

Γενική Χημεία

Νίκος Ξεκουκουλωτάκης
Επίκουρος Καθηγητής

Πολυτεχνείο Κρήτης
Τμήμα Μηχανικών Περιβάλλοντος
Γραφείο Κ2.125, τηλ.: 28210-37772
e-mail: nikosxek@gmail.com



Περιεχόμενα

- Είδη χημικών δεσμών:
 - ✓ Ιοντικός ή ετεροπολικός δεσμός
 - ✓ Ομοιοπολικός δεσμός
 - ✓ Μεταλλικός δεσμός
- Σύμβολα των στοιχείων κατά Lewis και κανόνας της οκτάδας
- Θερμοχημεία και ενθαλπία
- Ιοντικός ή ετεροπολικός δεσμός
- Ομοιοπολικός δεσμός
- Πολικότητα και ηλεκτραρνητικότητα
- Μοριακή Γεωμετρία: σχήματα των μορίων



Μαθησιακά αποτελέσματα

- Αφού μελετήσετε αυτό το κεφάλαιο, θα πρέπει να είστε σε θέση:
- ✓ Να κατανοείτε πώς οι διαφορές στις ιδιότητες των ατόμων οδηγούν σε διαφορές στο είδος του χημικού δεσμού που σχηματίζουν.
- ✓ Να διακρίνετε τα τρία βασικά είδη του χημικού δεσμού.
- ✓ Να γράφετε τα σύμβολα κατά Lewis των διαφόρων ατόμων και ιόντων.
- ✓ Να χρησιμοποιείτε τον κανόνα της οκτάδας για να προβλέψετε τον αριθμό των ηλεκτρονίων που αποβάλλει, προσλαμβάνει ή συνεισφέρει αμοιβαία ένα άτομο προς σχηματισμό χημικών δεσμών.



Μαθησιακά αποτελέσματα

- ✓ Να περιγράφετε τη διαφορά μεταξύ ενός ιοντικού και ενός ομοιοπολικού δεσμού.
- ✓ Να περιγράφετε τα βασικά χαρακτηριστικά του ιοντικού δεσμού: την αποβολή και πρόσληψη ηλεκτρονίων προς σχηματισμό ιόντων και την συνεπακόλουθη ηλεκτροστατική τους έλξη προς σχηματισμό ιοντικών στερών ενώσεων.
- ✓ Να περιγράφετε το ρόλο που διαδραματίζει η ενέργεια του κρυσταλλικού πλέγματος στο σχηματισμό ιοντικών ενώσεων.



Μαθησιακά αποτελέσματα

- ✓ Να κατανοείτε πώς ο νόμος του Coulomb εξηγεί τις περιοδικές τάσεις στην ενέργεια του κρυσταλλικού πλέγματος.
- ✓ Να εξηγείτε γιατί οι ιονικές ενώσεις είναι εύθριπτες, έχουν υψηλό σημείο τήξης και άγουν το ηλεκτρικό ρεύμα μόνο όταν λειώνουν (τήκονται) ή όταν διαλύονται στο νερό.
- ✓ Να εξηγείτε πώς τα αμέταλλα άτομα σχηματίζουν ομοιοπολικούς δεσμούς.
- ✓ Να κατανοείτε πώς τα δεσμικά και μονήρη ζεύγη ηλεκτρονίων συμπληρώνουν τη στιβάδα σθένους των ατόμων ενός μορίου.



Μαθησιακά αποτελέσματα

- ✓ Να κατανοείτε πώς σχετίζονται μεταξύ τους η τάξη, το μήκος και η ενέργεια του ομοιοπολικού δεσμού.
- ✓ Να εξηγείτε τις ιδιότητες των ομοιοπολικών μορίων και των κρυσταλλικών ομοιοπολικών στερεών με βάση το είδος των δυνάμεων που αναπτύσσονται.
- ✓ Να χρησιμοποιείτε τις διαφορές ηλεκτροαρνητικότητας για το χαρακτηρισμό των δεσμών ως μη πολικών ομοιοπολικών, πολικών ομοιοπολικών και ιοντικών.
- ✓ Να σχεδιάζετε τις δομές κατά Lewis των πολυατομικών μορίων και ιόντων.



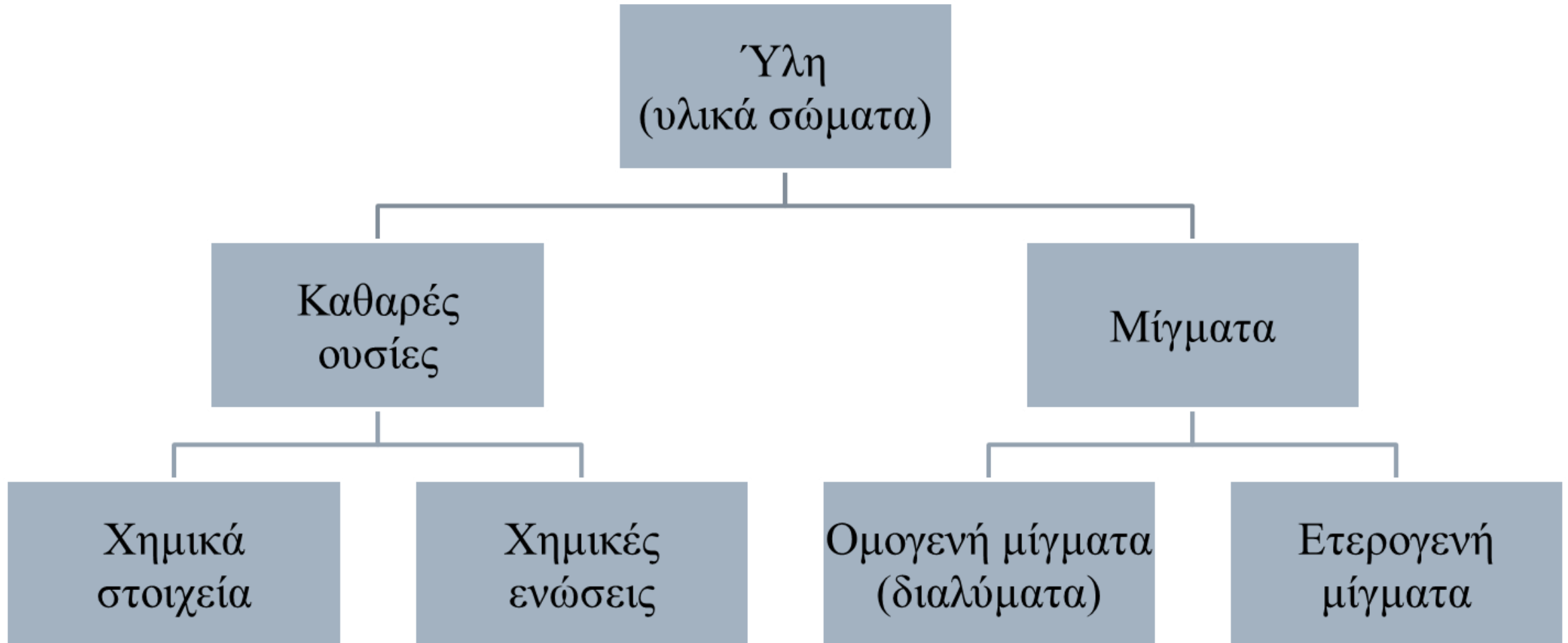
Μαθησιακά αποτελέσματα

- ✓ Να αναγνωρίζετε τα μόρια και τα ιόντα όπου απαιτείται η αναγραφή δομών συντονισμού για την περιγραφή των χημικών τους δεσμών.
- ✓ Να αναγνωρίζετε τις εξαιρέσεις από τον κανόνα της οκτάδας και να σχεδιάζετε τις αντίστοιχες δομές κατά Lewis.
- ✓ Να προβλέπετε και να σχεδιάζετε το σχήμα ενός μορίου χρησιμοποιώντας το μοντέλο VSEPR.
- ✓ Να προσδιορίζετε αν ένα μόριο είναι πολικό ή μη πολικό με βάση το σχήμα και την πολικότητα των δεσμών του.



Ταξινόμηση της ύλης με βάση τη χημική σύσταση

- Τα υλικά σώματα με βάση τη χημική τους σύσταση ταξινομούνται ως εξής:





Ἐν ἀρχῇ ἦν τὰ ἄτομα

- Στη φύση υπάρχουν 118 (91 φυσικά και 27 τεχνητά) διαφορετικά είδη ατόμων τα οποία ενώνονται μεταξύ τους ακολουθώντας τους κανόνες της Χημείας προς σχηματισμό χημικών ενώσεων.

Γλώσσα

γράμματα



λέξεις

Χημεία

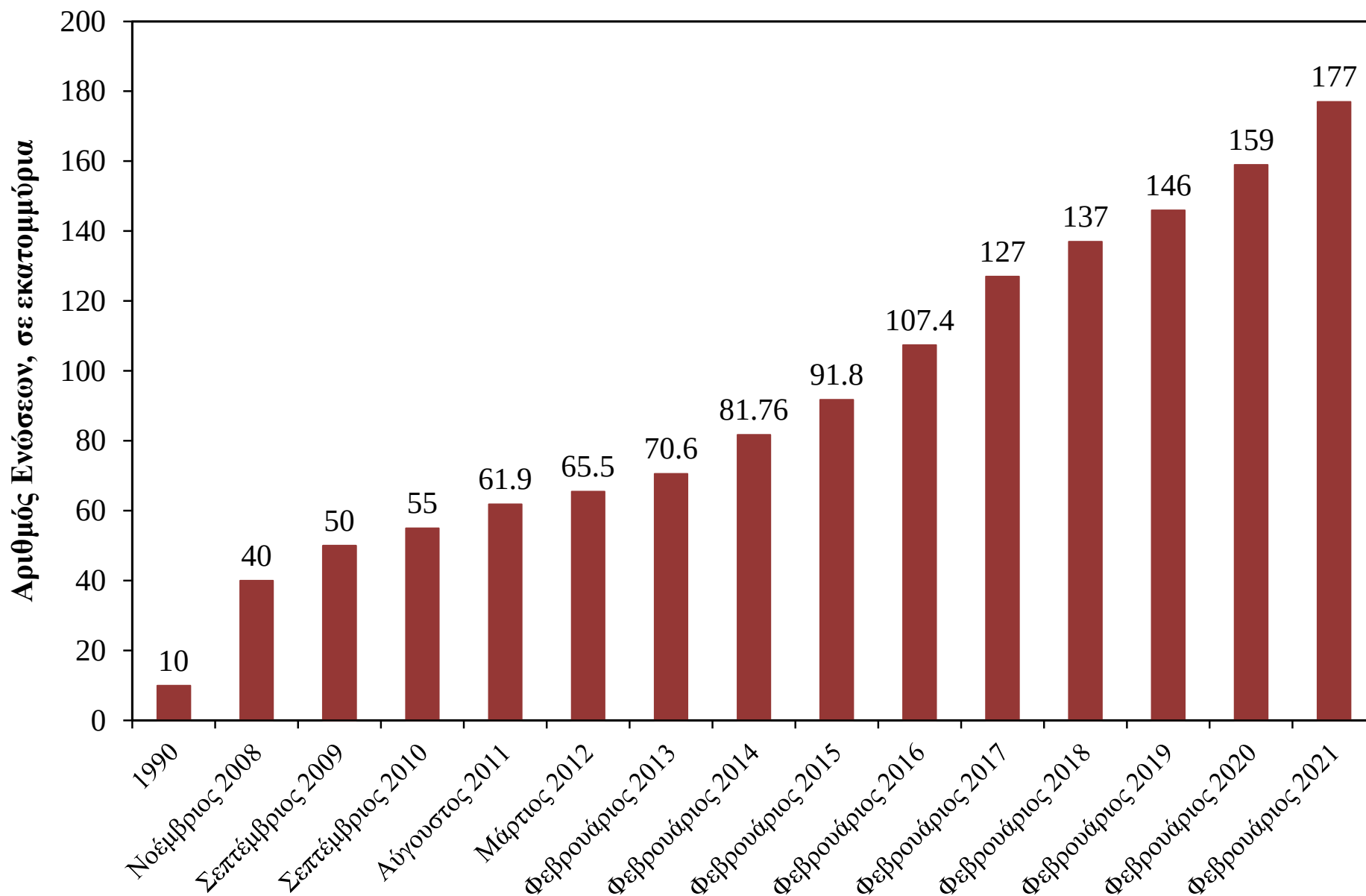
άτομα



ενώσεις

ενώνονται μεταξύ τους
και σχηματίζουν

Χημικές ουσίες, πηγή: <http://www.cas.org>





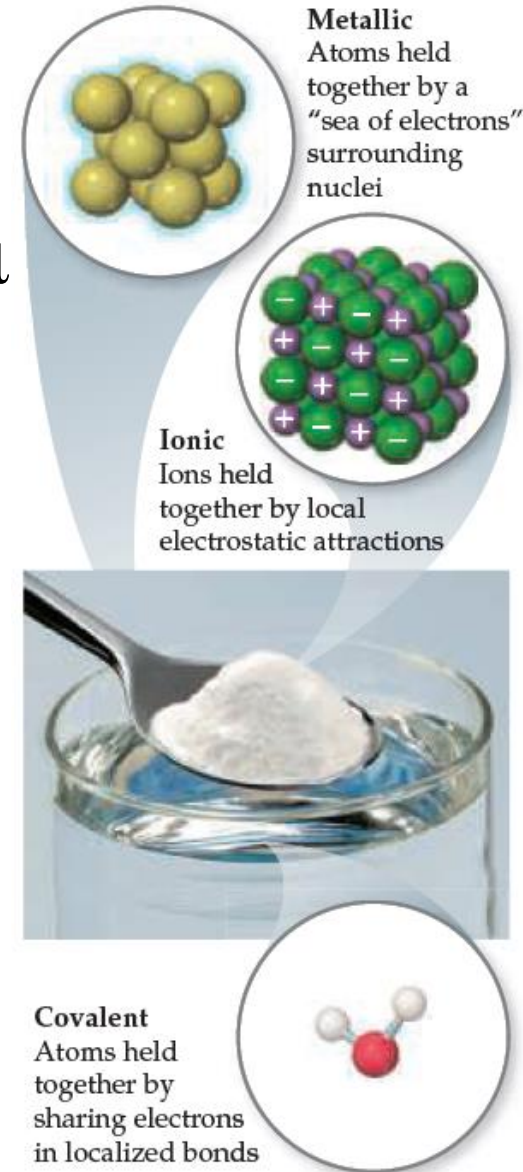
Ποια είναι η κεντρική ιδέα της Χημείας;

- Η κεντρική ιδέα της Χημείας συνοψίζεται στις εξής δύο προτάσεις:
 1. Τα υλικά σώματα αποτελούνται από μικρότερα δομικά **σωματίδια**, τα οποία ονομάζονται **άτομα**, **μόρια** και **ιόντα**.
 2. Η **χημική δομή** των υλικών σωμάτων **καθορίζει** τις **ιδιότητες** τους.
- Η κατανόηση της σωματιδιακής δομής της ύλης έχει φέρει επανάσταση σε πολλά πεδία επιστημών: Βιολογία, Ιατρική, Φαρμακευτική, Επιστήμη Υλικών, Περιβάλλον, κ.α.



Χημικός Δεσμός

- **Χημικός δεσμός (chemical bond)** είναι η ισχυρή ελκτική δύναμη η οποία συγκρατεί ενωμένα μεταξύ τους τα άτομα ή τα ιόντα από τα οποία αποτελούνται οι διάφορες χημικές ουσίες.
- Υπάρχουν τρία γενικά είδη χημικών δεσμών:
 - ✓ Ιοντικός ή ετεροπολικός δεσμός
 - ✓ Ομοιοπολικός δεσμός
 - ✓ Μεταλλικός δεσμός
- Το είδος και η ισχύς των χημικών δεσμών καθορίζουν τις ιδιότητες μίας χημικής ουσίας.





Χημικός Δεσμός

- Οι χημικοί δεσμοί σχηματίζονται επειδή μειώνεται η δυναμική ενέργεια των φορτισμένων σωματιδίων (πρωτονίων και ηλεκτρονίων) από τα οποία αποτελούνται τα άτομα.
- Όταν δύο άτομα πλησιάζουν το ένα το άλλο τότε λαμβάνουν χώρα οι εξής αλληλεπιδράσεις:
 - ✓ οι πυρήνες των ατόμων έλκουν τα ηλεκτρόνια των ατόμων.
 - ✓ τα ηλεκτρόνια των ατόμων απωθούνται μεταξύ τους.
 - ✓ οι πυρήνες των ατόμων απωθούνται μεταξύ τους.
- Εάν αυτές οι αλληλεπιδράσεις οδηγούν σε μία συνολική μείωση της δυναμικής ενέργειας μεταξύ των φορτισμένων σωματιδίων, τότε σχηματίζεται χημικός δεσμός.

