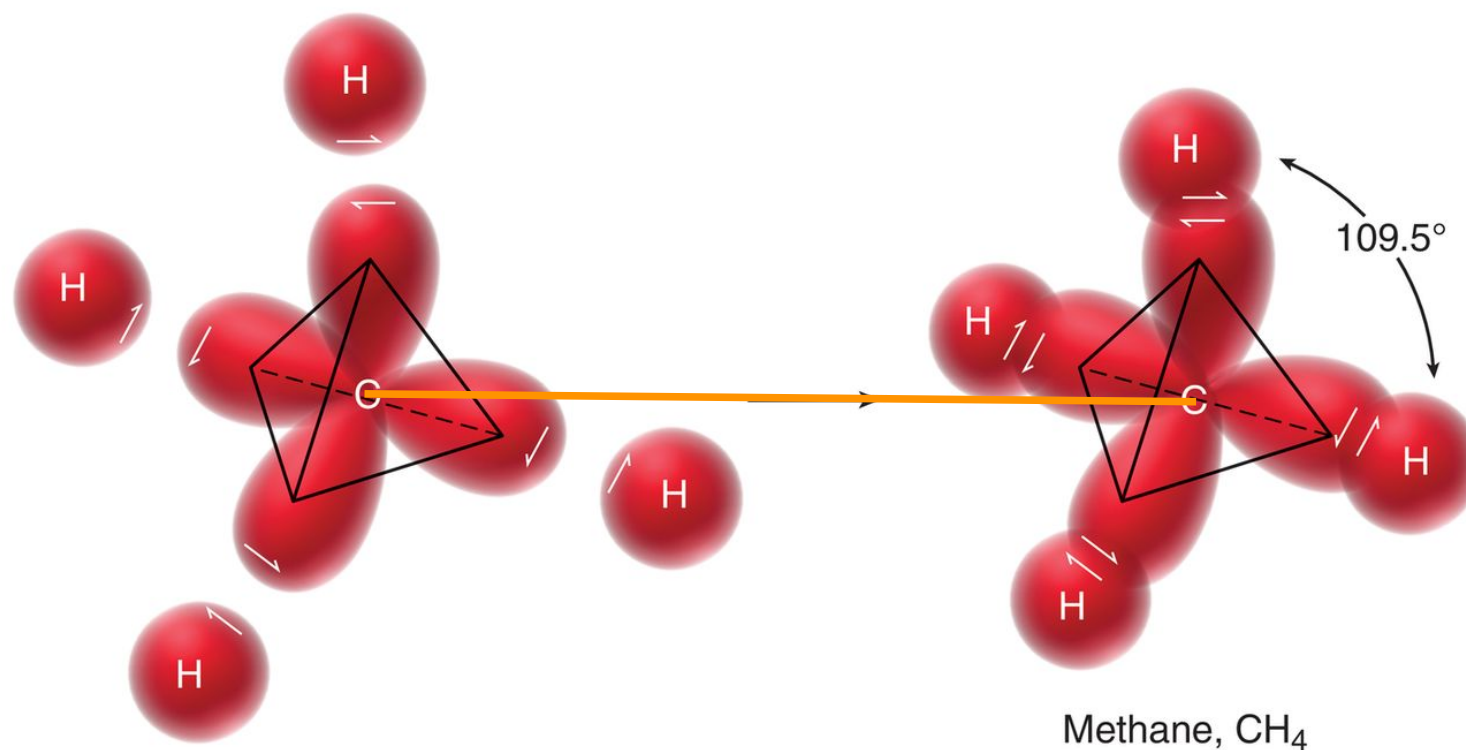


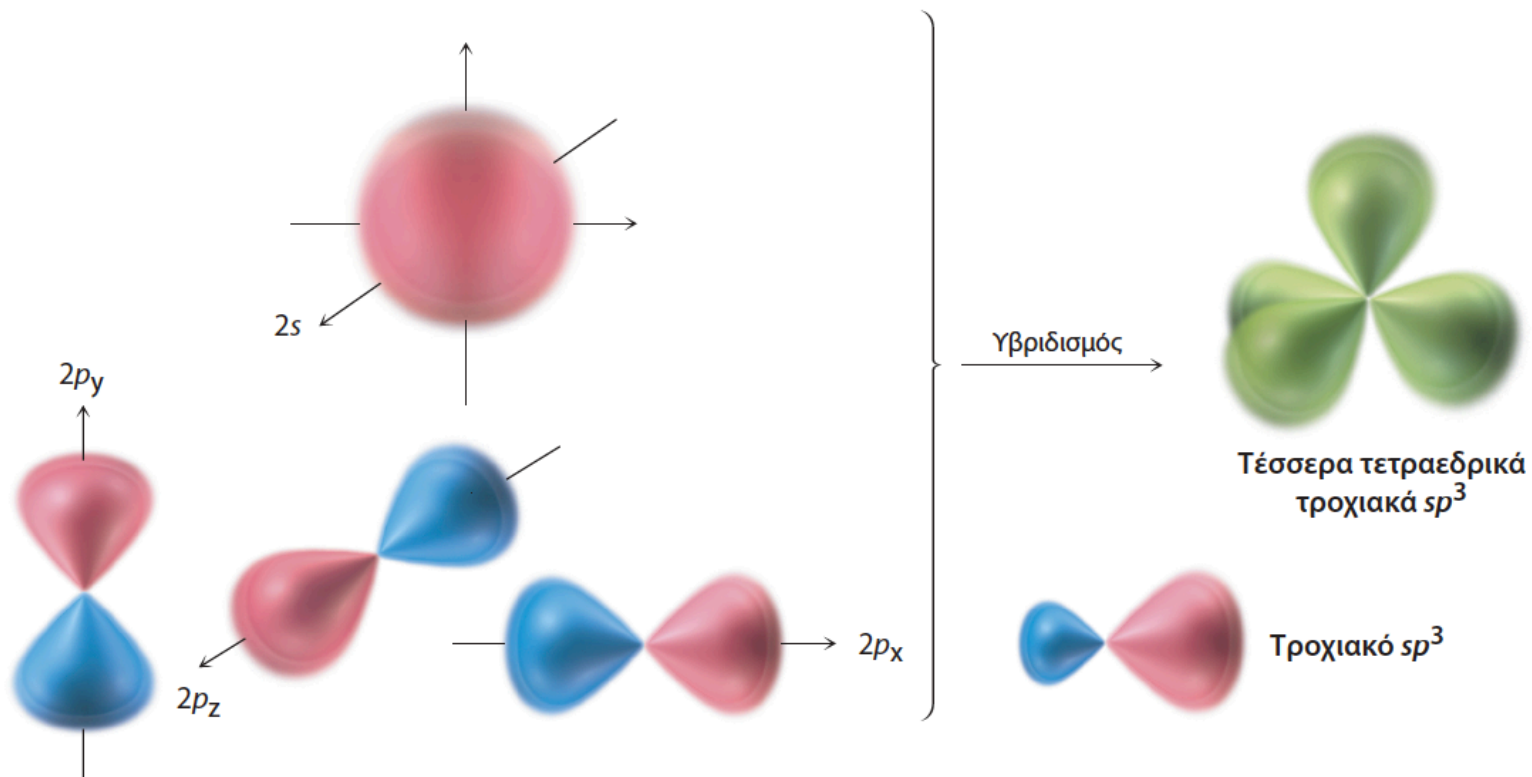
- Το σχήμα του νέου sp^3 τροχιακού έχει 25% s-χαρακτήρα, και 75% p-χαρακτήρα



1.9 Hybridized Atomic Orbitals

- To make CH_4 , the $1s$ atomic orbitals of four H atoms will overlap with the four sp^3 hybrid atomic orbitals of C