Περιοδικός Πίνακας των Στοιχείων



	I _A 1																	VIII _A 18	
1	1 H 1,008 Υδρογόνο	II _A 2											III _A 13	IV _A 14	V _A 15	VI _A 16	VII _A 17	2 He 4,002602 Ήλιο	
2	3 Li 6,94 Λίθιο	4 Be 9,012183 Βηρύλλιο											5 B 10,81 Βόριο	6 C 12,011 Ανθρακας	7 N 14,007 Αζωτο	8 O 15,999 Οξυγόνο	9 F 18,998403 Φθόριο	10 Ne 20,1797 Νέο	
3	11 Na 22,989769 Νάτριο	12 Mg 24,305 Μαγνήσιο	III _B 3	IV _B 4	V _B 5	VI _B 6	VII _B 7	VIII _B 8 9 10				IB 11	II _B 12	13 Al 26,981539 Αργίλιο	14 Si 28,085 Πυρίτιο	15 P 30,973762 Φωσφόρος	16 S 32,06 Θείο	17 Cl 35,45 Χλώριο	18 Ar 39,95 Αργό
4	19 K 39,0983 Κάλιο	20 Ca 40,078 Ασβέστιο	21 Sc 44,955908 Σκάνδιο	22 Ti 47,867 Τιτάνιο	23 V 50,9415 Βανάδιο	24 Cr 51,9961 Χρώμιο	25 Mn 54,938043 Μαγγάνιο	26 Fe 55,845 Σίδηρος	27 Co 58,933194 Κοβάλτιο	28 Ni 58,6934 Νικέλιο	29 Cu 63,546 Χαλκός	30 Zn 65,38 Ψευδάργυρος	31 Ga 69,723 Γάλλιο	32 Ge 72,630 Γερμάνιο	33 As 74,921595 Αρσενικό	34 Se 78,971 Σελήνιο	35 Br 79,904 Βρώμιο	36 Kr 83,798 Κρυπτό	
5	37 Rb 85,4678 Ρουβίδιο	38 Sr 87,62 Στρόντιο	39 Y 88,90584 Ύτριο	40 Zr 91,224 Ζιρκόνιο	41 Nb 92,90637 Νιόβιο	42 Mo 95,95 Μολυβδαίνιο	43 Tc [98] Τεχνητό	44 Ru 101,07 Ρουθίνιο	45 Rh 102,90549 Ρόδιο	46 Pd 106,42 Παλλάδιο	47 Ag 107,8682 Αργυρος	48 Cd 112,414 Κάδμιο	49 In 114,818 Ινδίο	50 Sn 118,710 Κασσίτερος	51 Sb 121,760 Αντιμόνιο	52 Te 127,60 Τελουρίο	53 I 126,90447 Ιώδιο	54 Xe 131,293 Ξένο	
6	55 Cs 132,90545 Καίσιο	56 Ba 137,327 Βάριο	57 La* 138,90547 Λανθάνιο	72 Hf 178,49 Αφνιο	73 Ta 180,94788 Ταντάλιο	74 W 183,84 Βολφράμιο	75 Re 186,207 Ρήνιο	76 Os 190,23 Οσμιο	77 Ir 192,217 Ιρίδιο	78 Pt 195,084 Λευκόχρυσος	79 Au 196,96657 Χρυσός	80 Hg 200,592 Υδράργυρος	81 Tl 204,38 Θάλλιο	82 Pb 207,2 Μόλυβδος	83 Bi 208,98040 Βισμούθιο	84 Po [208,98] Πολόνιο	85 At [209,99] Αστάτιο	86 Rn [222,02] Ραδόνιο	
7	87 Fr [223,02] Φράγκιο	88 Ra [226,03] Ράδιο	89 Ac** [227,03] Ακτίνιο	104 Rf [267,1] Ραεφερόριο	105 Db [268,1] Ντούμπνιο	106 Sg [269,1] Σημπόργκιο	107 Bh [270,1] Μπόριο	108 Hs [269,1] Χάσσιο	109 Mt [278,2] Μεϊντέρτιο	110 Ds [281,2] Νταρμστάντιο	111 Rg [282,2] Ρεντγκένιο	112 Cn [285,2] Κοπερνίκιο	113 Nh [286,2] Νιχόνιο	114 Fl [289,2] Φλερόβιο	115 Mc [289,2] Μοσχόβιο	116 Lv [293,2] Λιβερμόριο	117 Ts [293,2] Τενεσσίνιο	118 Og [294,2] Ογκάνεσσον	

* Λανθανίδες

** Ακτινίδες

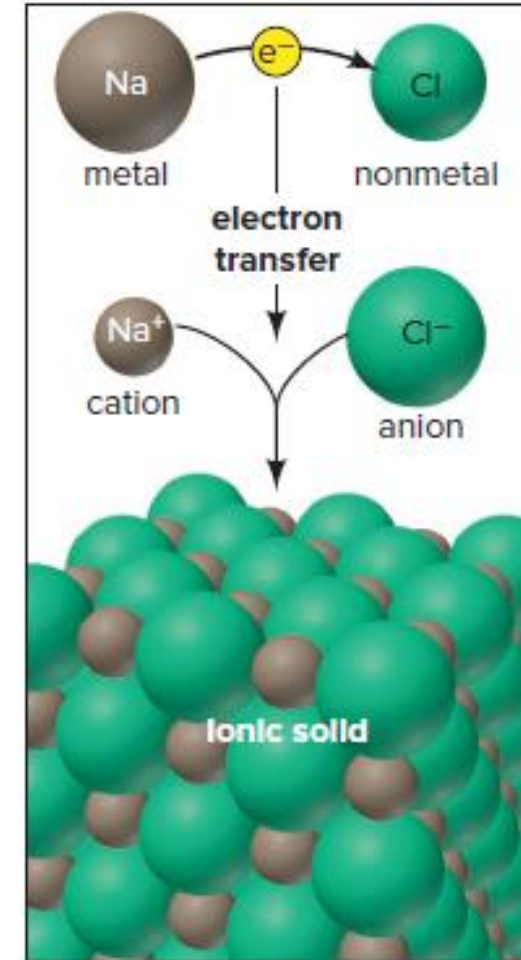
58 Ce 140,116 Διμήτριο	59 Pr 140,90766 Προσεόδομιο	60 Nd 144,242 Νεοδόμιο	61 Pm [145] Προμήθειο	62 Sm 150,36 Σαμάριο	63 Eu 151,964 Ευρώπιο	64 Gd 157,25 Γαδολίνιο	65 Tb 158,92535 Τέρβιο	66 Dy 162,500 Δυσπρόσιο	67 Ho 164,93033 Όλμιο	68 Er 167,259 Έρβιο	69 Tm 168,93422 Θούλιο	70 Yb 173,045 Υττέριο	71 Lu 174,9668 Λουτέτιο
90 Th 232,0377 Θόριο	91 Pa 231,03588 Πρωτακτίνιο	92 U 238,02891 Ουράνιο	93 Np [237,05] Ποσειδώνιο	94 Pu [244,06] Πλουτώνιο	95 Am [243,06] Αμερίκιο	96 Cm [247,07] Κιούριο	97 Bk [247,07] Μπερκέλιο	98 Cf [251,08] Καλιφόρνιο	99 Es [252,08] Αϊνστάινιο	100 Fm [257,10] Φέρμιο	101 Md [258,10] Μεντελέβιο	102 No [259,10] Νομπέλιο	103 Lr [262,11] Λωρέντζιο

15



Είδη χημικών δεσμών

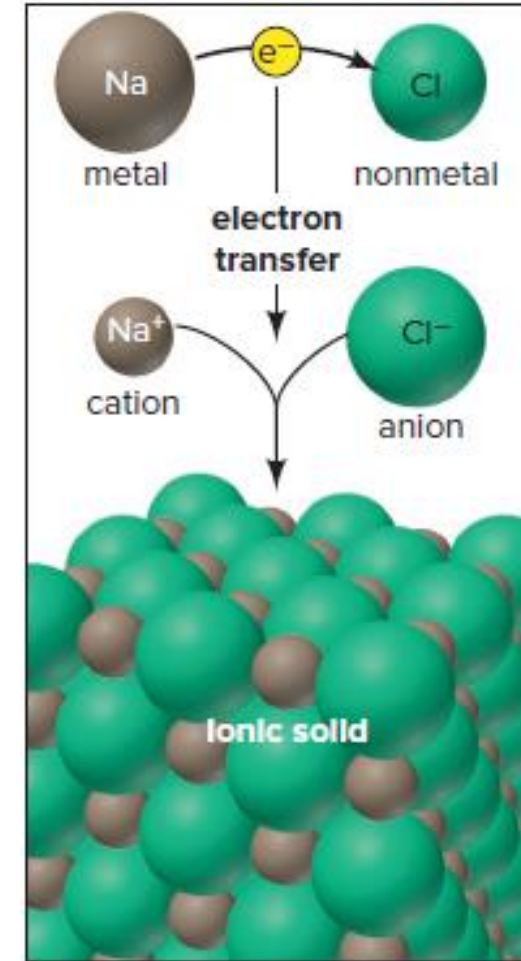
- Τα μέταλλα και τα αμέταλλα μπορούν να ενωθούν με τρεις διαφορετικούς τρόπους:
- 1. Μέταλλα με αμέταλλα:** λαμβάνει χώρα **μεταφορά ηλεκτρονίων** και σχηματισμός **ιοντικού δεσμού (ionic bond)**.
- Παρατηρείται μεταφορά ηλεκτρονίων και σχηματισμός ιοντικών δεσμών μεταξύ ατόμων τα οποία διαφέρουν κατά πολύ στην τάση αποβολής και πρόσληψης ηλεκτρονίων.





Είδη χημικών δεσμών

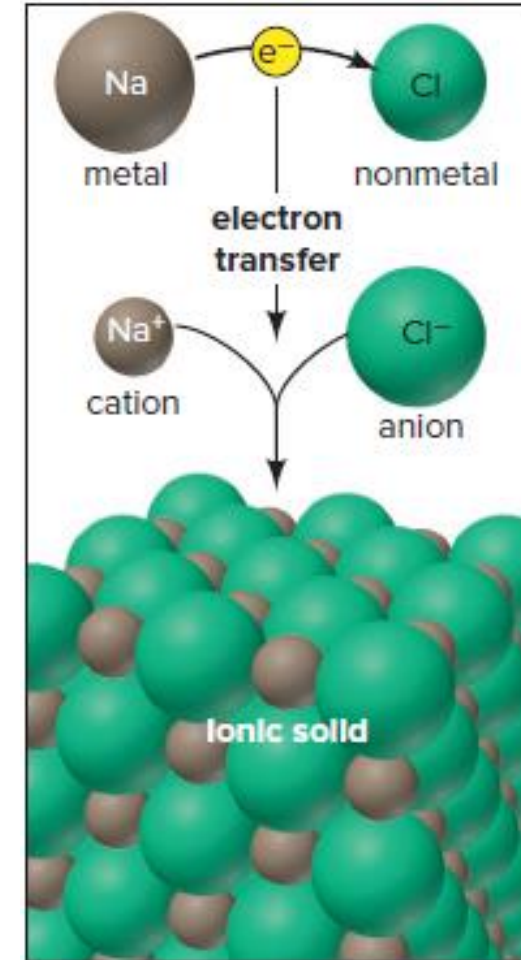
- Τέτοιου είδους διαφορές εμφανίζονται μεταξύ:
- ✓ των δραστικών μετάλλων των ομάδων I_A (εκτός του υδρογόνου), II_A , III_A , καθώς και των μεταβατικών μετάλλων
- ✓ των αμετάλλων: πρώτα στοιχεία των ομάδων V_A (N, P) και VI_A (O, S, Se), καθώς και των στοιχείων της ομάδας VII_A (αλογόνα: F, Cl, Br, I).
- Τα μέταλλα αποβάλλουν ένα, δύο ή τρία ηλεκτρόνια, ενώ τα αμέταλλα αντίστοιχα προσλαμβάνουν ένα, δύο ή τρία ηλεκτρόνια.





Είδη χημικών δεσμών

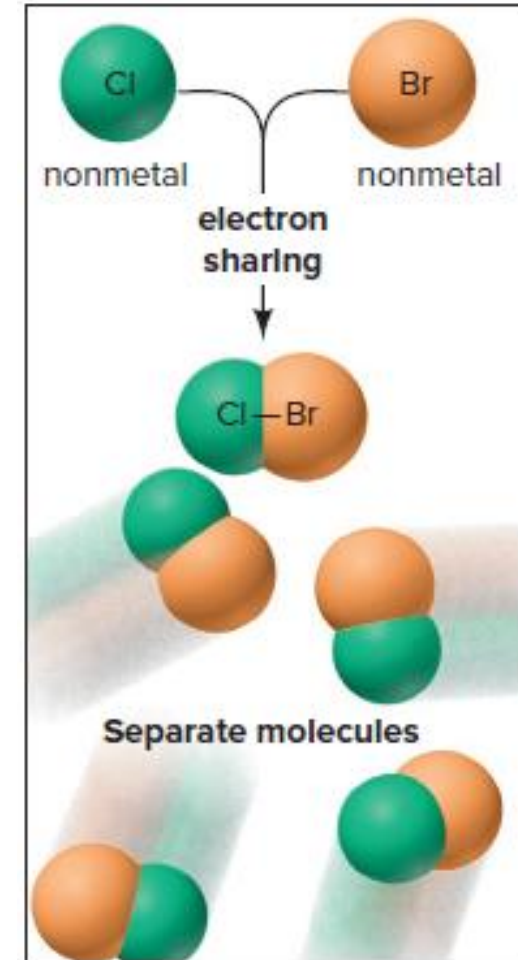
- Κατά τη μεταφορά ηλεκτρονίων από τα μέταλλα στα αμέταλλα σχηματίζονται ιόντα (κατιόντα και ανιόντα) με ηλεκτρονιακή διαμόρφωση ευγενών αερίων.
- Η ηλεκτροστατική έλξη που αναπτύσσεται μεταξύ των κατιόντων και των ανιόντων τα συγκρατεί ενωμένα σε μία τρισδιάστατη διάταξη στο χώρο (κρυσταλλικό πλέγμα) προς σχηματισμό ιοντικών ενώσεων.





Είδη χημικών δεσμών

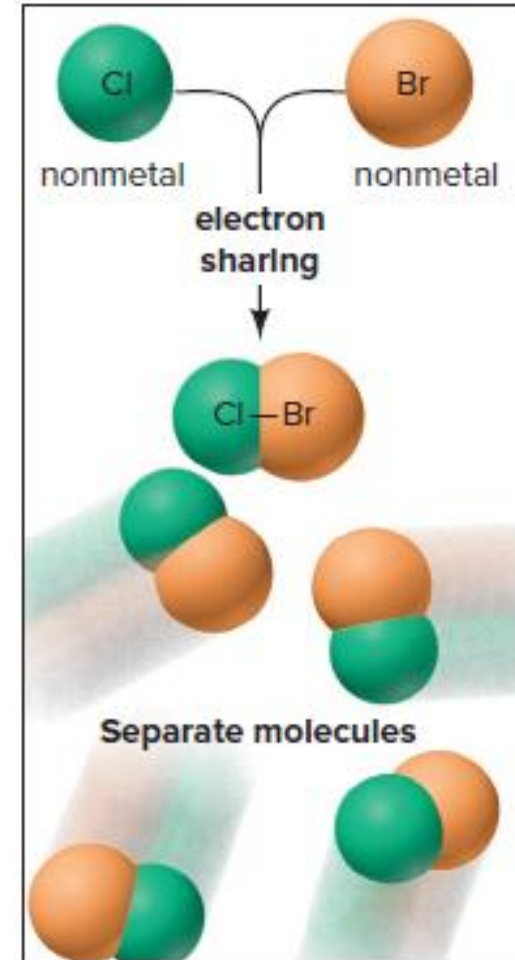
- 2. Αμέταλλα με αμέταλλα:** λαμβάνει χώρα **αμοιβαία συνεισφορά ηλεκτρονίων** και σχηματισμός **ομοιοπολικού δεσμού (covalent bond)**.
- Όταν δύο άτομα διαφέρουν λίγο, ή καθόλου, ως προς την τάση αποβολής ή πρόσληψης ηλεκτρονίων, τότε παρατηρείται αμοιβαία συνεισφορά ηλεκτρονίων και σχηματισμός ομοιοπολικού δεσμού.
 - Αυτού του είδους η συμπεριφορά παρατηρείται συνήθως μεταξύ αμετάλλων στοιχείων.





Είδη χημικών δεσμών

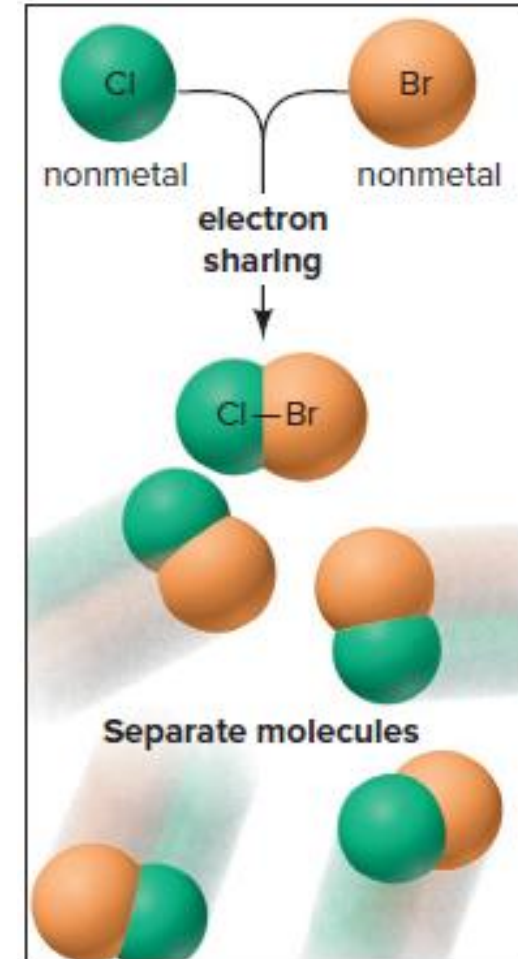
- Το κάθε άτομο του αμετάλλου συγκρατεί ισχυρά τα δικά του ηλεκτρόνια και ταυτόχρονα έλκει τα ηλεκτρόνια του άλλου αμετάλλου ατόμου.
- Ο πυρήνας του κάθε ατόμου έλκει ταυτόχρονα τα ηλεκτρόνια σθένους και των δύο ατόμων.
- Προκύπτουν ένα ή περισσότερα ζεύγη **ηλεκτρονίων** τα οποία έλκονται ταυτόχρονα από τους πυρήνες των δύο ατόμων.
- Η έλξη αυτή συγκρατεί ενωμένα τα άτομα μεταξύ τους.





Είδη χημικών δεσμών

- Το κοινό ζεύγος (ή τα κοινά ζεύγη) ηλεκτρονίων είναι συνήθως εντοπισμένο μεταξύ των δύο ατόμων.
- Τα άτομα συνδέονται με έναν ή περισσότερους ομοιοπολικούς δεσμούς με συγκεκριμένο μήκος και ισχύς.
- Στις περισσότερες περιπτώσεις, όταν τα άτομα συνδέονται ομοιοπολικά μεταξύ τους προκύπτουν διακριτά μόρια.





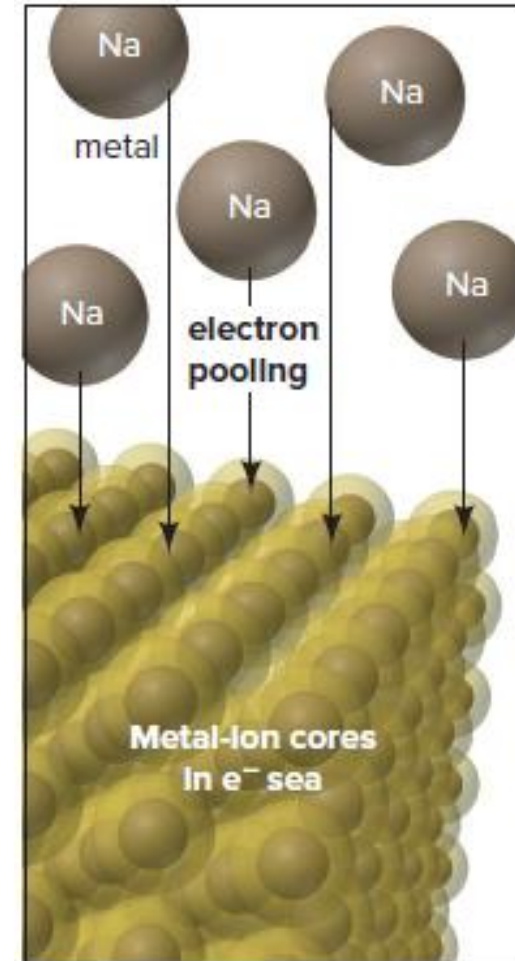
Είδη χημικών δεσμών

3. Μέταλλα με μέταλλα: λαμβάνει χώρα διαμοιρασμός των ηλεκτρονίων σθένους και σχηματισμός μεταλλικού δεσμού (**metallic bond**).

➤ Τα άτομα των μετάλλων μοιράζονται τα ηλεκτρόνιά τους με ένα διαφορετικό τρόπο.

➤ Τα άτομα τους είναι σχετικά μεγάλα και τα λίγα εξωτερικά ηλεκτρόνια (ηλεκτρόνια σθένους) προστατεύονται αρκετά καλά από τα εσωτερικά ηλεκτρόνια.

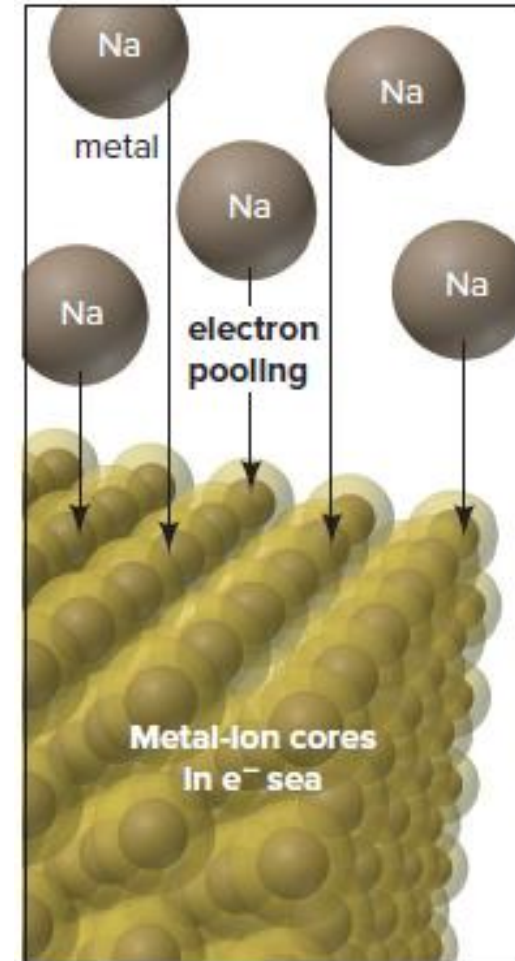
➤ Τα μέταλλα χάνουν σχετικά εύκολα τα εξωτερικά τους ηλεκτρόνια (ηλεκτρόνια σθένους) και δεν τα επανακτούν εύκολα.





Είδη χημικών δεσμών

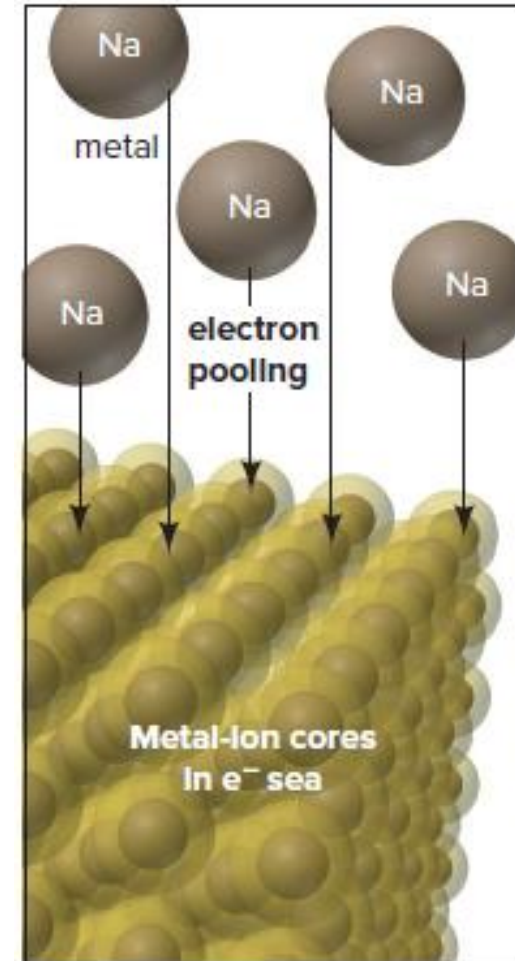
- Αυτές οι ιδιότητες κάνουν τα άτομα των μετάλλων να μοιράζονται τα ηλεκτρόνια σθένους τους, αλλά όχι προς σχηματισμό ομοιοπολικού δεσμού.
- Κατά το σχηματισμό **μεταλλικού δεσμού**, τα άτομα των μετάλλων μοιράζονται τα ηλεκτρόνια σθένους τους.
- Προκύπτει μία «θάλασσα» ηλεκτρονίων η οποία «ρέει» ανάμεσα και γύρω από τα άτομα των μετάλλων (πυρήνας και εσωτερικά ηλεκτρόνια).
- Η «θάλασσα» αυτή των ηλεκτρονίων σθένους συγκρατεί ενωμένα τα άτομα των μετάλλων.





Είδη χημικών δεσμών

- Στον ομοιοπολικό δεσμό, τα ηλεκτρόνια σθένους τα οποία μοιράζονται τα άτομα είναι εντοπισμένα (localized) μεταξύ των ατόμων που συμμετέχουν στο χημικό δεσμό.
- Αντίθετα, στο μεταλλικό δεσμό, τα ηλεκτρόνια σθένους δεν είναι εντοπισμένα, είναι δηλαδή **απεντοπισμένα (delocalized)** και κινούνται ελεύθερα σε όλη τη μάζα του μετάλλου.
- Ως εκ τούτου, τα μέταλλα είναι καλοί αγωγοί της θερμότητας και του ηλεκτρισμού.





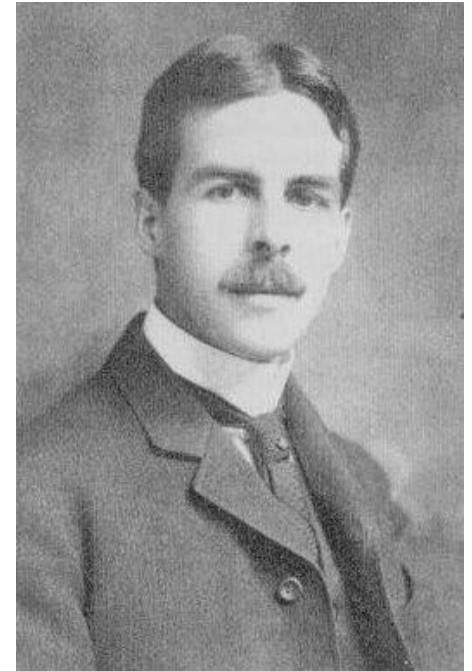
- | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|------|---------------------|----------------------|-----------------------|---------------------------|---------------------------|---------------------------|---------------------------|---------------------------|---------------------------|---------------------------|---------------------------|----------------------------|--------------------------------|--------------------------------|--------------------------------|--------------------------------|--------------------------------|--------------------------------|--|--|--|--|---------------------|
| | I _A
1 | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | VIII
18 |
| | H
1s¹ | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | He
1s² |
| | | II _A
2 | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| [He] | 3
Li
2s¹ | 4
Be
2s² | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | 10
Ne
2s² 2p⁶ |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| [Ne] | 11
Na
3s¹ | 12
Mg
3s² | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | 18
Ar
3s² 3p⁶ |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| [Ar] | 19
K
4s¹ | 20
Ca
4s² | 21
Sc
3d¹ 4s² | 22
Ti
3d² 4s² | 23
V
3d³ 4s² | 24
Cr
3d⁵ 4s¹ | 25
Mn
3d⁵ 4s² | 26
Fe
3d⁶ 4s² | 27
Co
3d⁷ 4s² | 28
Ni
3d⁸ 4s² | 29
Cu
3d¹⁰ 4s¹ | 30
Zn
3d¹⁰ 4s² | 31
Ga
3d¹⁰ 4p¹ | 32
Ge
3d¹⁰ 4p² | 33
As
3d¹⁰ 4p³ | 34
Se
3d¹⁰ 4p⁴ | 35
Br
3d¹⁰ 4p⁵ | 36
Kr
3d¹⁰ 4p⁶ | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| [Xe] | 55
Cs
6s¹ | 56
Ba
6s² | 57
La*
5d¹ 6s² | 72
Hf
4f¹⁴ 5d² 6s² | 73
Ta
4f¹⁴ 5d³ 6s² | 74
W
4f¹⁴ 5d⁴ 6s² | 75
Re
4f¹⁴ 5d⁵ 6s² | 76
Os
4f¹⁴ 5d⁶ 6s² | 77
Ir
4f¹⁴ 5d⁷ 6s² | 78
Pt
4f¹⁴ 5d⁹ 6s¹ | 79
Au
4f¹⁴ 5d¹⁰ 6s¹ | 80
Hg
4f¹⁴ 5d¹⁰ 6s² | 81
Tl
4f¹⁴ 5d¹⁰ 6s² 6p¹ | 82
Pb
4f¹⁴ 5d¹⁰ 6s² 6p² | 83
Bi
4f¹⁴ 5d¹⁰ 6s² 6p³ | 84
Po
4f¹⁴ 5d¹⁰ 6s² 6p⁴ | 85
At
4f¹⁴ 5d¹⁰ 6s² 6p⁵ | 86
Rn
4f¹⁴ 5d¹⁰ 6s² 6p⁶ | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| [Rn] | 87
Fr
7s¹ | 88
Ra
7s² | 89
Ac**
6d¹ 7s² | 104
Rf
5f¹⁴ 6d² 7s² | 105
Db
5f¹⁴ 6d³ 7s² | 106
Sg
5f¹⁴ 6d⁴ 7s² | 107
Bh
5f¹⁴ 6d⁵ 7s² | 108
Hs
5f¹⁴ 6d⁶ 7s² | 109
Mt
5f¹⁴ 6d⁷ 7s² | 110
Ds
5f¹⁴ 6d⁸ 7s² | 111
Rg
5f¹⁴ 6d⁹ 7s¹ | 112
Cn
5f¹⁴ 6d¹⁰ 7s² | 113
Nh
5f¹⁴ 6d¹⁰ 7s² 7p¹ | 114
Fl
5f¹⁴ 6d¹⁰ 7s² 7p² | 115
Mc
5f¹⁴ 6d¹⁰ 7s² 7p³ | 116
Lv
5f¹⁴ 6d¹⁰ 7s² 7p⁴ | 117
Ts
5f¹⁴ 6d¹⁰ 7s² 7p⁵ | 118
Og
5f¹⁴ 6d¹⁰ 7s² 7p⁶ | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| [Xe] | * Λανθανιδες | | | 58
Ce
4f¹ 5d¹ 6s² | 59
Pr
4f³ 6s² | 60
Nd
4f⁴ 6s² | 61
Pm
4f⁵ 6s² | 62
Sm
4f⁶ 6s² | 63
Eu
4f⁷ 6s² | 64
Gd
4f⁷ 5d¹ 6s² | 65
Tb
4f⁹ 6s² | 66
Dy
4f¹⁰ 6s² | 67
Ho
4f¹¹ 6s² | 68
Er
4f¹² 6s² | 69
Tm
4f¹³ 6s² | 70
Yb
4f¹⁴ 6s² | 71
Lu
4f¹⁴ 5d¹ 6s² | | | | | | |
| [Rn] | ** Ακτινιδες | | | 90
Th
6d² 7s² | 91
Pa
5f² 6d¹ 7s² | 92
U
5f³ 6d¹ 7s² | 93
Np
5f⁴ 6d¹ 7s² | 94
Pu
5f⁶ 7s² | 95
Am
5f⁷ 7s² | 96
Cm
5f⁷ 6d¹ 7s² | 97
Bk
5f⁹ 7s² | 98
Cf
5f¹⁰ 7s² | 99
Es
5f¹¹ 7s² | 100
Fm
5f¹² 7s² | 101
Md
5f¹³ 7s² | 102
No
5f¹⁴ 7s² | 103
Lr
5f¹⁴ 6d¹ 7s² | | | | | | |





Σύμβολα των στοιχείων κατά Lewis

- Τα ηλεκτρόνια τα οποία λαμβάνουν μέρος στο σχηματισμό χημικών δεσμών είναι τα ηλεκτρόνια σθένους, δηλαδή τα ηλεκτρόνια τα οποία βρίσκονται στην εξωτερική στιβάδα των ατόμων.
- Ο Αμερικανός χημικός Gilbert N. Lewis (1875-1946) πρότεινε το συμβολισμό των ηλεκτρονίων σθένους με κουκίδες.
- Το σύμβολο του στοιχείου αντιπροσωπεύει τον πυρήνα και τα εσωτερικά ηλεκτρόνια, ενώ οι κουκίδες γύρω από το σύμβολο αντιστοιχούν στα ηλεκτρόνια σθένους του ατόμου.