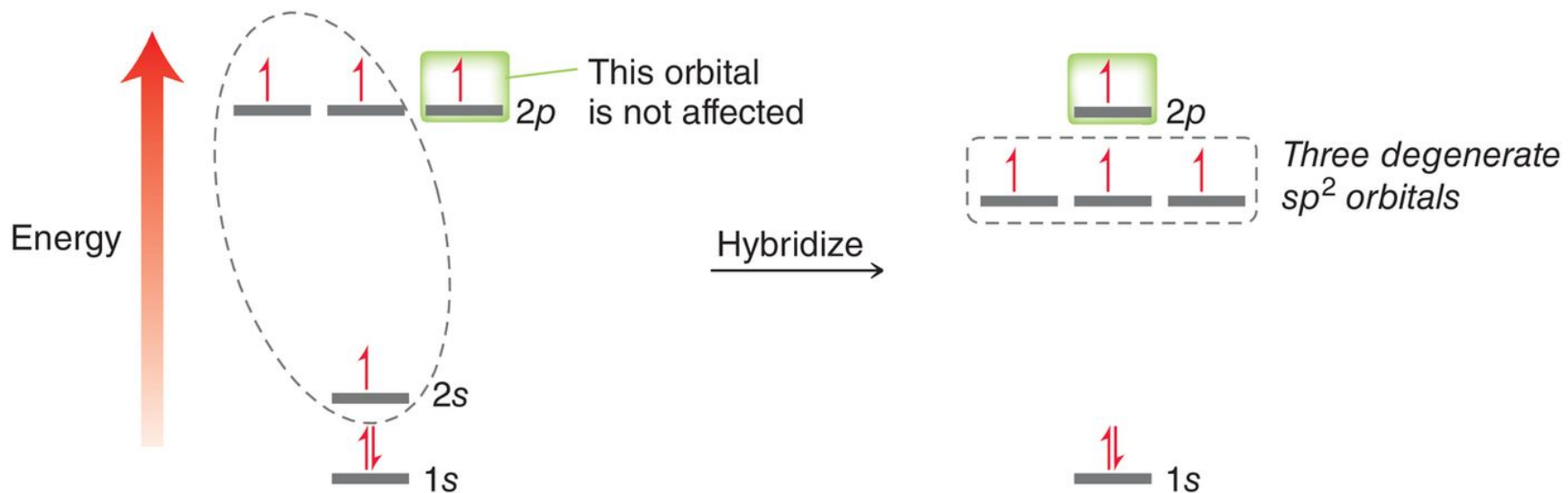
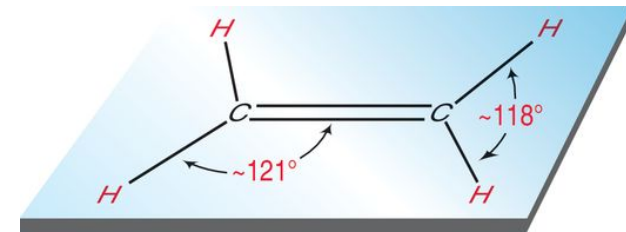
ΕΙΚΟΝΑ 1-10 Από τον συνδυασμό ενός **τροχιακού s** και τριών τροχιακών **p (κόκκινο/γαλάζιο)** προκύπτουν τέσσερα **υβριδικά τροχιακά sp^3** με κατεύθυνση τις γωνίες ενός κανονικού τετραέδρου. Τα υβρίδια sp^3 έχουν δύο λοβούς μη συμμετρικά κατανεμημένους σε σχέση με τον πυρήνα. Η ασυμμετρία αυτή τους προσδίδει προσανατολισμό και τους επιτρέπει να σχηματίζουν ισχυρούς δεσμούς, όταν επικαλύπτονται με τροχιακό άλλου ατόμου.

link: <https://www.youtube.com/watch?v=JHgTNNX01r4>

Υβριδισμός ατομικών τροχιακών

Η περίπτωση του Αιθενίου

Ο κάθενας C του αιθενίου συνδέεται με τρία (3) άλλα άτομα. Οπότε χρειαζόμαστε 3 υβριδικά τροχιακά για να σχηματιστούν οι δεσμοί.

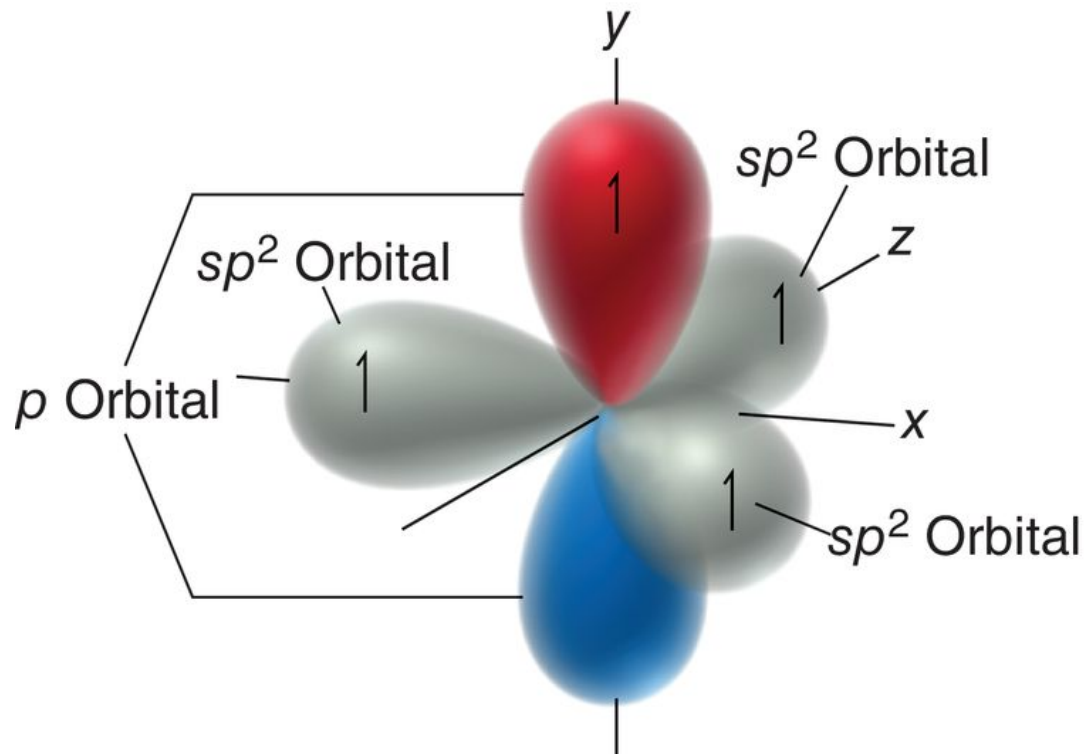


link: <https://www.youtube.com/watch?v=ROzkyTgscGg&t=77s>

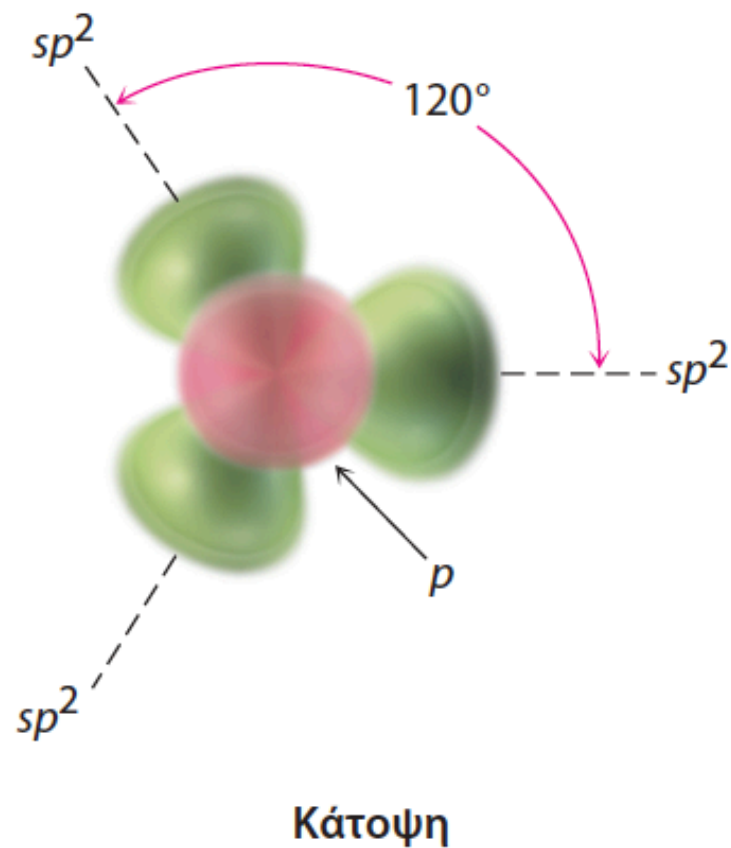
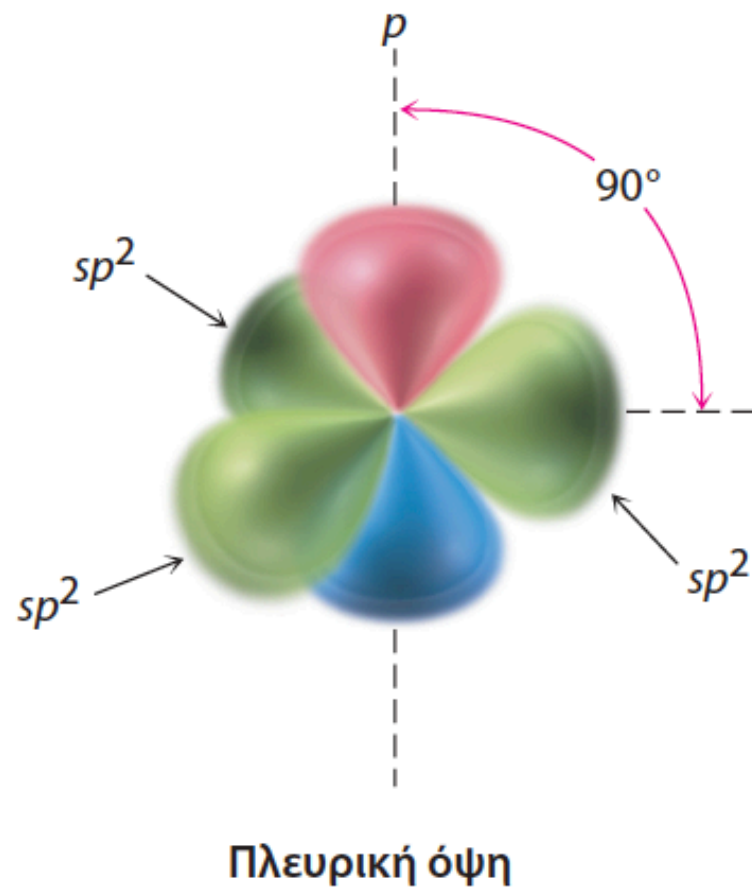
Υβριδισμός ατομικών τροχιακών