Περιοδικός πίνακας των στοιχείων



																		VIII _A 18							
I _A 1		II _A 2												III _A 13	IV _A 14	V _A 15	VI _A 16	VII _A 17							
1 H 1s ¹		2 He 1s ²																							
[He]		3 Li 2s ¹	4 Be 2s ²											5 B 2s ² 2p ¹	6 C 2s ² 2p ²	7 N 2s ² 2p ³	8 O 2s ² 2p ⁴	9 F 2s ² 2p ⁵	10 Ne 2s ² 2p ⁶						
[Ne]		11 Na 3s ¹	12 Mg 3s ²	VIII _B										13 Al 3s ² 3p ¹	14 Si 3s ² 3p ²	15 P 3s ² 3p ³	16 S 3s ² 3p ⁴	17 Cl 3s ² 3p ⁵	18 Ar 3s ² 3p ⁶						
[Ar]		19 K 4s ¹	20 Ca 4s ²	21 Sc 3d ¹ 4s ²	22 Ti 3d ² 4s ²	23 V 3d ³ 4s ²	24 Cr 3d ⁵ 4s ¹	25 Mn 3d ⁵ 4s ²	26 Fe 3d ⁶ 4s ²	27 Co 3d ⁷ 4s ²	28 Ni 3d ⁸ 4s ²	29 Cu 3d ¹⁰ 4s ¹	30 Zn 3d ¹⁰ 4s ²	31 Ga 3d ¹⁰ 4s ² 4p ¹	32 Ge 3d ¹⁰ 4s ² 4p ²	33 As 3d ¹⁰ 4s ² 4p ³	34 Se 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁴	35 Br 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵	36 Kr 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶						
[Kr]		37 Rb 5s ¹	38 Sr 5s ²	39 Y 4d ¹ 5s ²	40 Zr 4d ² 5s ²	41 Nb 4d ⁴ 5s ¹	42 Mo 4d ⁵ 5s ¹	43 Tc 4d ⁵ 5s ²	44 Ru 4d ⁷ 5s ¹	45 Rh 4d ⁸ 5s ¹	46 Pd 4d ¹⁰	47 Ag 4d ¹⁰ 5s ¹	48 Cd 4d ¹⁰ 5s ²	49 In 4d ¹⁰ 5s ² 5p ¹	50 Sn 4d ¹⁰ 5s ² 5p ²	51 Sb 4d ¹⁰ 5s ² 5p ³	52 Te 4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁴	53 I 4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁵	54 Xe 4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁶						
[Xe]		55 Cs 6s ¹	56 Ba 6s ²	57 La* 5d ¹ 6s ²	72 Hf 4f ¹⁴ 5d ² 6s ²	73 Ta 4f ¹⁴ 5d ³ 6s ²	74 W 4f ¹⁴ 5d ⁴ 6s ²	75 Re 4f ¹⁴ 5d ⁵ 6s ²	76 Os 4f ¹⁴ 5d ⁶ 6s ²	77 Ir 4f ¹⁴ 5d ⁷ 6s ²	78 Pt 4f ¹⁴ 5d ⁹ 6s ¹	79 Au 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ¹	80 Hg 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ²	81 Tl 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ¹	82 Pb 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ²	83 Bi 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ³	84 Po 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁴	85 At 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁵	86 Rn 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁶						
[Rn]		87 Fr 7s ¹	88 Ra 7s ²	89 Ac** 6d ¹ 7s ²	104 Rf 5f ¹⁴ 6d ² 7s ²	105 Db 5f ¹⁴ 6d ³ 7s ²	106 Sg 5f ¹⁴ 6d ⁴ 7s ²	107 Bh 5f ¹⁴ 6d ⁵ 7s ²	108 Hs 5f ¹⁴ 6d ⁶ 7s ²	109 Mt 5f ¹⁴ 6d ⁷ 7s ²	110 Ds 5f ¹⁴ 6d ⁹ 7s ¹	111 Rg 5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ¹	112 Cn 5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ²	113 Nh 5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ² 7p ¹	114 Fl 5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ² 7p ²	115 Mc 5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ² 7p ³	116 Lv 5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ² 7p ⁴	117 Ts 5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ² 7p ⁵	118 Og 5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ² 7p ⁶						
[Xe]		*Λανθανίδες										58 Ce 4f ¹ 5d ¹ 6s ²	59 Pr 4f ³ 6s ²	60 Nd 4f ⁴ 6s ²	61 Pm 4f ⁵ 6s ²	62 Sm 4f ⁶ 6s ²	63 Eu 4f ⁷ 6s ²	64 Gd 4f ⁷ 5d ¹ 6s ²	65 Tb 4f ⁹ 6s ²	66 Dy 4f ¹⁰ 6s ²	67 Ho 4f ¹¹ 6s ²	68 Er 4f ¹² 6s ²	69 Tm 4f ¹³ 6s ²	70 Yb 4f ¹⁴ 6s ²	71 Lu 4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ²
[Rn]		**Ακτινίδες										90 Th 6d ² 7s ²	91 Pa 5f ² 6d ¹ 7s ²	92 U 5f ³ 6d ¹ 7s ²	93 Np 5f ⁴ 6d ¹ 7s ²	94 Pu 5f ⁶ 7s ²	95 Am 5f ⁷ 7s ²	96 Cm 5f ⁷ 6d ¹ 7s ²	97 Bk 5f ⁹ 7s ²	98 Cf 5f ¹⁰ 7s ²	99 Es 5f ¹¹ 7s ²	100 Fm 5f ¹² 7s ²	101 Md 5f ¹³ 7s ²	102 No 5f ¹⁴ 7s ²	103 Lr 5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ²

Περιοδικός πίνακας των στοιχείων



I _A 1		II _A 2												III _A 13	IV _A 14	V _A 15	VI _A 16	VII _A 17	VIII _A 18
s τομέας ↓												p τομέας ↓						1s ² 2 He	
n=1	s ¹ 1 H	s ² 4 Be																	
n=2	3 Li	4 Be	III _B 3	IV _B 4		V _B 5	VI _B 6	VII _B 7	8	VIII _B 9	10	I _B 11	II _B 12	s ² p ¹ 5 B	s ² p ² 6 C	s ² p ³ 7 N	s ² p ⁴ 8 O	s ² p ⁵ 9 F	s ² p ⁶ 10 Ne
n=3	11 Na	12 Mg	d ¹ s ²											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
n=4	19 K	20 Ca	21 Sc	f τομέας ↓	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
n=5	37 Rb	38 Sr	39 Y		40 Zr	41 Nb 4d ⁴ 5s ¹	42 Mo	43 Tc	44 Ru d ⁷ s ¹	45 Rh d ⁸ s ¹	46 Pd d ¹⁰	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
n=6	55 Cs	56 Ba	57 La	58-71 Ce-Lu	72 Hf	73 Ta	74 W d ⁴ s ²	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt d ⁹ s ¹	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
n=7	87 Fr	88 Ra	89 Ac	90-103 Th- Lr	104 Rf	105 Db	106 Sg d ⁴ s ²	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds d ⁹ s ¹	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts	118 Og
n=6	Λανθανίδες			58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu		
n=7	Ακτινίδες			90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr		

Σύμβολα των στοιχείων κατά Lewis



Group	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
Element	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Electron Configuration	[He]2s ¹	[He]2s ²	[He]2s ² 2p ¹	[He]2s ² 2p ²	[He]2s ² 2p ³	[He]2s ² 2p ⁴	[He]2s ² 2p ⁵	[He]2s ² 2p ⁶
Lewis Symbol	Li·	·Be·	·B·	·C·	·N·	:O:	·F·	:Ne:
	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
	[Ne]3s ¹	[Ne]3s ²	[Ne]3s ² 3p ¹	[Ne]3s ² 3p ²	[Ne]3s ² 3p ³	[Ne]3s ² 3p ⁴	[Ne]3s ² 3p ⁵	[Ne]3s ² 3p ⁶
	Na·	·Mg·	·Al·	·Si·	·P·	:S:	·Cl·	:Ar:

	1A <i>ns</i> ¹	2A <i>ns</i> ²	3A <i>ns</i> ² <i>np</i> ¹	4A <i>ns</i> ² <i>np</i> ²	5A <i>ns</i> ² <i>np</i> ³	6A <i>ns</i> ² <i>np</i> ⁴	7A <i>ns</i> ² <i>np</i> ⁵	8A <i>ns</i> ² <i>np</i> ⁶
Second	Li·	·Be·	·B·	·C·	:N·	:O·	:F·	:Ne:
Third	Na·	·Mg·	·Al·	·Si·	:P·	:S·	:Cl·	:Ar:



Σύμβολα των στοιχείων κατά Lewis

- Το σύμβολο κατά Lewis δίνει πληροφορίες σχετικά με τον τρόπο σύνδεσης ενός στοιχείου προς σχηματισμό χημικών δεσμών:
- Για ένα μέταλλο, ο συνολικός αριθμός των κουκίδων ισούται με τον αριθμό των ηλεκτρονίων που αποβάλλει το άτομο προς σχηματισμό του αντίστοιχου κατιόντος.
- Για ένα αμέταλλο, ο αριθμός των μη συζευγμένων κουκίδων ισούται:
 - ✓ ή με τον αριθμό των ηλεκτρονίων που προσλαμβάνει το άτομο προς σχηματισμό ανιόντος
 - ✓ ή με τον αριθμό των ηλεκτρονίων που μοιράζεται αμοιβαία προς σχηματισμό ομοιοπολικού δεσμού.



Κανόνας της οκτάδας (Octet rule)

- Κατά το σχηματισμό χημικών δεσμών τα άτομα προσλαμβάνουν, αποβάλλουν ή μοιράζονται ηλεκτρόνια ώστε να αποκτήσουν την ηλεκτρονιακή διαμόρφωση του πλησιέστερου στον περιοδικό πίνακα ευγενούς αερίου.
- Τα ευγενή αέρια χαρακτηρίζονται από πολύ σταθερές ηλεκτρονικές διαμορφώσεις με συμπληρωμένα s και p τροχιακά.
- Τα ευγενή αέρια είναι:
 - ✓ είναι χημικά αδρανή
 - ✓ έχουν υψηλές ενέργειες ιοντισμού
 - ✓ έχουν μικρές τιμές ηλεκτρονικής συγγένειας



Κανόνας της οκτάδας

- Όλα τα ευγενή αέρια, εκτός από το He, έχουν 8 ηλεκτρόνια στην εξωτερική τους στιβάδα.
- **Κανόνας της οκτάδας:** τα άτομα κατά το σχηματισμό χημικών δεσμών τείνουν να προσλάβουν, να αποβάλλουν ή να μοιραστούν ηλεκτρόνια ώστε να αποκτήσουν **8 ηλεκτρόνια στην εξωτερική τους στιβάδα**.
- Κατά το σχηματισμό χημικών δεσμών, τα άτομα τείνουν να αποκτήσουν ηλεκτρονιακή διαμόρφωση με συμπληρωμένα s και p τροχιακά: **$ns^2 np^6$** .
- Υπάρχουν εξαιρέσεις στον κανόνα της οκτάδας.

Θερμοχημεία



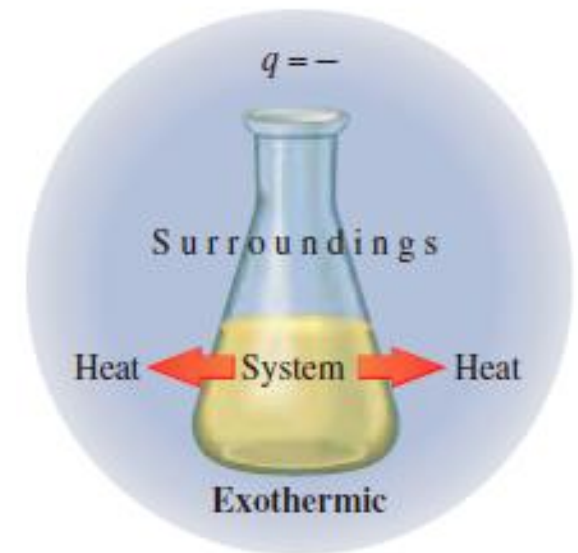
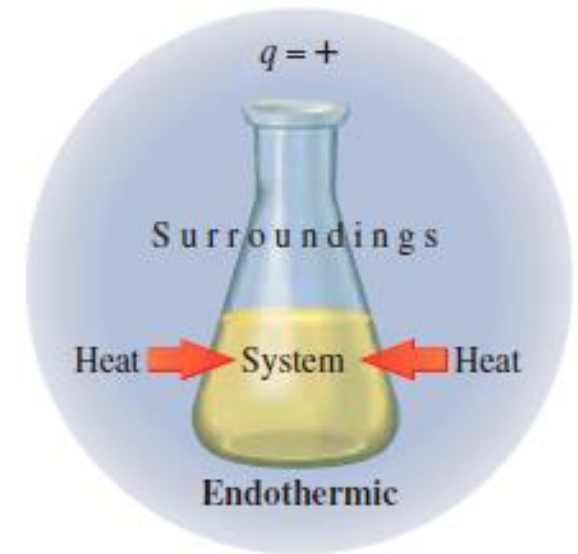
- Κατά την πραγματοποίηση σχεδόν όλων των φυσικοχημικών μεταβολών (π.χ. χημικών αντιδράσεων και φυσικών μεταβολών όπως η τήξη, ο βρασμός, η διαλυτοποίηση) λαμβάνει χώρα είτε **έλκυση** είτε **απορρόφηση ενέργειας** με τη μορφή **θερμότητας**.
- Θερμότητα είναι η ενέργεια που εισρέει σε ένα σύστημα ή εκρέει από ένα σύστημα, λόγω διαφοράς θερμοκρασίας ανάμεσα στο σύστημα και το περιβάλλον του (μετριέται σε μονάδες ενέργειας: J ή cal, ισχύει ότι $1 \text{ cal} = 4,184 \text{ J}$).
- Θερμότητα μίας φυσικοχημικής μεταβολής είναι το ποσό της θερμότητας q που εκλύεται ή απορροφάται κατά την πραγματοποίηση της μεταβολής κάτω από ορισμένες συνθήκες.





Θερμοχημεία

- **Ενδόθερμη (endothermic) διεργασία** είναι μία φυσικοχημική μεταβολή (π.χ. μία χημική αντίδραση, ή μία φυσική μεταβολή όπως ο βρασμός) κατά την οποία **απορροφάται θερμότητα** (το q είναι **θετικό**).
- **Εξώθερμη (exothermic) διεργασία** είναι μία φυσικοχημική μεταβολή (π.χ. μία χημική αντίδραση, ή μία φυσική μεταβολή όπως η πήξη) κατά την οποία **εκλύεται θερμότητα** (το q είναι **αρνητικό**).





Ενθαλπία

- Η **ενθαλπία (enthalpy, H)** ισούται με τη θερμότητα που εκλύεται ή απορροφάται κατά την πραγματοποίηση μιας φυσικοχημικής μεταβολής **υπό σταθερή εξωτερική πίεση**.