Η περίπτωση του Αιθενίου

- Ένα sp^2 υβριδοποιημένο άτομο C θα περιέχει 3 ενεργειακά ισοδύναμα sp^2 τροχιακά και ένα μη-υβριδικό p τροχιακό.



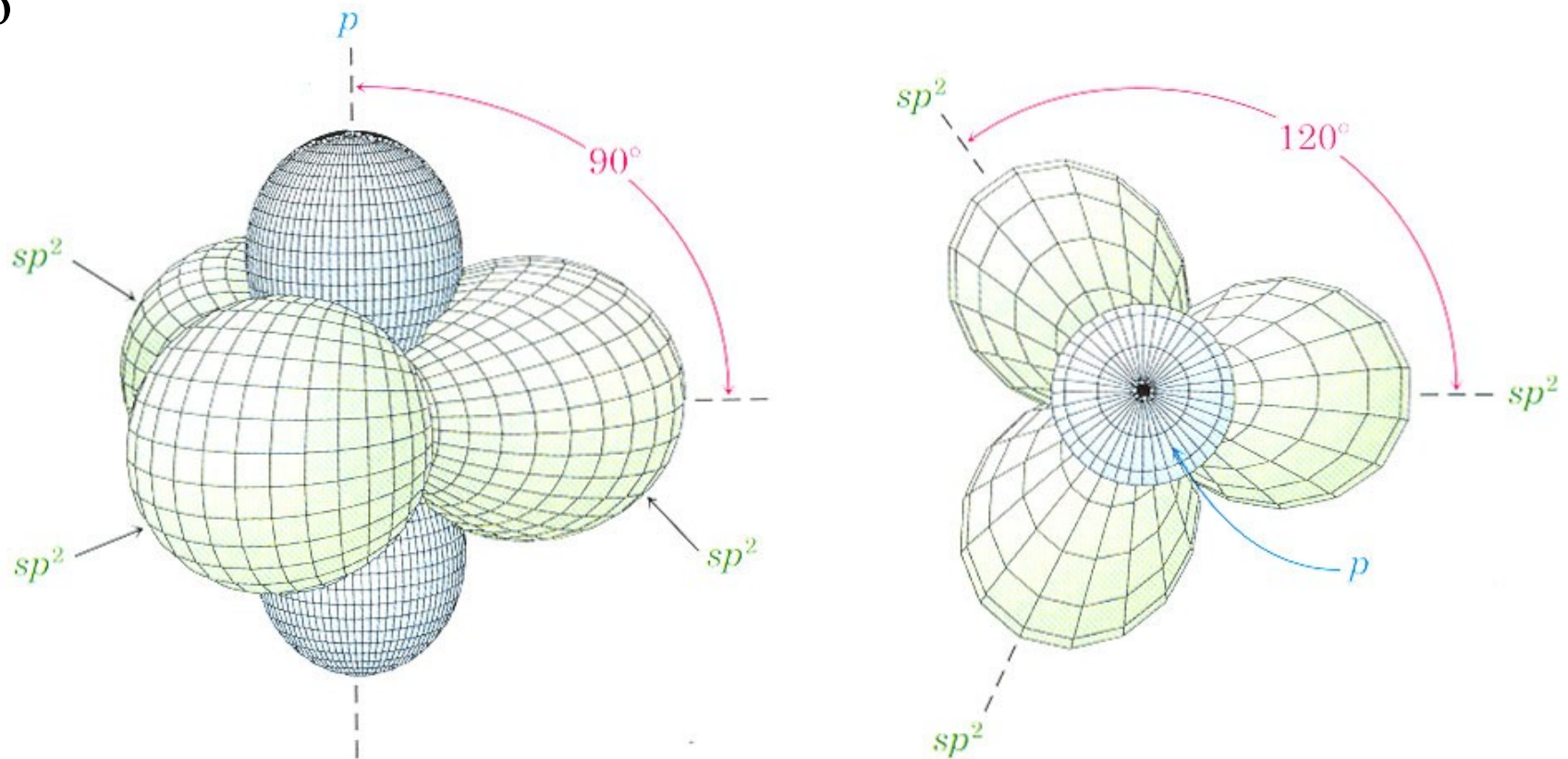
Το sp^2 τροχιακό έχει
33% s-χαρακτήρα και
67% p-χαρακτήρα



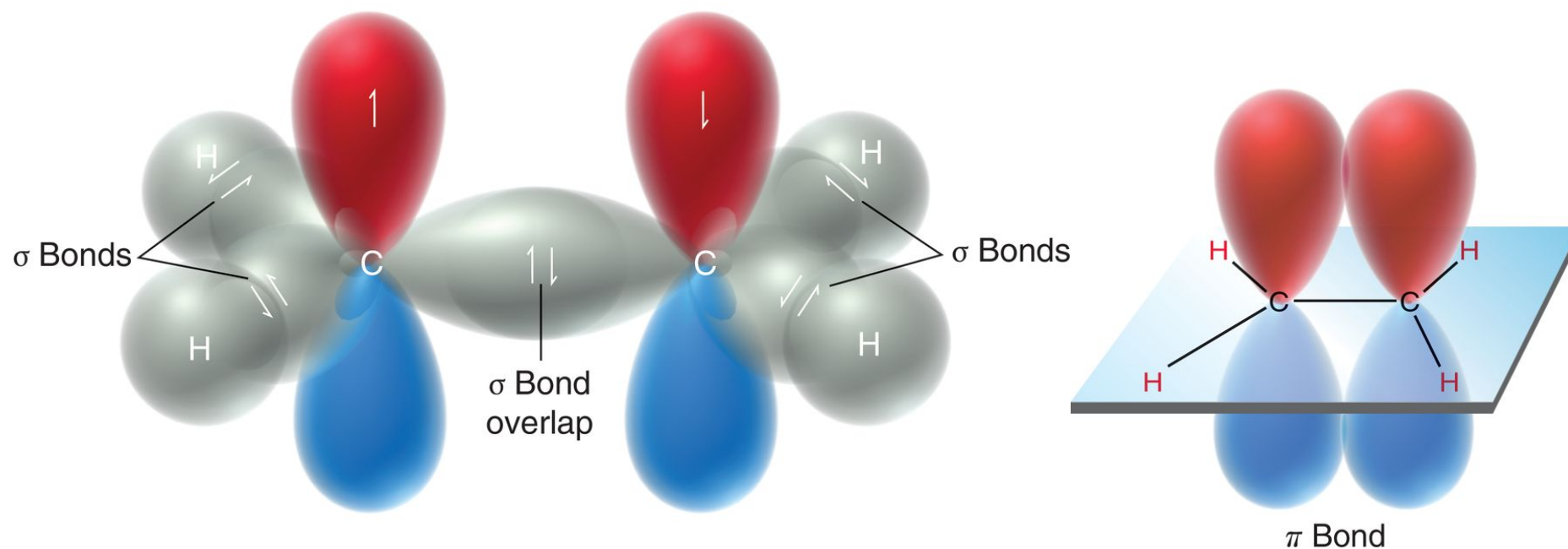
ΕΙΚΟΝΑ 1-13 Υβριδισμός sp^2 . Τα τρία ισοδύναμα **υβριδικά τροχιακά sp^2** βρίσκονται σε ένα επίπεδο και σχηματίζουν μεταξύ τους γωνίες 120° , ενώ ένα μη υβριδισμένο τροχιακό p (**κόκκινο/γαλάζιο**) είναι κάθετο στο επίπεδο των τροχιακών sp^2 .

22. Υβριδισμός sp^2

- Τροχιακό $2s$ συνδιάζεται με δύο τροχιακά $2p$ για να δώσει 3 τροχιακά ($sp^2 = sp^2$)
- sp^2 τροχιακά βρίσκονται σε ένα επίπεδο και σχηματίζουν γωνία 120° μεταξύ τους
- Ένα απλό p τροχιακό (μη υβριδισμένο) παραμένει κάθετο στο επίπεδο



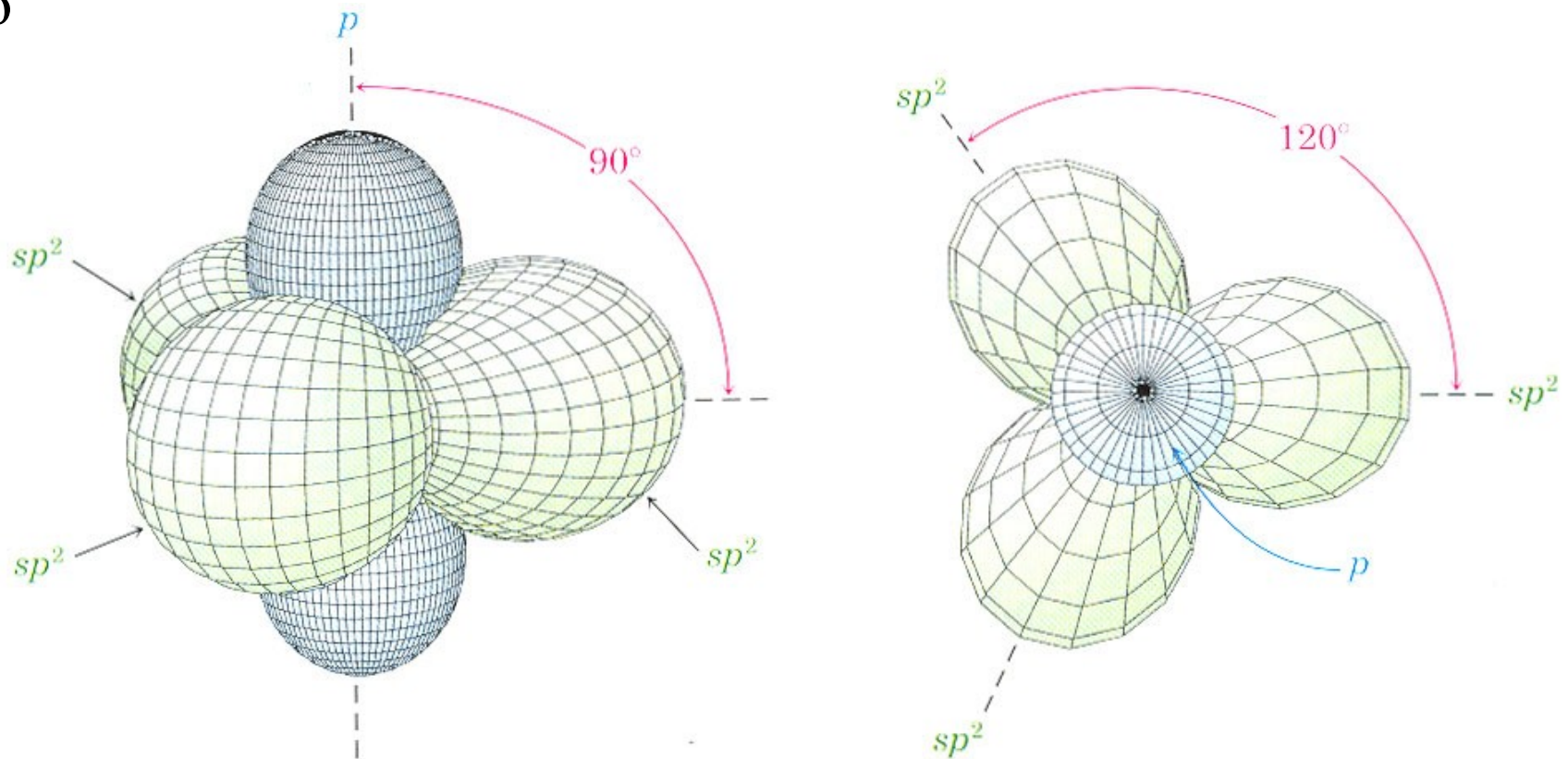
Υβριδισμός ατομικών τροχιακών Η περίπτωση του Αιθενίου

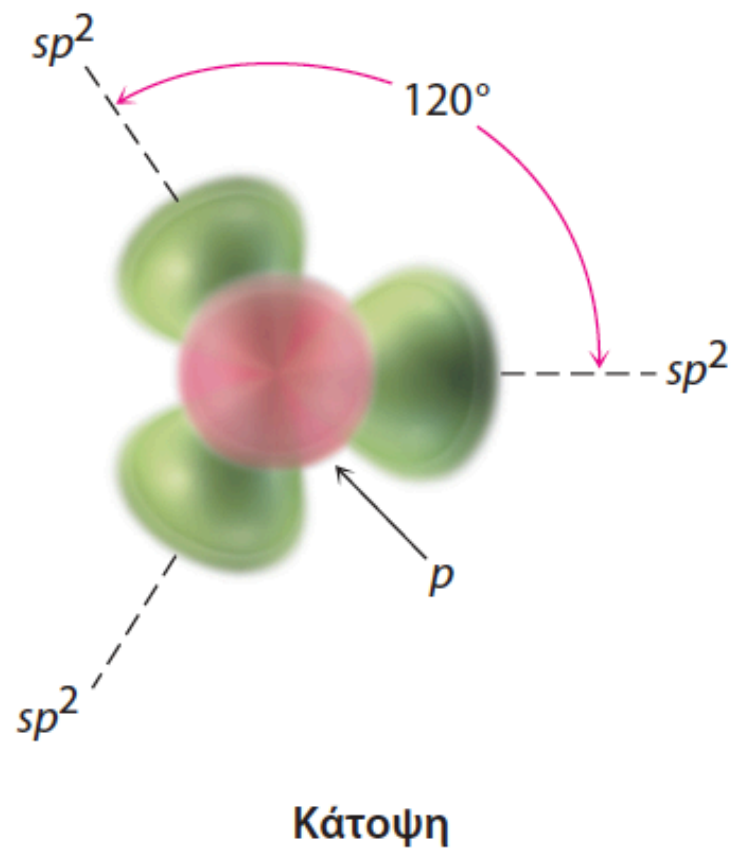
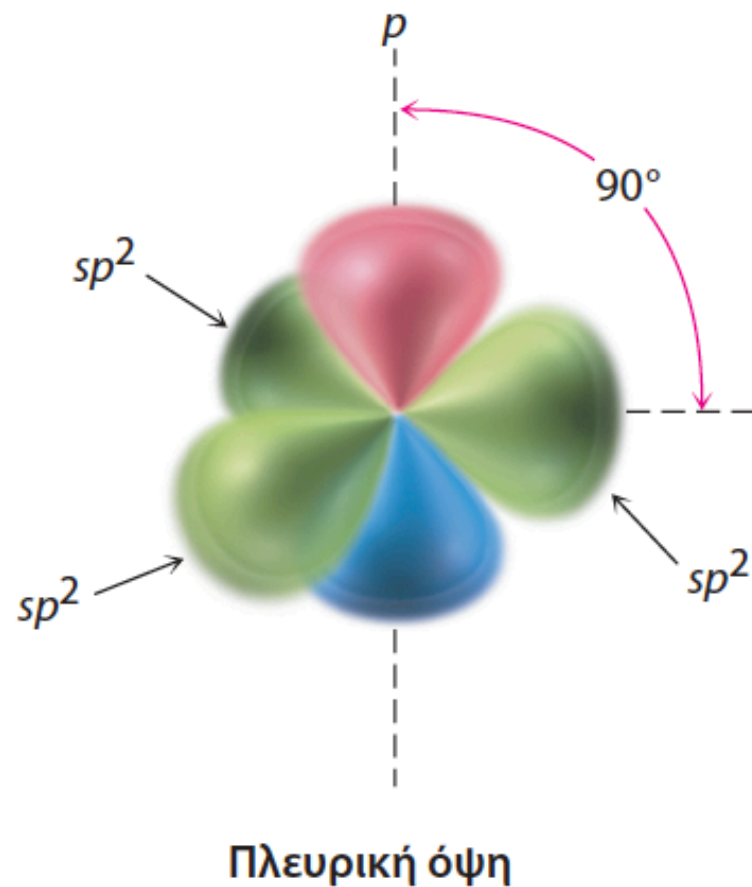


- Τα sp^2 ατομικά τροχιακά αλληλοεπικαλύπτονται προς σχηματισμός σ δεσμών.
- Τα p τροχιακά αλληλοεπικαλύπτονται για να σχηματίσουν τον π-δεσμό.
- Οι π-δεσμοί είναι ασθενέστεροι των σ-δεσμών.