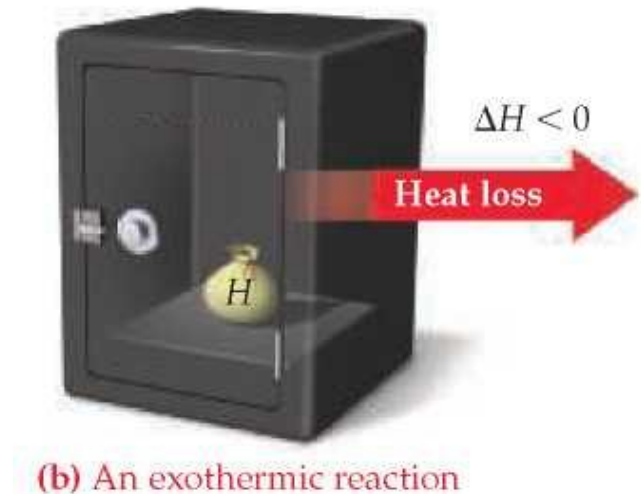
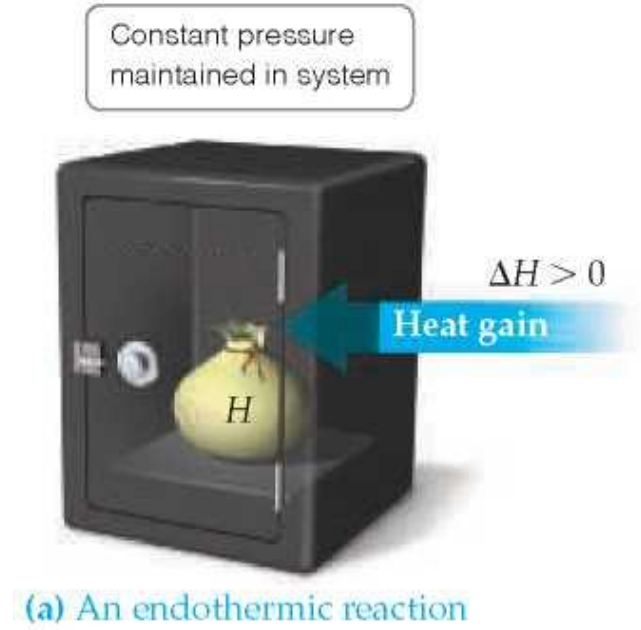
$\Delta H = q$ υπό σταθερή πίεση και δεδομένη θερμοκρασία

- Η ενθαλπία μίας φυσικοχημικής διεργασίας ισούται με τη **μεταβολή της ενθαλπίας, ΔH** , σε δεδομένη θερμοκρασία και σταθερή πίεση.



Ενθαλπία

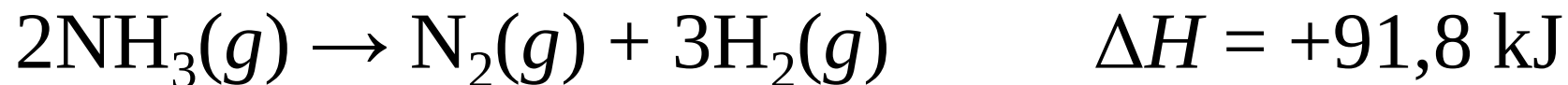
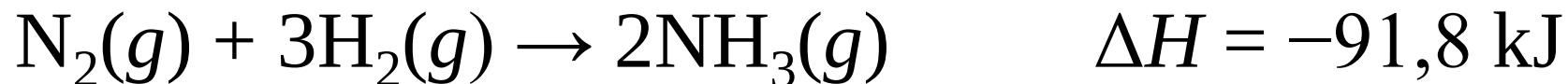
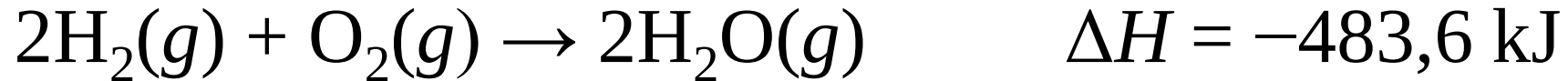
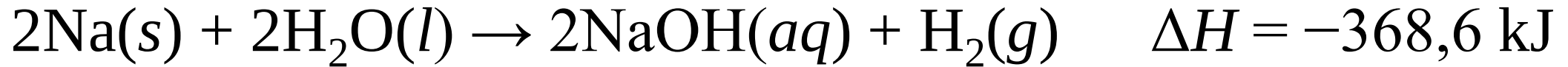
- Στις ενδόθερμες διεργασίες, η μεταβολή της ενθαλπίας είναι θετική, $\Delta H > 0$.
- Στις εξώθερμες διεργασίες, η μεταβολή της ενθαλπίας είναι αρνητική, $\Delta H < 0$.





Θερμοχημικές εξισώσεις

- Θερμοχημική εξίσωση είναι η χημική εξίσωση μίας αντίδρασης, ακολουθούμενη από την ενθαλπία της αντίδρασης:



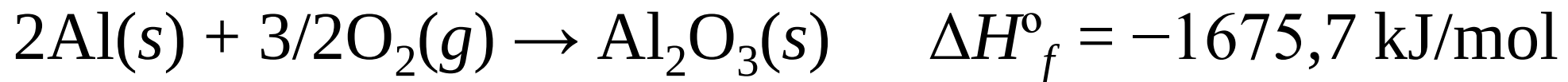
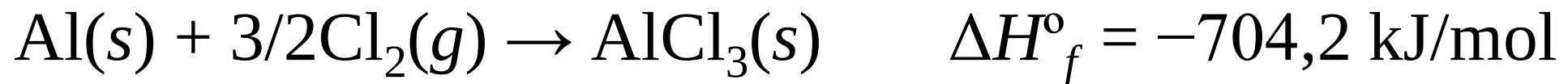
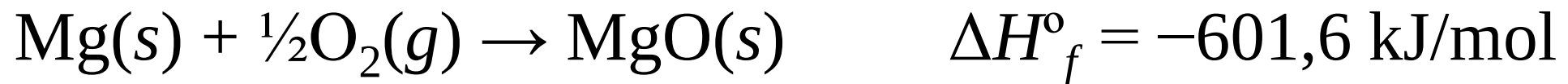
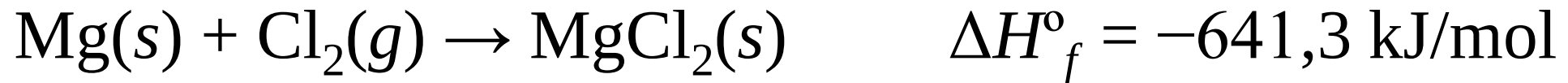
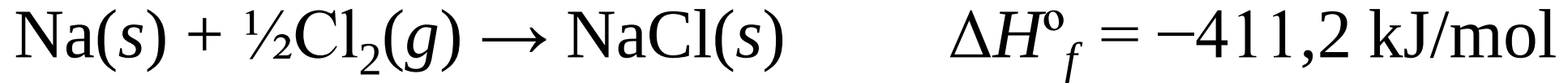
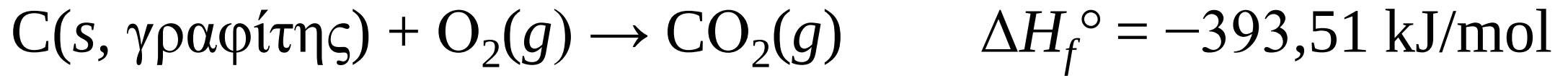
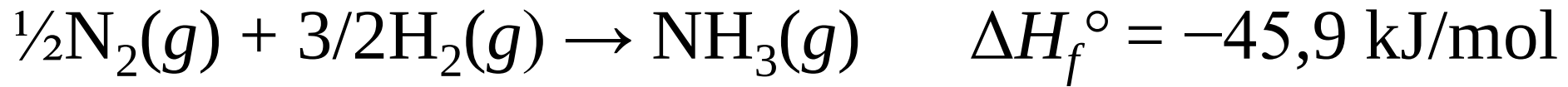


Πρότυπη ενθαλπία

- Ο όρος **πρότυπη κατάσταση (standard state)** αναφέρεται στις πρότυπες θερμοδυναμικές συνθήκες που έχουν επιλεγεί για την καταγραφή ή τη σύγκριση θερμοδυναμικών δεδομένων: **πίεση 1 atm και καθορισμένη θερμοκρασία (συνήθως 25 °C)**.
- **Πρότυπη ενθαλπία αντίδρασης, ΔH°** , είναι η μεταβολή ενθαλπίας για μία αντίδραση όπου τα αντιδρώντα και τα προϊόντα βρίσκονται σε πρότυπες συνθήκες.
- **Πρότυπη ενθαλπία σχηματισμού** μίας ουσίας, ΔH_f° , είναι η μεταβολή της ενθαλπίας για το σχηματισμό 1 mole της ουσίας από τα στοιχεία από τα οποία αποτελείται σε πρότυπη κατάσταση.



Πρότυπη ενθαλπία σχηματισμού



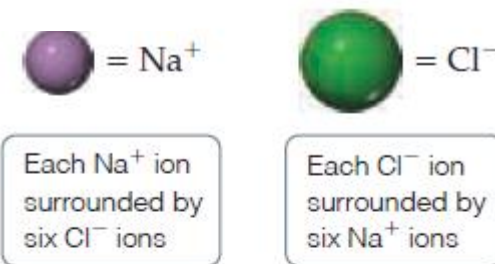
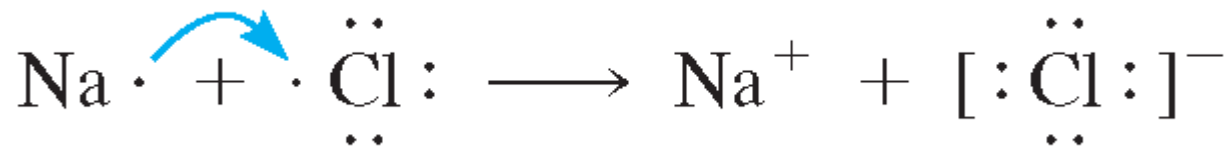


Ιοντικός ή ετεροπολικός δεσμός

- **Ιοντικός ή ετεροπολικός δεσμός (ionic bond)** είναι η ελκτική ηλεκτροστατική δύναμη Coulomb η οποία αναπτύσσεται μεταξύ ιόντων αντίθετου φορτίου, δηλαδή μεταξύ κατιόντων και ανιόντων.
- **Αναπτύσσεται μεταξύ μετάλλων και αμετάλλων στοιχείων.**
- Τα μέταλλα αποβάλλουν ηλεκτρόνια και μετατρέπονται σε κατιόντα, αποκτώντας την ηλεκτρονιακή διαμόρφωση του ευγενούς αερίου που προηγείται στον περιοδικό πίνακα.
- Τα αμέταλλα προσλαμβάνουν ηλεκτρόνια και μετατρέπονται σε ανιόντα, αποκτώντας την ηλεκτρονιακή διαμόρφωση του ευγενούς αερίου που έπεται στον περιοδικό πίνακα.

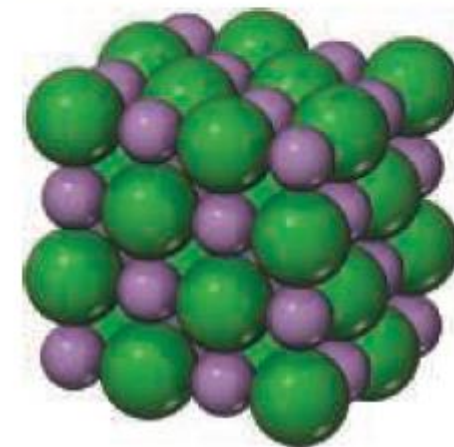
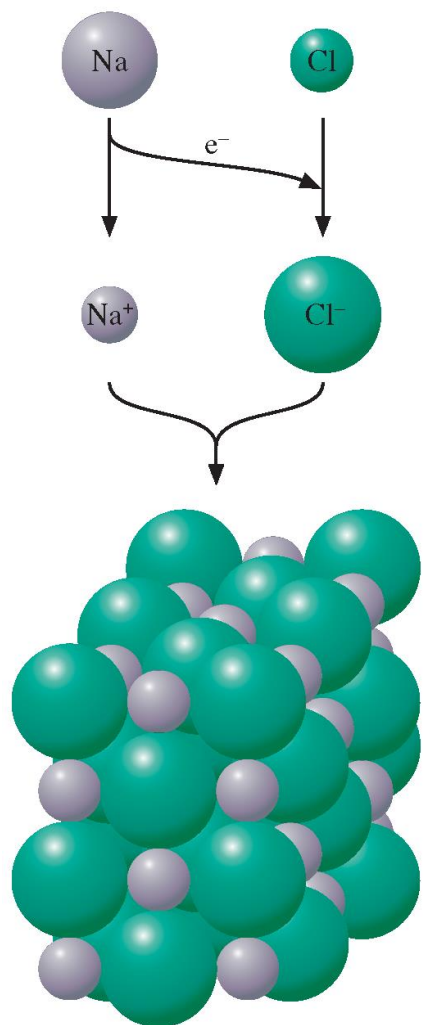
41

Ιοντικός ή ετεροπολικός δεσμός

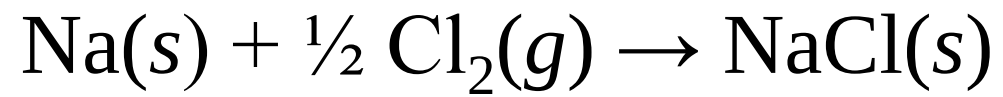


➤ Οι ενώσεις οι οποίες προκύπτουν ονομάζονται ιοντικές ή ετεροπολικές ενώσεις.

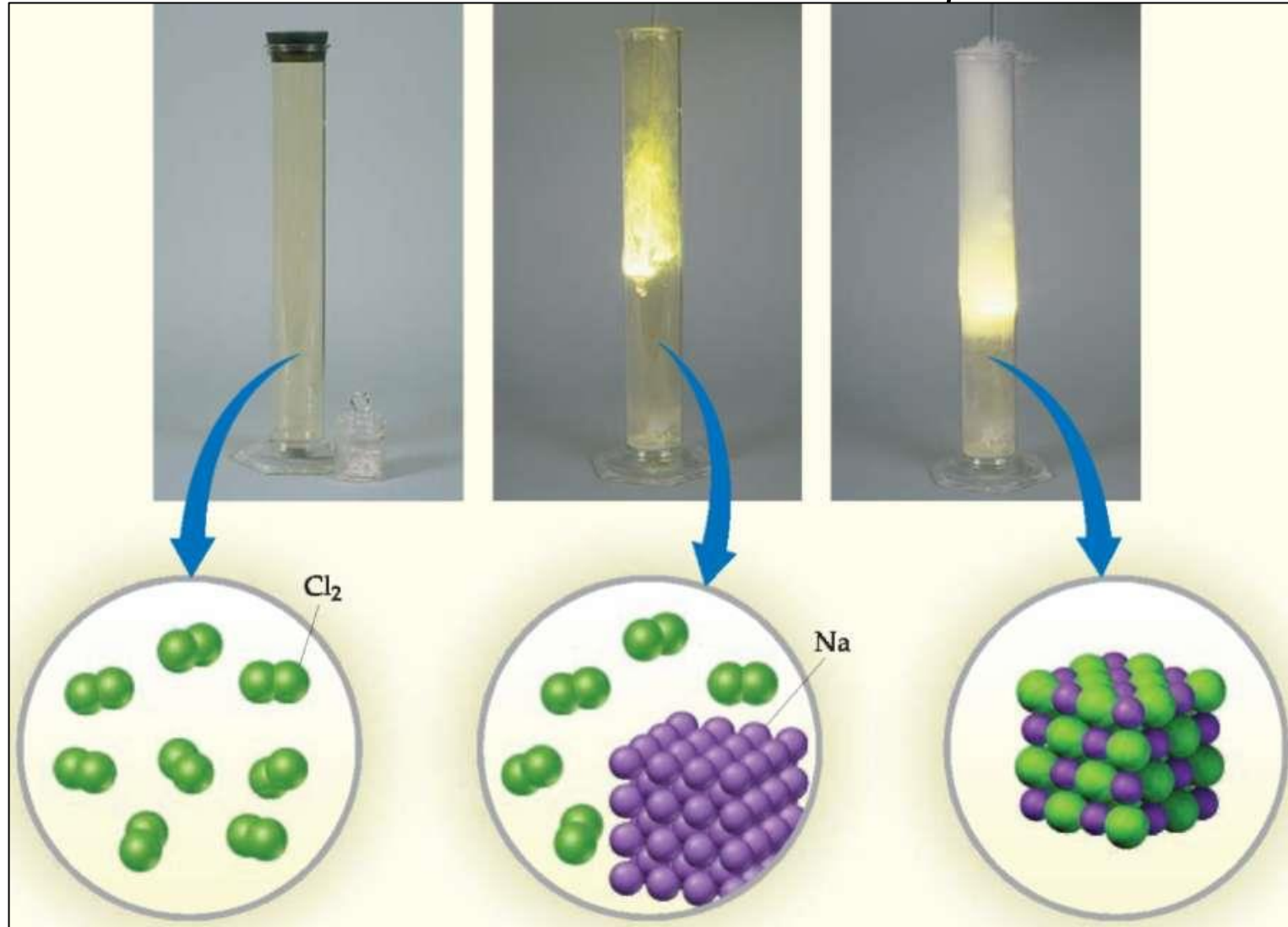
➤ Τα ιόντα διευθετούνται σε μια κανονική τρισδιάστατη δομή στο χώρο η οποία ονομάζεται **κρυσταλλικό πλέγμα (crystal lattice)**.