22. Υβριδισμός sp^2

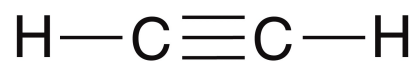
- Τροχιακό $2s$ συνδιάζεται με δύο τροχιακά $2p$ για να δώσει 3 τροχιακά ($sp^2 = sp^2$)
- sp^2 τροχιακά βρίσκονται σε ένα επίπεδο και σχηματίζουν γωνία 120° μεταξύ τους
- Ένα απλό p τροχιακό (μη υβριδισμένο) παραμένει κάθετο στο επίπεδο



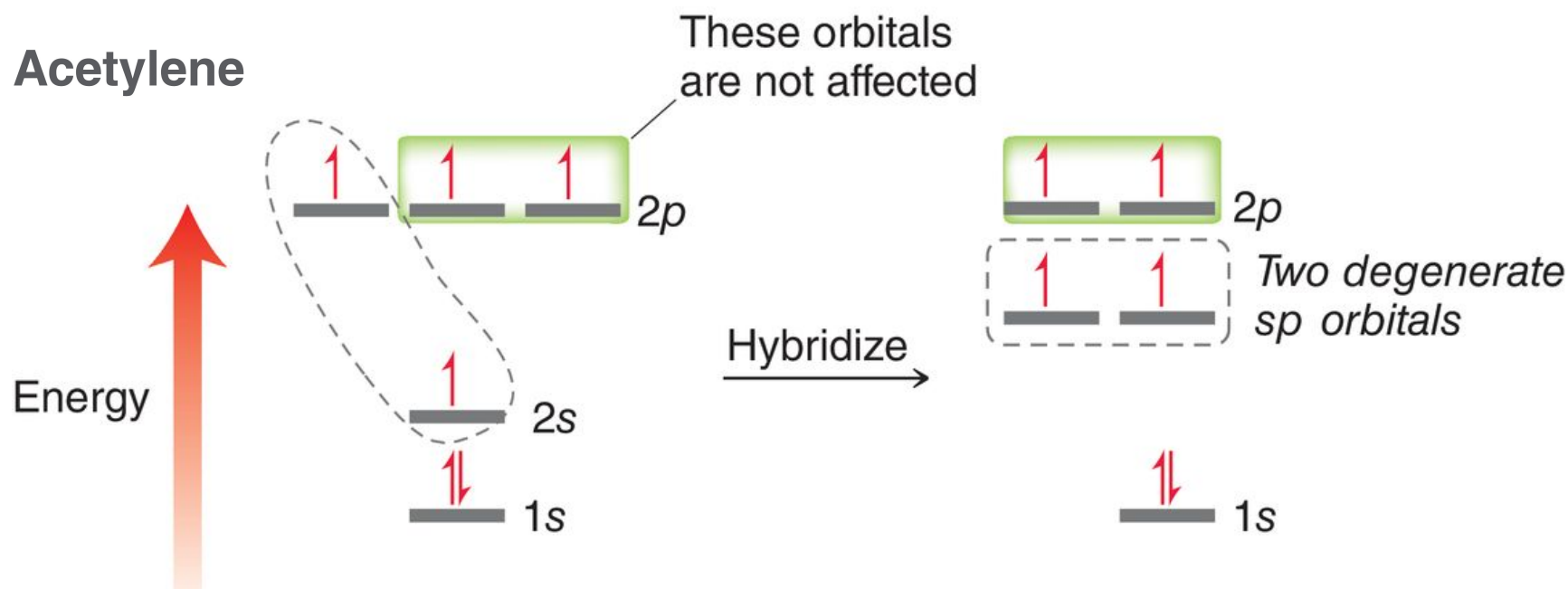


ΕΙΚΟΝΑ 1-13 Υβριδισμός sp^2 . Τα τρία ισοδύναμα **υβριδικά τροχιακά sp^2** βρίσκονται σε ένα επίπεδο και σχηματίζουν μεταξύ τους γωνίες 120° , ενώ ένα μη υβριδισμένο τροχιακό p (**κόκκινο/γαλάζιο**) είναι κάθετο στο επίπεδο των τροχιακών sp^2 .

Υβριδισμός ατομικών τροχιακών Η περίπτωση του Ακετυλενίου



Acetylene



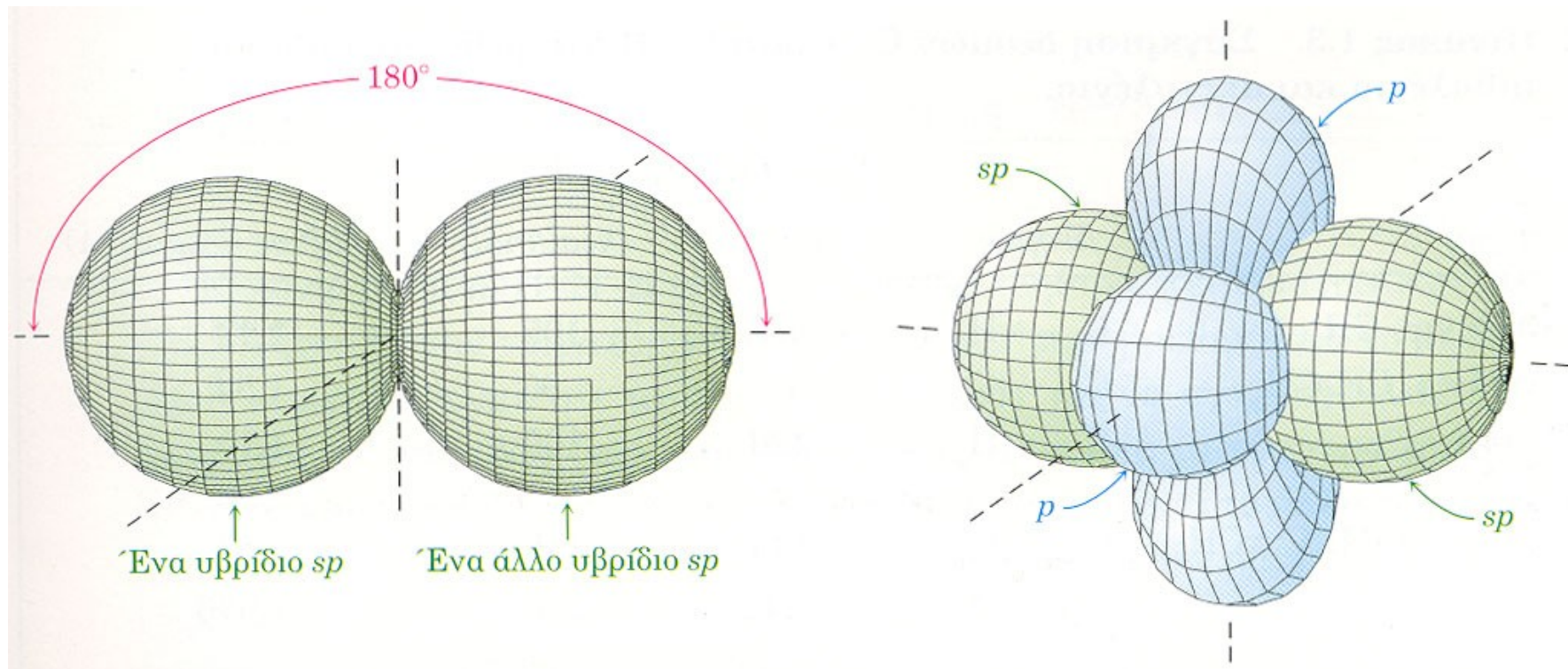
Το κάθε άτομο C του ακετυλενίου συνδέεται με 2 άλλα άτομα.
Οπότε χρειάζονται μόνο 2 υβριδικά ατομικά τροχιακά για αυτούς
τους δεσμούς.

WILEY

link: <https://www.youtube.com/watch?v=BRHfy7envyQ>

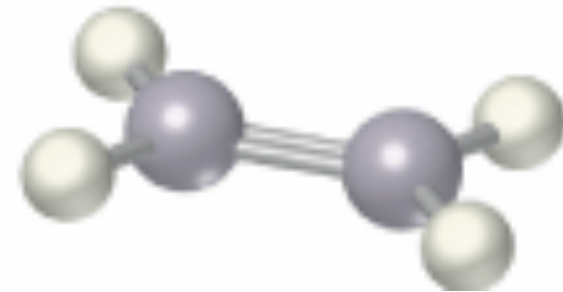
25. Υβριδισμός sp

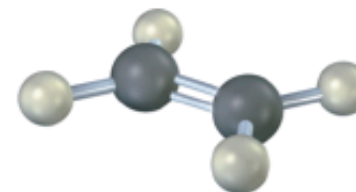
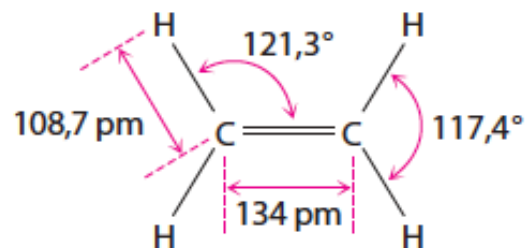
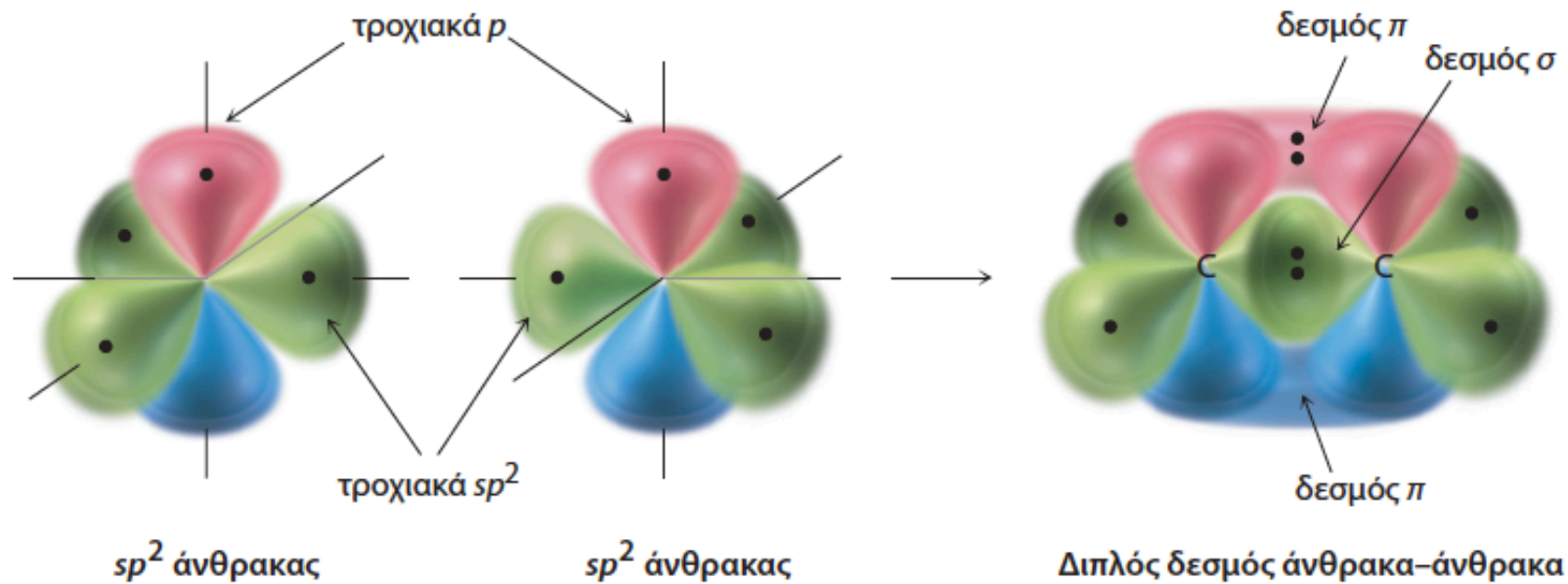
- C-C τριπλός δεσμός με συνεισφορά $6 e^-$
- Τό $2s$ τροχιακό του C υβριδοποιείται με ένα $2p$ τροχιακό για τη δημιουργία sp τροχιακών
 - Δύο p τροχιακά παραμένουν αναλλοίωτα
 - sp τροχιακά είναι γραμμικά και δημιουργούν γωνία 180°
- Τα δύο p τροχιακά είναι κάθετα στο y - και z -άξονα



23. Δομή αιθυλενίου $\text{CH}_2=\text{CH}_2$

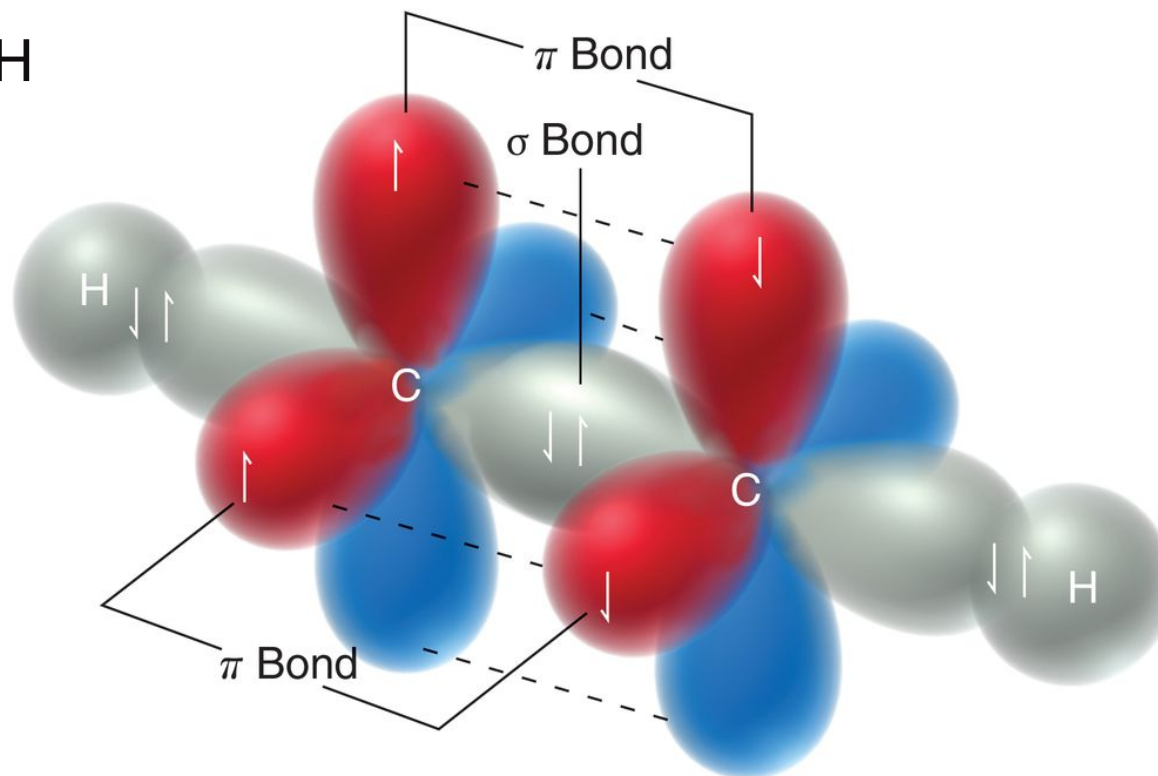
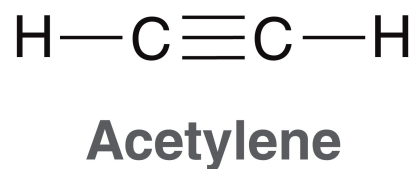
- Άτομα H δημιουργούν σ δεσμούς με 4 τροχιακά sp^2
- Γωνία δεσμών H–C–H και H–C–C περίπου 120°
- C–C διπλός δεσμός στο αιθυλένιο πιο κοντός και πιά ισχυρός από απλό δεσμό αιθανίου
- Μήκος δεσμού C=C στο αιθυλένιο 133 pm (C–C 154 pm)





ΕΙΚΟΝΑ 1-14 Η δομή του αιθυλενίου. Το ένα τμήμα του διπλού δεσμού στο αιθυλένιο προκύπτει από την επικάλυψη σ (μετωπική) των τροχιακών sp^2 και το άλλο από την επικάλυψη π (πλευρική) των μη υβριδικών τροχιακών p (κόκκινο/γαλάζιο). Η ηλεκτρονιακή πυκνότητα του δεσμού π εντοπίζεται στις περιοχές πάνω και κάτω από τη νοητή γραμμή που ενώνει τους δύο πυρήνες.