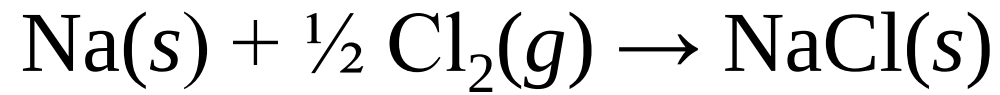
Χλωριούχο νάτριο, NaCl



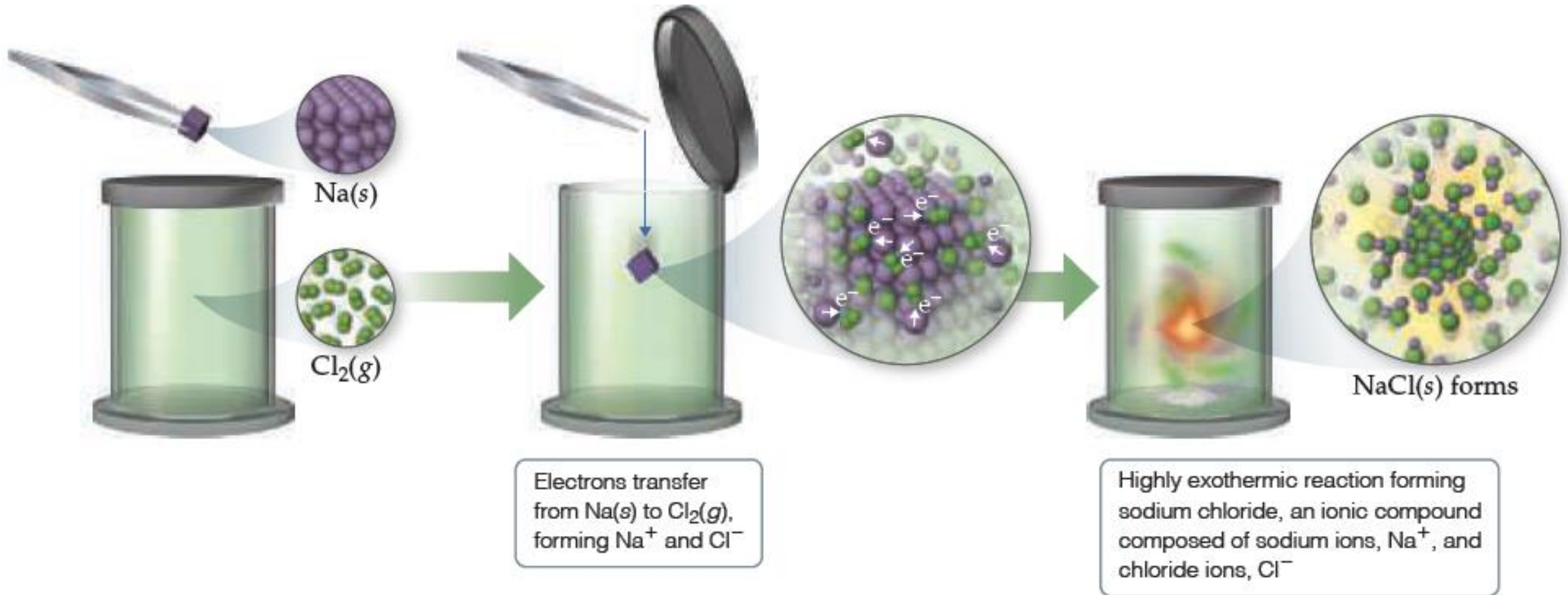
$$\Delta H_f^\circ = -411,2 \text{ kJ/mol}$$



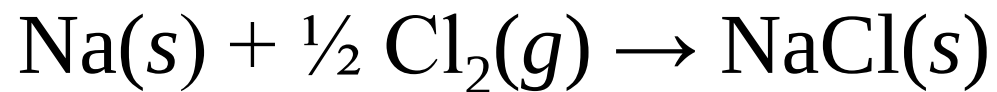
Χλωριούχο νάτριο, NaCl



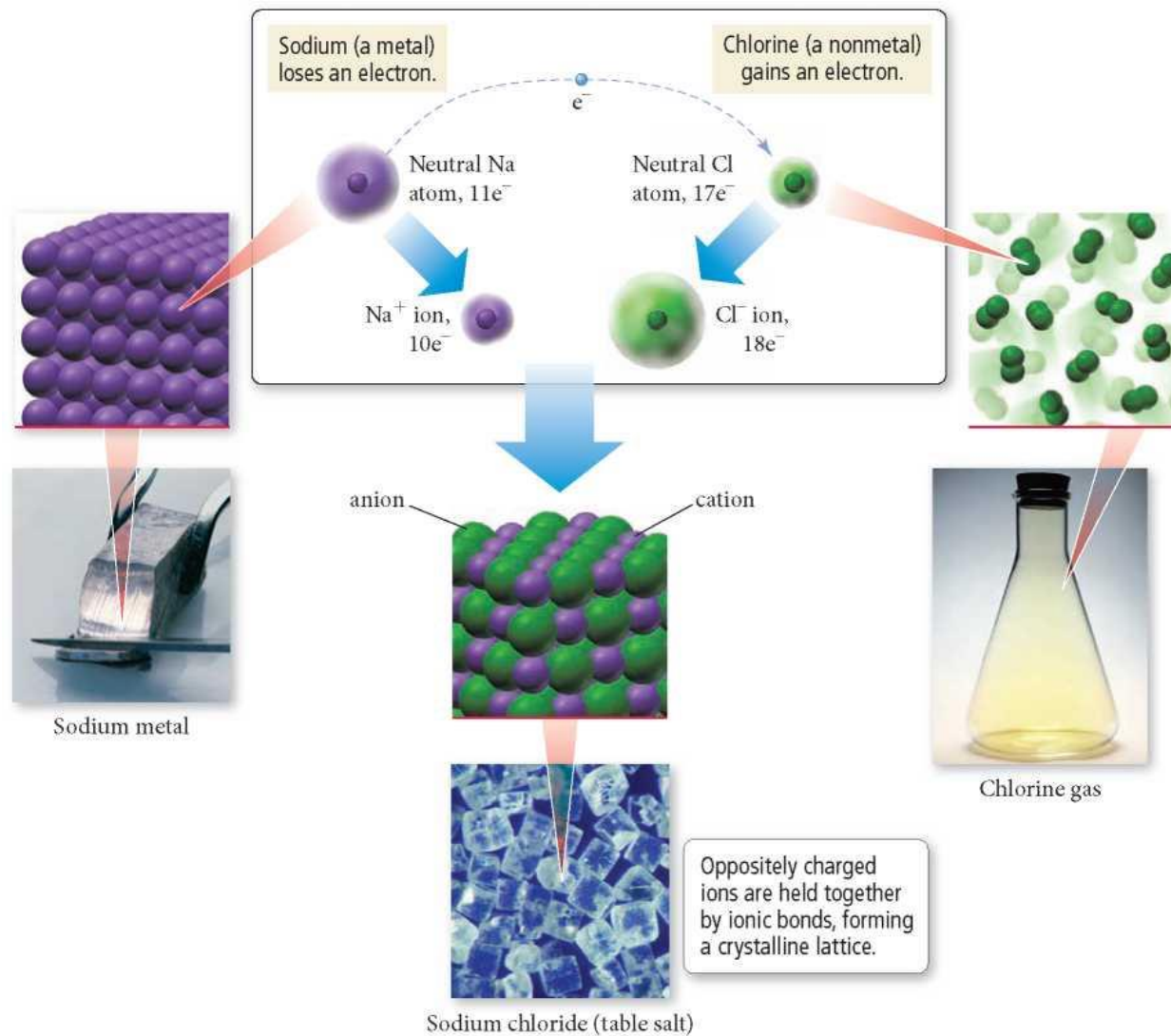
$$\Delta H_f^\circ = -411,2 \text{ kJ/mol}$$



Χλωριούχο νάτριο, NaCl



$$\Delta H_f^\circ = -411,2 \text{ kJ/mol}$$



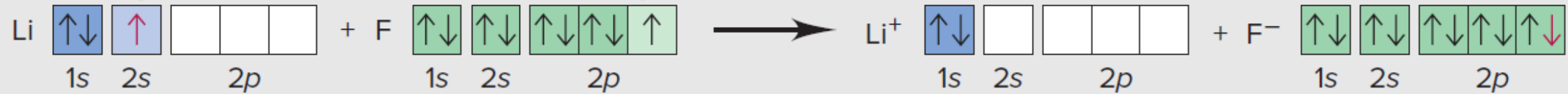
Φθοριούχο λίθιο, LiF.



Electron configurations



Orbital diagrams



Lewis electron-dot symbols





Ενεργειακές μεταβολές

- Ο κύριος λόγος για τον οποίο οι ιοντικές ενώσεις είναι σταθερές είναι η έλξη μεταξύ των αντίθετα φορτισμένων ιόντων.
- Η ελκτική δύναμη η οποία αναπτύσσεται συγκρατεί ενωμένα τα ιόντα μεταξύ τους στο κρυσταλλικό πλέγμα της ένωσης.
- Ένα μέτρο της σταθερότητας των ιοντικών ενώσεων είναι η **ενέργεια του κρυσταλλικού πλέγματος (lattice energy)**, η οποία είναι η ενέργεια που απαιτείται για τον πλήρη διαχωρισμό ενός mole μίας στερεής ιοντικής ένωσης στα ιόντα της στην αέρια φάση:



Ενέργεια κρυσταλλικού πλέγματος



TABLE 8.1 Lattice Energies for Some Ionic Compounds

Compound	Lattice Energy (kJ/mol)	Compound	Lattice Energy (kJ/mol)
LiF	1030	MgCl ₂	2526
LiCl	834	SrCl ₂	2127
LiI	730		
NaF	910	MgO	3795
NaCl	788	CaO	3414
NaBr	732	SrO	3217
NaI	682		
KF	808	ScN	7547
KCl	701		
KBr	671		
CsCl	657		
CsI	600		



Ενέργεια κρυσταλλικού πλέγματος

- Η ενέργεια του κρυσταλλικού πλέγματος ενός ιοντικού στερεού εξαρτάται από τα φορτία των ιόντων, τα μεγέθη των ιόντων και τη διάταξή τους στο χώρο στον κρύσταλλο της ένωσης.
- Δύναμη Coulomb:
$$F = k \frac{q_1 q_2}{r^2} = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{q_1 q_2}{r^2}$$
- Η ελκτική αλληλεπίδραση μεταξύ δύο αντίθετα φορτισμένων ιόντων αυξάνεται κατά την:
 - i. αύξηση του φορτίου τους
 - ii. μείωση της μεταξύ τους απόστασης



Ενέργεια κρυσταλλικού πλέγματος

- Για μία δεδομένη διάταξη ιόντων, η ενέργεια του κρυσταλλικού πλέγματος αυξάνεται καθώς:
 - i. αυξάνονται τα φορτία των ιόντων και
 - ii. μειώνονται οι ακτίνες των ιόντων.
- Η ενέργεια του κρυσταλλικού πλέγματος εξαρτάται περισσότερο από το φορτίο των ιόντων σε σύγκριση με την ακτίνα των ιόντων.
- Οι ιοντικές ακτίνες μεταβάλλονται σε ένα σχετικά περιορισμένο εύρος τιμών σε σύγκριση με τα φορτία.



Ακτίνες των ιόντων και ενέργεια κρυσταλλικού πλέγματος

Group 1A	Group 2A	Group 3A	Group 6A	Group 7A
Li⁺ 0.90  Li 1.28 	Be²⁺ 0.59  Be 0.96 	B³⁺ 0.41  B 0.84 	O²⁻ 1.26  O 0.66 	F⁻ 1.19  F 0.57 
Na⁺ 1.16  Na 1.66 	Mg²⁺ 0.86  Mg 1.41 	Al³⁺ 0.68  Al 1.21 	S²⁻ 1.70  S 1.05 	Cl⁻ 1.67  Cl 1.02 
K⁺ 1.52  K 2.03 	Ca²⁺ 1.14  Ca 1.76 	Ga³⁺ 0.76  Ga 1.22 	Se²⁻ 1.84  Se 1.20 	Br⁻ 1.82  Br 1.20 
Rb⁺ 1.66  Rb 2.20 	Sr²⁺ 1.32  Sr 1.95 	In³⁺ 0.94  In 1.42 	Te²⁻ 2.07  Te 1.38 	I⁻ 2.06  I 1.39 

 = cation  = anion  = neutral atom

Compound	Lattice Energy (kJ/mol)
LiF	1030
LiCl	834
LiI	730
NaF	910
NaCl	788
NaBr	732
NaI	682
KF	808
KCl	701
KBr	671
CsCl	657
CsI	600



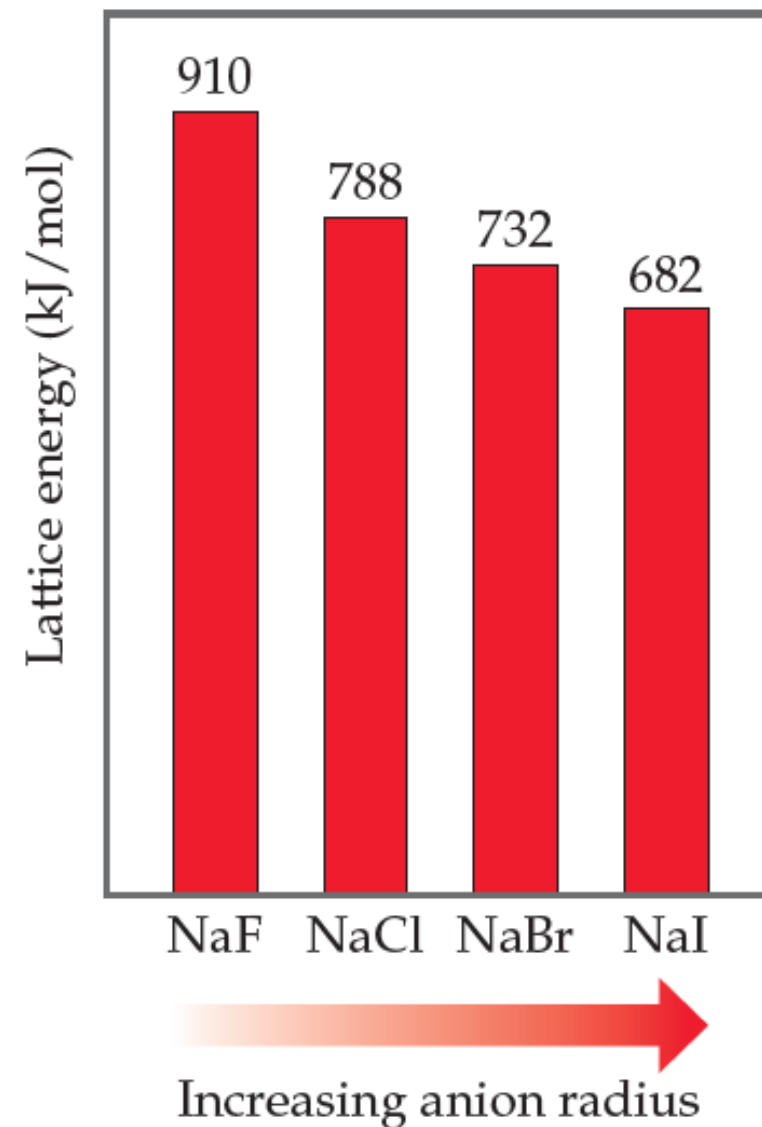
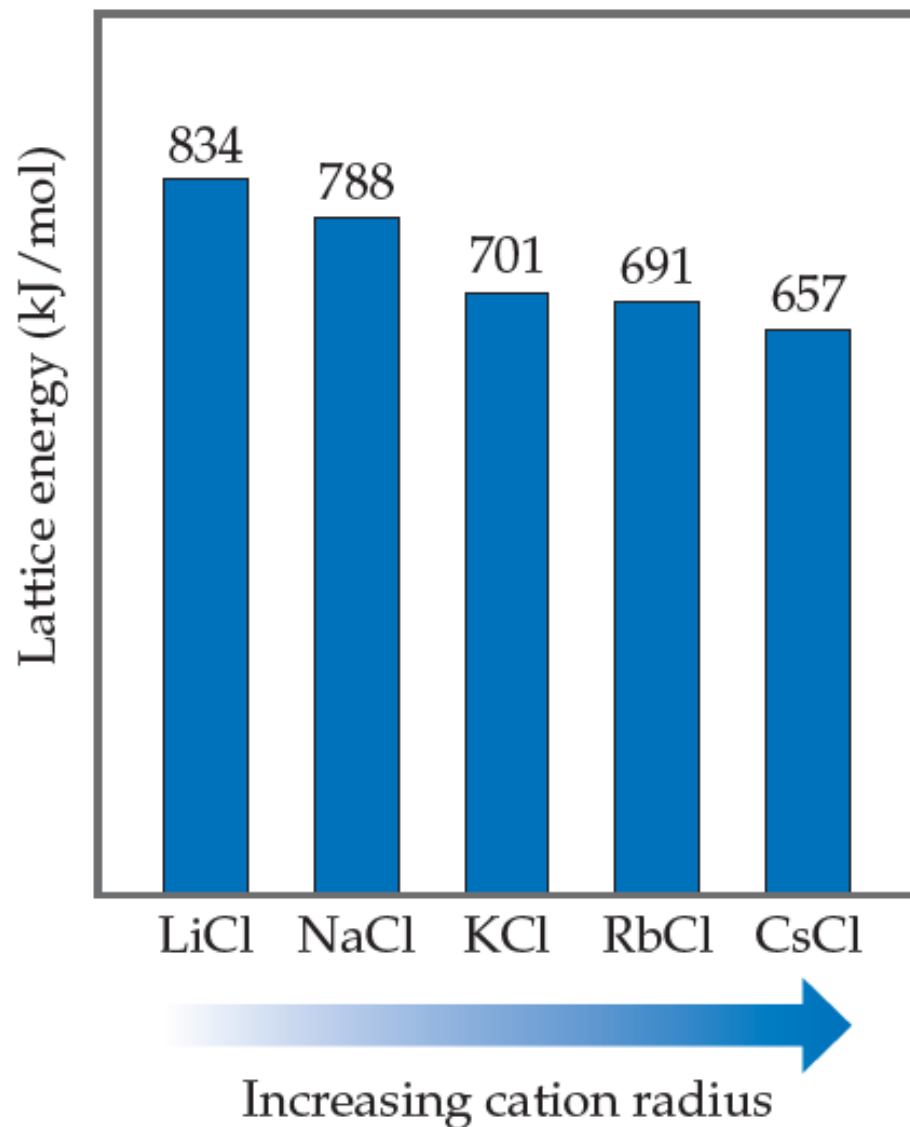
Ακτίνες των ιόντων και ενέργεια κρυσταλλικού πλέγματος

Group 1A	Group 2A	Group 3A	Group 6A	Group 7A
Li⁺ 0.90  Li 1.28 	Be²⁺ 0.59  Be 0.96 	B³⁺ 0.41  B 0.84 	O²⁻ 1.26  O 0.66 	F⁻ 1.19  F 0.57 
Na⁺ 1.16  Na 1.66 	Mg²⁺ 0.86  Mg 1.41 	Al³⁺ 0.68  Al 1.21 	S²⁻ 1.70  S 1.05 	Cl⁻ 1.67  Cl 1.02 
K⁺ 1.52  K 2.03 	Ca²⁺ 1.14  Ca 1.76 	Ga³⁺ 0.76  Ga 1.22 	Se²⁻ 1.84  Se 1.20 	Br⁻ 1.82  Br 1.20 
Rb⁺ 1.66  Rb 2.20 	Sr²⁺ 1.32  Sr 1.95 	In³⁺ 0.94  In 1.42 	Te²⁻ 2.07  Te 1.38 	I⁻ 2.06  I 1.39 

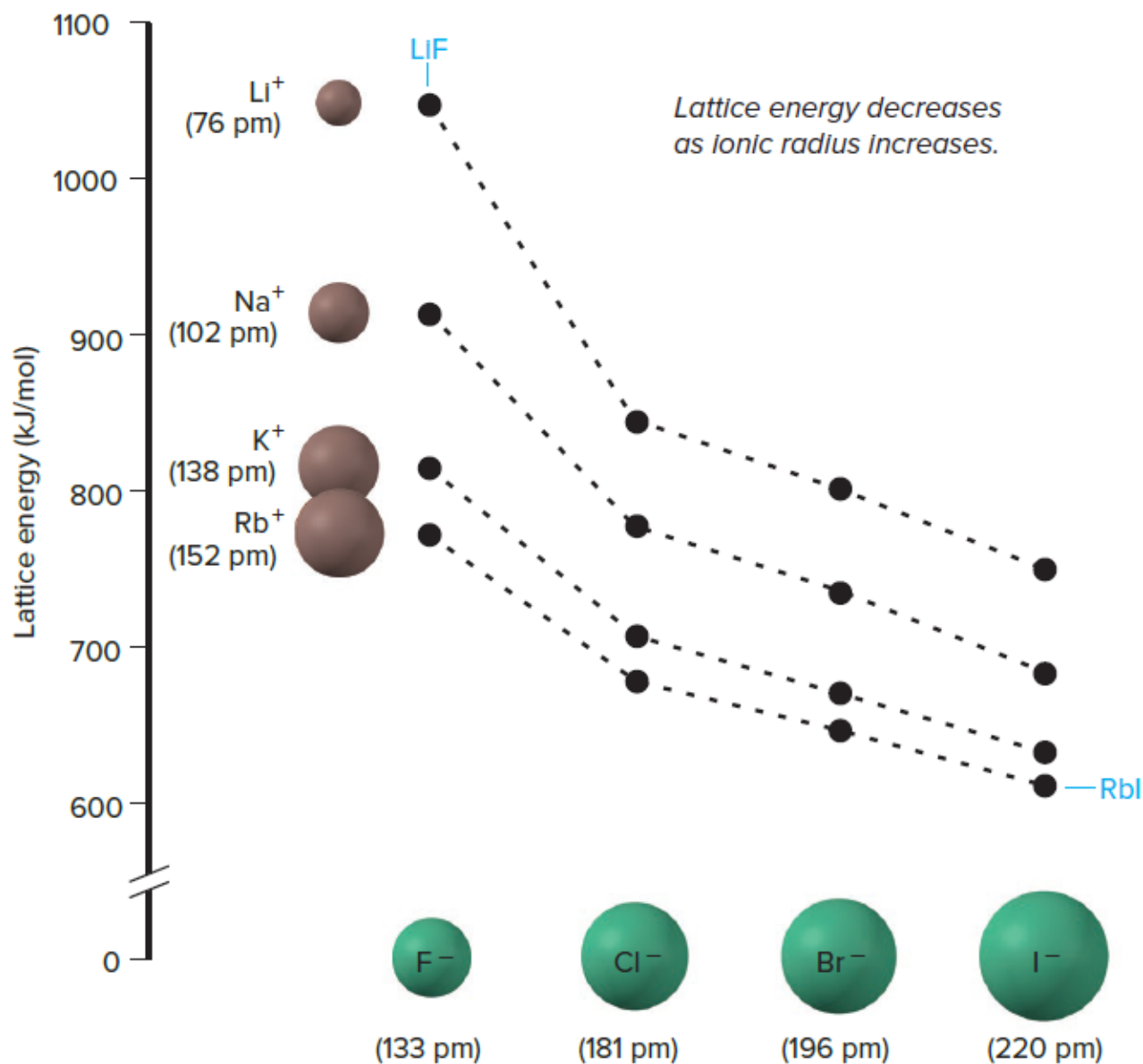
 = cation  = anion  = neutral atom

Compound	Lattice Energy (kJ/mol)
MgCl ₂	2526
SrCl ₂	2127
MgO	3795
CaO	3414
SrO	3217
ScN	7547

Ακτίνες των ιόντων και ενέργεια κρυσταλλικού πλέγματος



Ακτίνες των ιόντων και ενέργεια κρυσταλλικού πλέγματος





Ιοντικές ενώσεις

- Στις ιοντικές ενώσεις δεν υπάρχει η έννοια του μορίου.
- Στη στερεή κατάσταση, οι ιοντικές ενώσεις αποτελούνται από μία τρισδιάστατη διάταξη ιόντων (κρυσταλλικό πλέγμα) και δεν υπάρχουν ξεχωριστά μόρια.
- Ο συμβολισμός των ιοντικών ενώσεων (π.χ. NaCl , CaCl_2) δείχνει την αναλογία των ιόντων στο κρυσταλλικό πλέγμα της ένωσης.
- Ο συμβολισμός αυτός ονομάζεται **τυπική μονάδα (formula unit)**.



Ιοντικός ή ετεροπολικός δεσμός

- Τα στοιχεία των ομάδων I_A , II_A και III_A αποβάλλουν 1, 2 και 3 ηλεκτρόνια αντίστοιχα, αποκτώντας έτσι φορτίο $1+$, $2+$ και $3+$ αντίστοιχα.
- Τα στοιχεία των ομάδων V_A , VI_A και VII_A προσλαμβάνουν 3, 2 και 1 ηλεκτρόνια αντίστοιχα, αποκτώντας έτσι φορτίο $3-$, $2-$ και $1-$ αντίστοιχα.



Ιοντικός ή ετεροπολικός δεσμός

- Τα ελαφριά στοιχεία της ομάδας IV_A (C, Si, Ge) σπάνια σχηματίζουν ιοντικές ενώσεις.
- Τα βαρύτερα στοιχεία της ομάδας IV_A (Sn, Pb) σχηματίζουν ιοντικές ενώσεις με φορτία $2+$ και $4+$.
- Τα βαρύτερα στοιχεία της ομάδας V_A (Sb και Bi) σχηματίζουν ιοντικές ενώσεις με φορτία $3+$ και $5+$.
- Τα μεταβατικά στοιχεία σχηματίζουν συνήθως περισσότερα από ένα ιόντα.

Ιόντα μετάλλων και αμετάλλων



1A												3A	4A	5A	6A	7A	8A
H ⁺														N ³⁻	O ²⁻	H ⁻	N O B L E G A S E S
Li ⁺														P ³⁻	S ²⁻	F ⁻	
Na ⁺	Mg ²⁺	Transition metals											Al ³⁺		Se ²⁻	Cl ⁻	
K ⁺	Ca ²⁺	Sc ³⁺	Ti ⁴⁺	V ⁵⁺ V ⁴⁺	Cr ³⁺	Mn ²⁺ Mn ⁴⁺	Fe ²⁺ Fe ³⁺	Co ²⁺ Co ³⁺	Ni ²⁺	Cu ⁺ Cu ²⁺	Zn ²⁺				Te ²⁻	Br ⁻	
Rb ⁺	Sr ²⁺	Y ³⁺	Zr ⁴⁺						Pd ²⁺	Ag ⁺	Cd ²⁺		Sn ²⁺ Sn ⁴⁺	Sb ³⁺ Sb ⁵⁺		I ⁻	
Cs ⁺	Ba ²⁺	Lu ³⁺	Hf ⁴⁺						Pt ²⁺	Au ⁺ Au ³⁺	Hg ₂ ²⁺ Hg ²⁺		Pb ²⁺ Pb ⁴⁺	Bi ³⁺ Bi ⁵⁺			

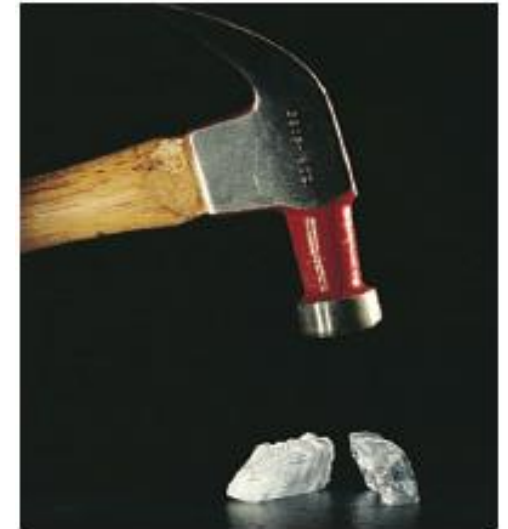


Ιδιότητες των ιοντικών ενώσεων

- Ο ιοντικός δεσμός εξηγεί τις χαρακτηριστικές φυσικές και χημικές ιδιότητες των ιοντικών ενώσεων.

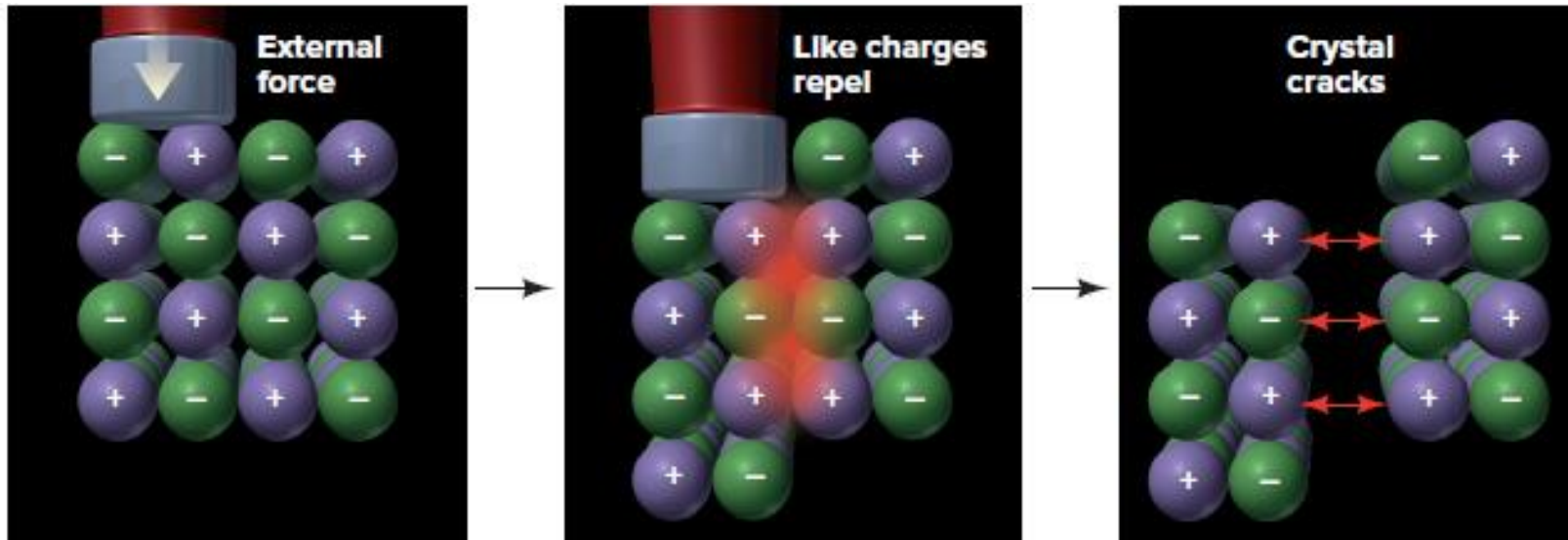
1. Φυσικές ιδιότητες. Οι ιοντικές ενώσεις είναι κατά κανόνα:

- ✓ σκληρές
 - ✓ άκαμπτες (δεν λυγίζουν κατά την άσκηση εξωτερικών δυνάμεων)
 - ✓ εύθρυπτες (θρυμματίζονται χωρίς να υποστούν παραμόρφωση).
- Οι ιδιότητες αυτές προκύπτουν από τις ισχυρές ελκυστικές δυνάμεις που συγκρατούν τα ιόντα σε συγκεκριμένες θέσεις στο κρυσταλλικό πλέγμα.



Ιδιότητες των ιοντικών ενώσεων

- Για να υποστούν παραμόρφωση θα πρέπει να υπερνικηθούν οι ισχυρές ελκτικές δυνάμεις.
- Κατά συνέπεια, οι ιοντικές ενώσεις είναι σκληρές και άκαμπτες.
- Ωστόσο, εάν ασκηθεί αρκετή δύναμη, ιόντα παρόμοιου φορτίου έρχονται το ένα δίπλα στο άλλο, και οι μεταξύ τους απωστικές δυνάμεις προκαλούν θραύση του δείγματος.