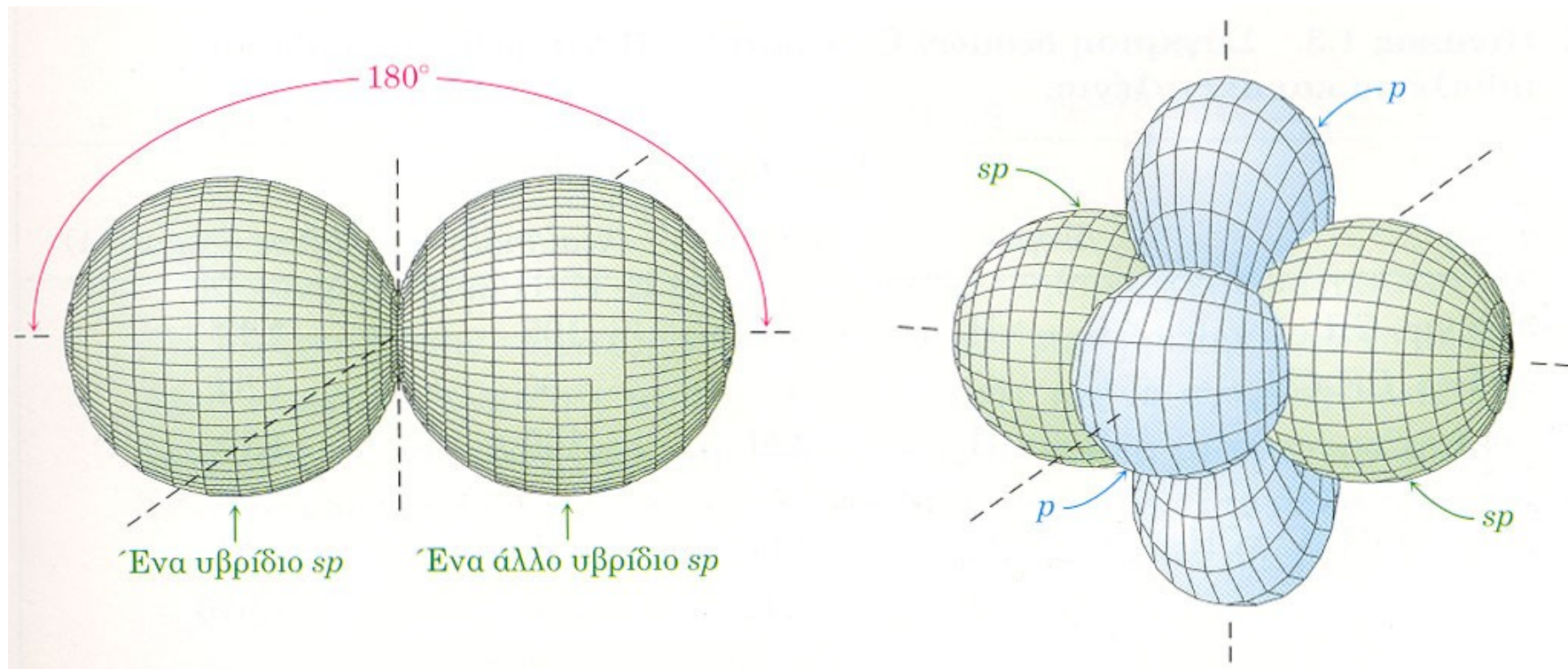
Υβριδισμός ατομικών τροχιακών Η περίπτωση του Ακετυλενίου



- Τα sp ατομικά τροχιακά αλληλεπικαλύπτονται κατά μέτωπο για να σχηματίσουν των σ-δεσμό, ενώ τα μη-υβριδικά p-τροχιακά αλληλεπικαλύπτονται πλευρικώς για το σχηματισμό των π-δεσμών.

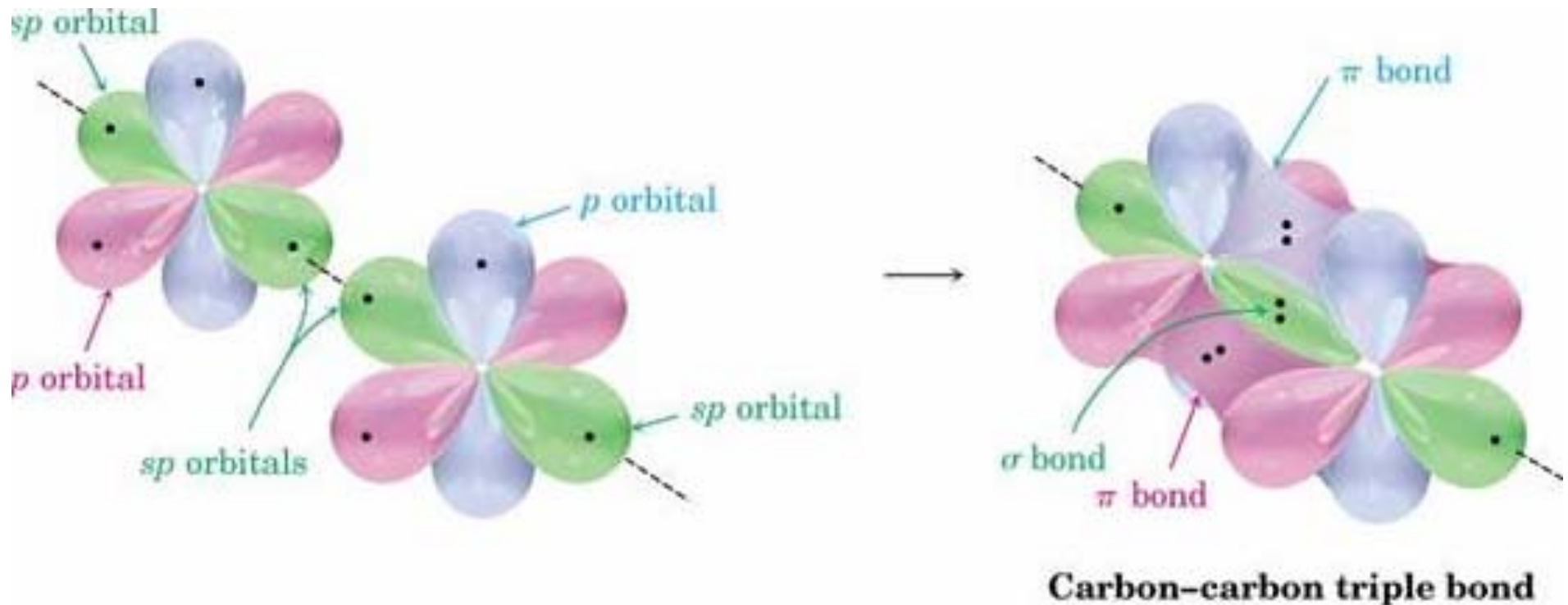
25. Υβριδισμός sp

- C-C τριπλός δεσμός με συνεισφορά $6 e^-$
- Τό $2s$ τροχιακό του C υβριδοποιείται με ένα $2p$ τροχιακό για τη δημιουργία sp τροχιακών
 - Δύο p τροχιακά παραμένουν αναλλοίωτα
 - sp τροχιακά είναι γραμμικά και δημιουργούν γωνία 180°
- Τα δύο p τροχιακά είναι κάθετα στο y - και z -άξονα

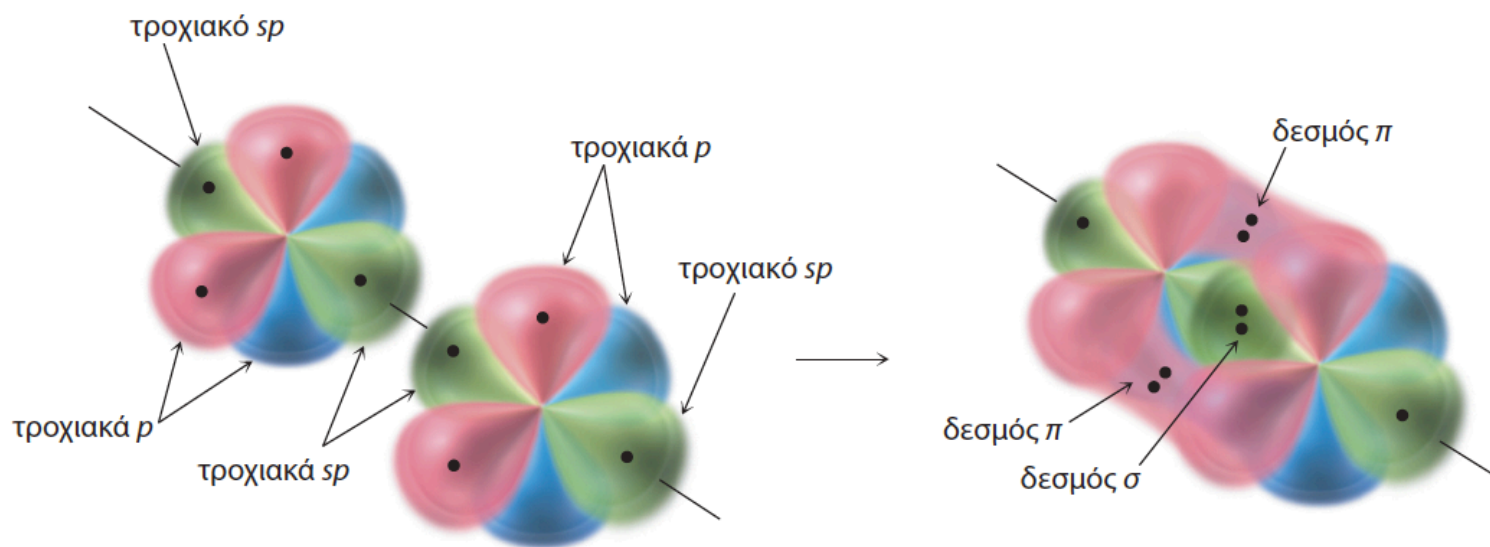


27. Τροχιακά ακετυλενίου

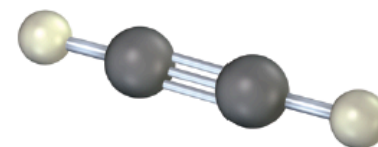
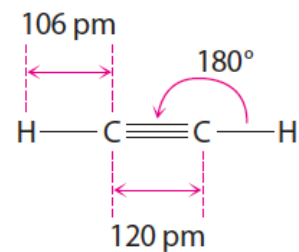
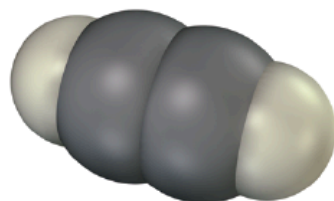
- Δύο sp υβριδικά τροχιακά από κάθε C δημιουργούν $sp-sp$ σ δεσμό
- p_z τροχιακά από κάθε άτομο C δημιουργούν ένα p_z-p_z π δεσμό μετά από αλληλεπικάλυψη, όμοια επικαλύπτονται p_y τροχιακά



ΕΙΚΟΝΑ 1-16 Η δομή του ακετυλενίου: τα δύο άτομα άνθρακα ενώνονται με έναν δεσμό σ επικάλυψης $sp-sp$ και δύο δεσμούς π από επικάλυψη $p-p$.

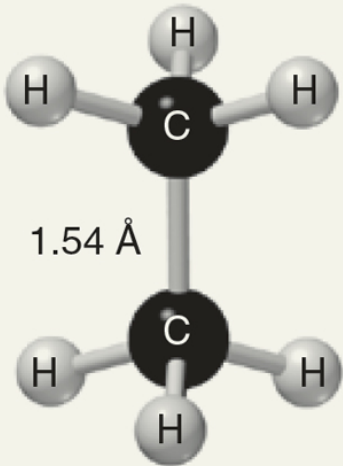
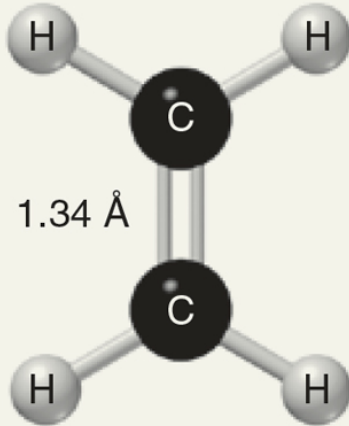
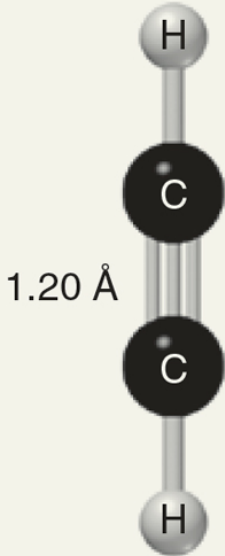


Τριπλός δεσμός άνθρακα-άνθρακα



1.9 Bond Strength and Length

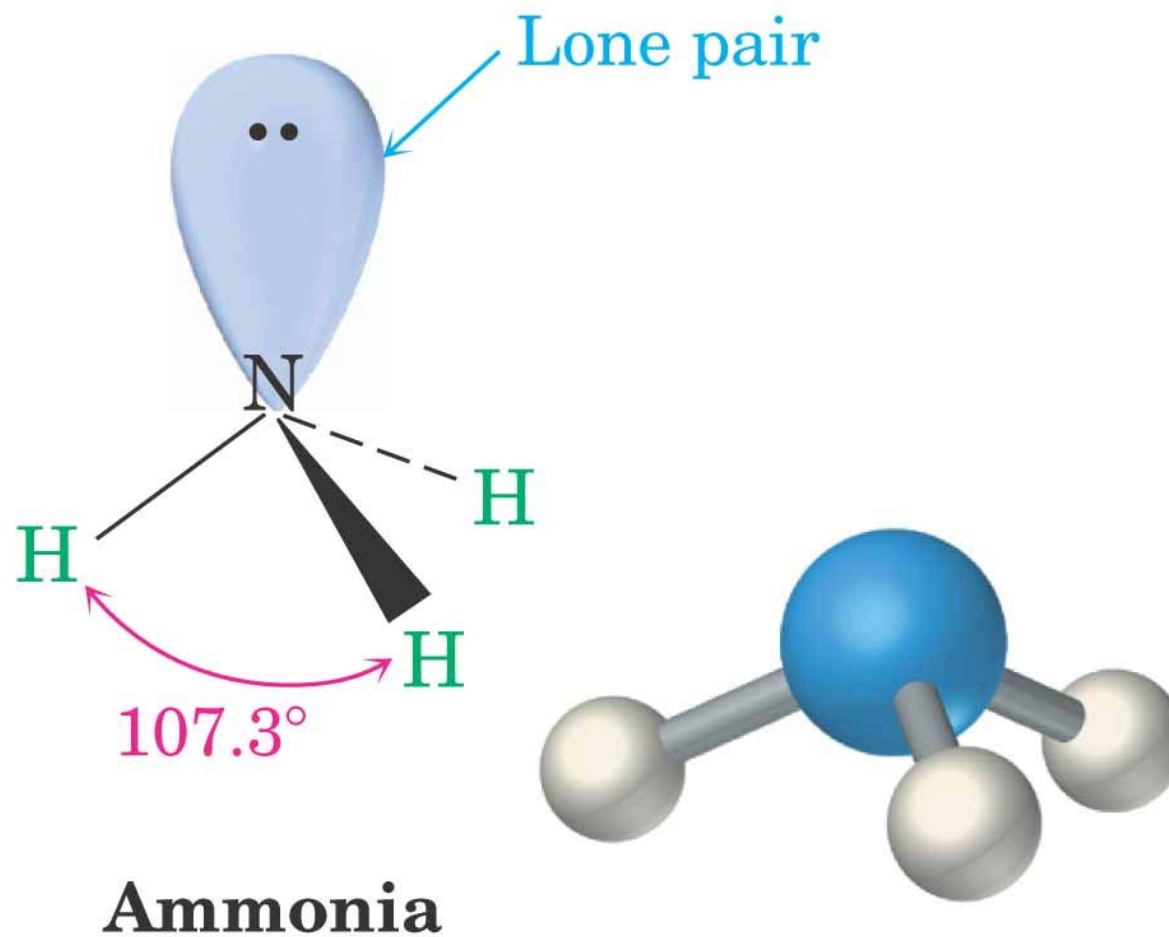
- Rationalize the bond strengths and lengths below

TABLE 1.2 COMPARISON OF BOND LENGTHS AND BOND ENERGIES FOR ETHANE, ETHYLENE, AND ACETYLENE			
	ETHANE	ETHYLENE	ACETYLENE
Structure			
C—C bond length	1.54 Å	1.34 Å	1.20 Å
Bond energy	368 kJ/mol	632 kJ/mol	820 kJ/mol

ΠΙΝΑΚΑΣ 1-2 Σύγκριση των δεσμών C—C και C—H του μεθανίου, του αιθανίου, του αιθυλενίου και του ακετυλενίου

Μόριο	Δεσμός	Ισχύς δεσμού		Μήκος δεσμού (pm)
		(kJ/mol)	(kcal/mol)	
Μεθάνιο, CH ₄	(<i>sp</i> ³) C—H	439	105	109
Αιθάνιο, CH ₃ CH ₃	(<i>sp</i> ³) C—C (<i>sp</i> ³)	377	90	154
	(<i>sp</i> ³) C—H	421	101	109
Αιθυλένιο, H ₂ C=CH ₂	(<i>sp</i> ²) C=C (<i>sp</i> ²)	728	174	134
	(<i>sp</i> ²) C—H	464	111	109
Ακετυλένιο, HC≡CH	(<i>sp</i>) C≡C (<i>sp</i>)	965	231	120
	(<i>sp</i>) C—H	558	133	106

28. Υβριδισμός αζώτου



29. Υβριδισμός οξυγόνου