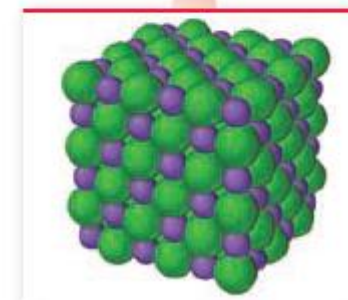
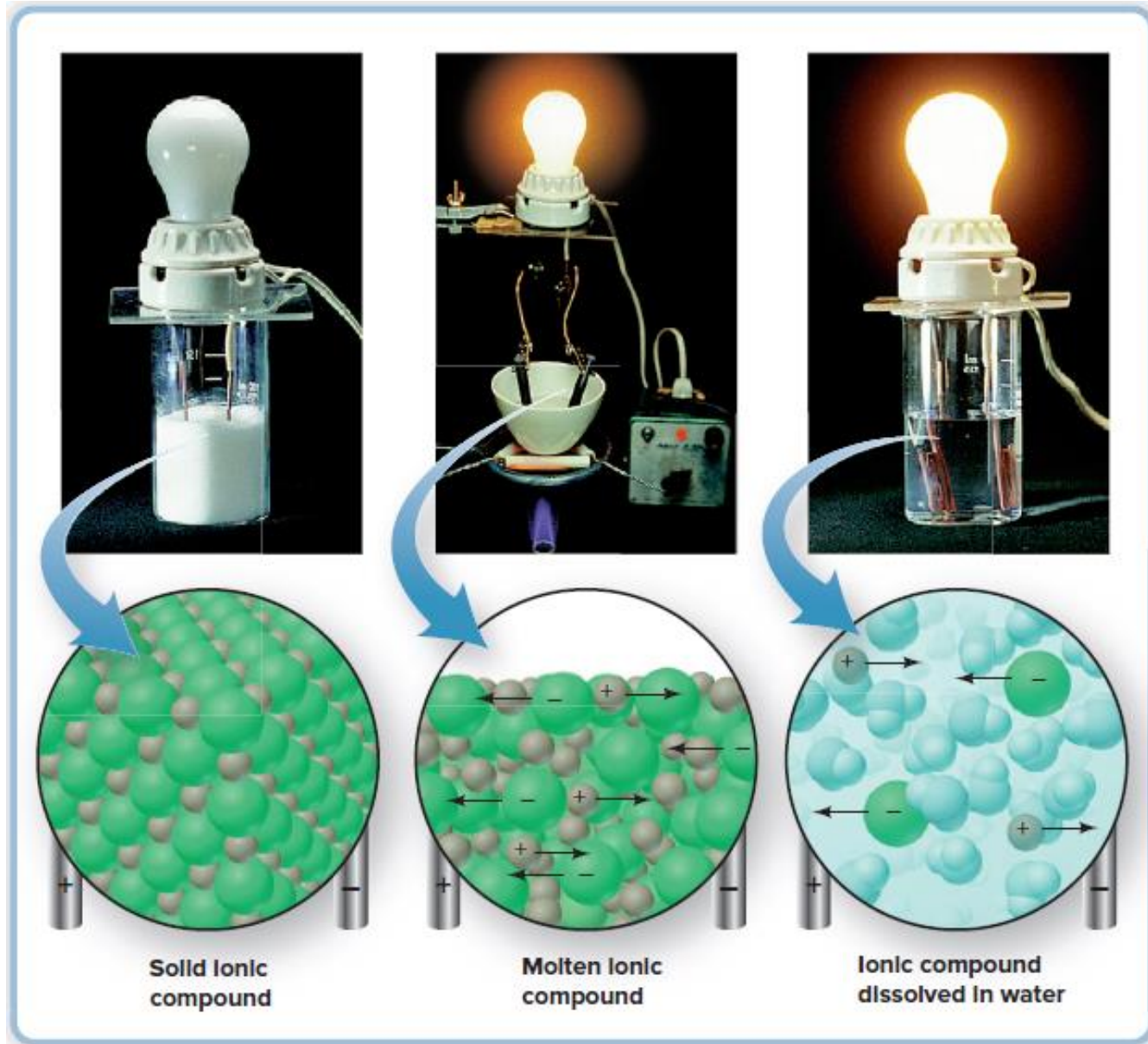


Ιδιότητες των ιοντικών ενώσεων

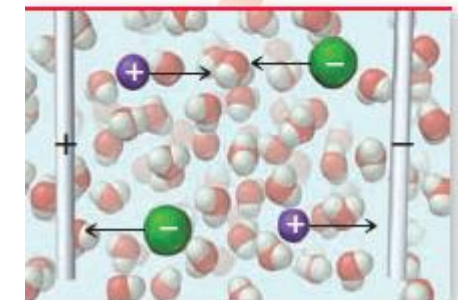
2. Ηλεκτρική αγωγιμότητα.

- Οι ιοντικές ενώσεις συνήθως δεν άγουν το ηλεκτρικό ρεύμα όταν βρίσκονται στη στερεά κατάσταση.
- Ωστόσο, μετατρέπονται σε καλούς αγωγούς του ηλεκτρισμού κατά την τήξη τους ή τη διαλυτοποίησή τους.
- Στη στερεή φάση, τα ιόντα βρίσκονται ακινητοποιημένα στο κρυσταλλικό πλέγμα της ένωσης.
- Κατά την τήξη ή τη διαλυτοποίησή τους, τα ιόντα μπορούν να κινηθούν ελεύθερα και ως εκ τούτου άγουν το ηλεκτρικό ρεύμα (ηλεκτρολύτες).

Ηλεκτρική αγωγιμότητα των ιοντικών ενώσεων



NaCl(s)



NaCl(aq)



Ιδιότητες των ιοντικών ενώσεων

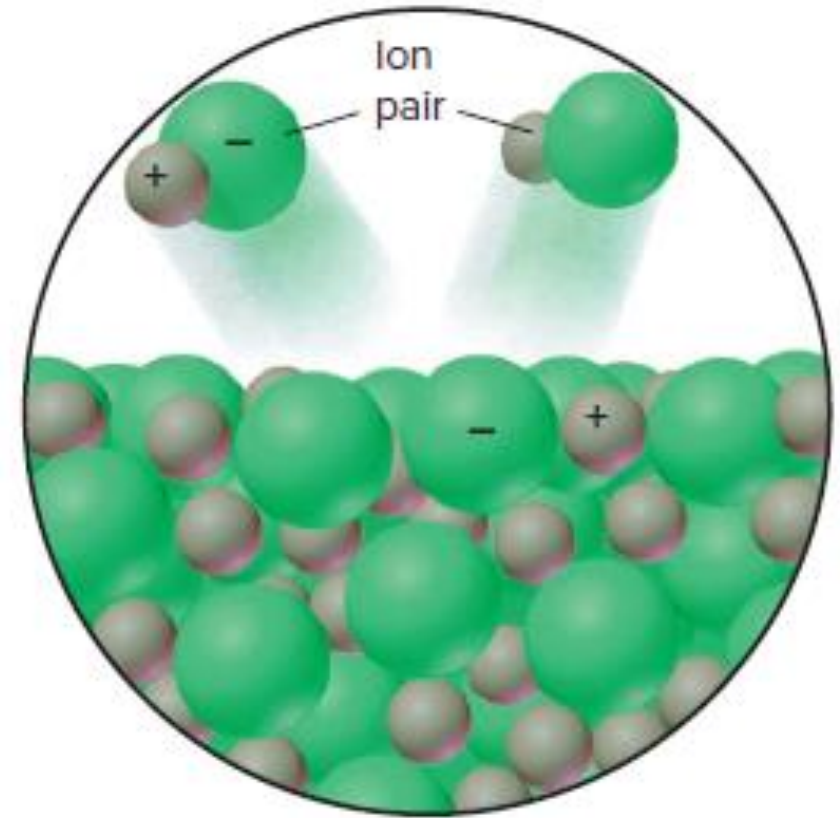
3. Σημείο τήξης και σημείο ζέσεως.

- Απαιτούνται μεγάλα ποσά ενέργειας για την απελευθέρωση των ιόντων από τις θέσεις τους και το διαχωρισμό τους.
- Κατά συνέπεια, οι ιοντικές ενώσεις έχουν υψηλά σημεία τήξεως και πολύ υψηλότερα σημεία ζέσεως (βρασμού).

Ένωση	Σημείο Τήξεως (°C)	Σημείο Ζέσεως (°C)
CsBr	636	1300
NaI	661	1304
MgCl ₂	714	1412
KBr	734	1435
CaCl ₂	782	>1600
NaCl	801	1413
LiF	845	1676
KF	858	1505
MgO	2852	3600

Ιδιότητες των ιοντικών ενώσεων

- Στην πραγματικότητα, η έλξη μεταξύ των ιόντων είναι τόσο ισχυρή, ώστε μία ιοντική ένωση στην αέρια φάση αποτελείται όχι από μεμονωμένα ιόντα, αλλά από ζεύγη ιόντων στην αέρια φάση, δηλαδή από ιοντικά μόρια στην αέρια φάση.





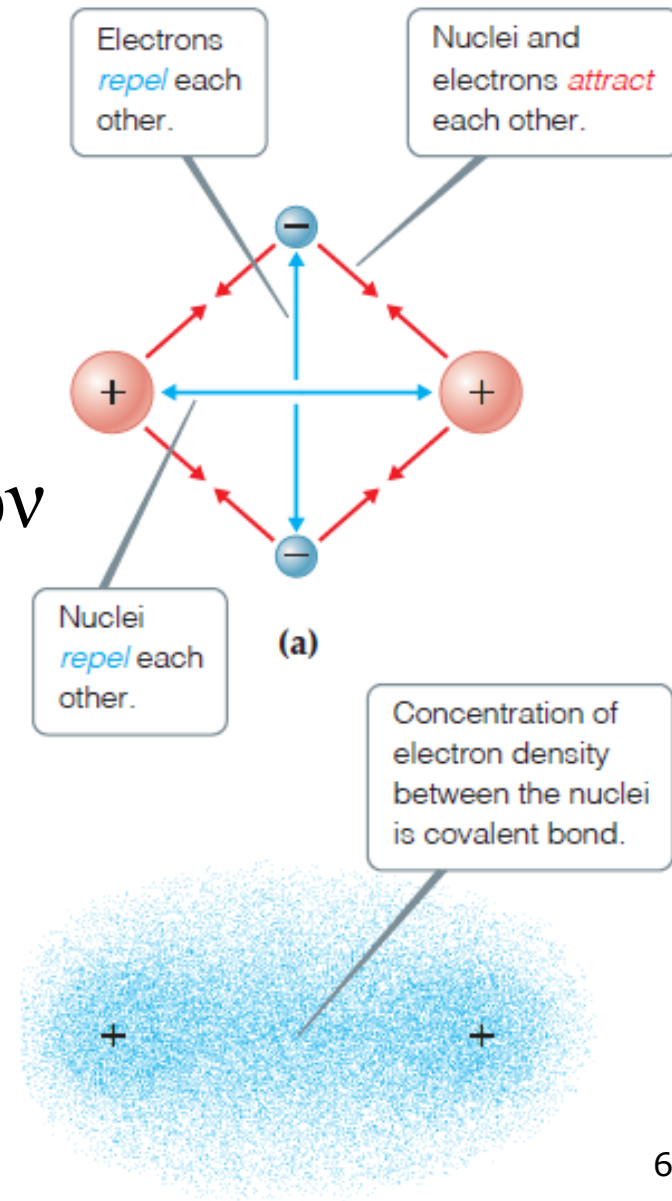
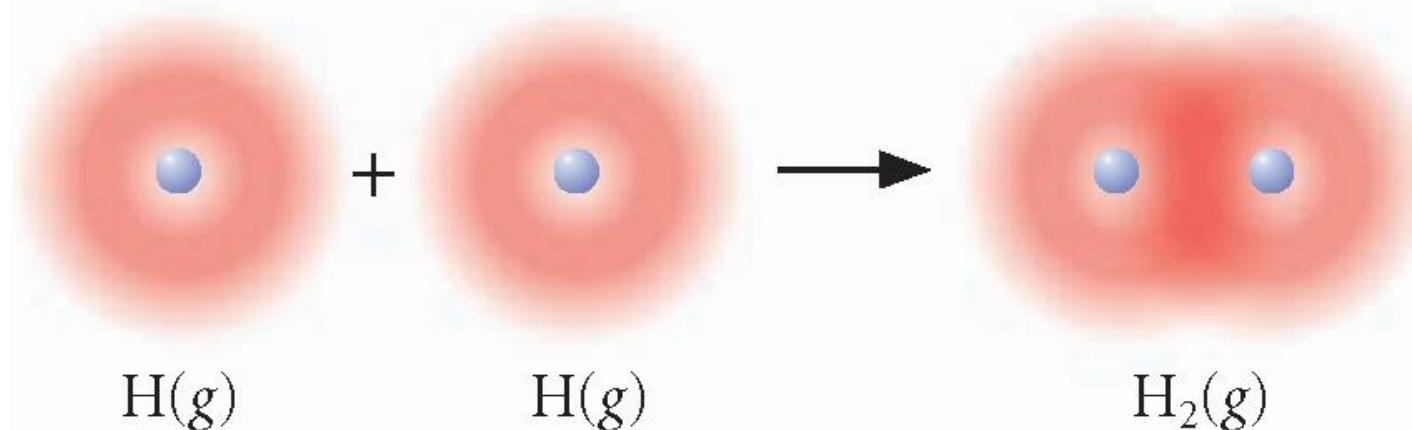
Ομοιοπολικός δεσμός

- Οι ομοιοπολικές ενώσεις είναι κατά πολύ περισσότερες από τις ιοντικές ενώσεις.
- Ο κύριος τρόπος με τον οποίο τα άτομα συνδέονται μεταξύ τους είναι μέσω ομοιοπολικού δεσμού, δηλαδή τα άτομα μοιράζονται τα ηλεκτρόνιά τους.
- Ο ομοιοπολικός δεσμός (**covalent bond**) προκύπτει με **αμοιβαία συνεισφορά** ηλεκτρονίων μεταξύ δύο ατόμων.
- **Αναπτύσσεται μεταξύ αμετάλλων στοιχείων** και οδηγεί συνήθως στο σχηματισμό **μορίων**.
- **Μόριο** είναι μία ομάδα ατόμων, συνήθως αμετάλλων, τα οποία συνδέονται ισχυρά μεταξύ τους μέσω χημικών δεσμών.



Ομοιοπολικός δεσμός στο μόριο του H_2

- Όταν δύο άτομα υδρογόνου βρίσκονται κοντά μεταξύ τους τότε αναπτύσσονται:
- ✓ ελκτικές αλληλεπιδράσεις μεταξύ των πυρήνων και των ηλεκτρονίων
- ✓ απωστικές αλληλεπιδράσεις μεταξύ των πυρήνων
- ✓ απωστικές αλληλεπιδράσεις μεταξύ των ηλεκτρονίων.





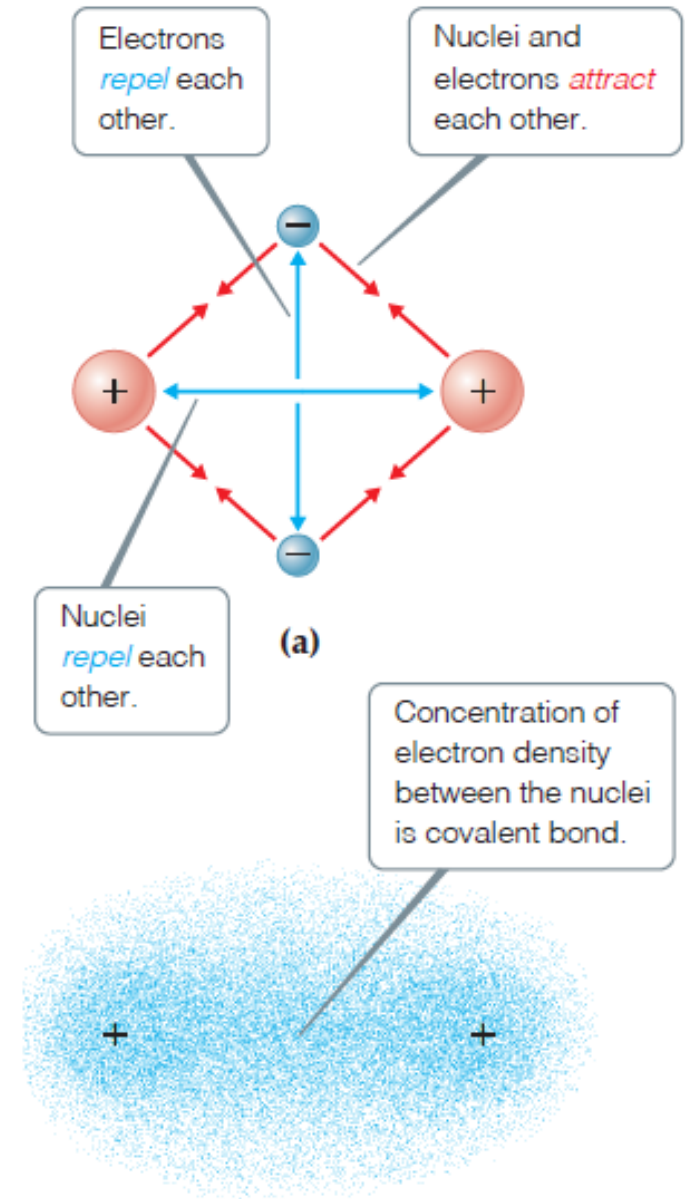
Ομοιοπολικός δεσμός στο μόριο του H_2

- Οι ελκτικές αλληλεπιδράσεις μεταξύ των πυρήνων και των ηλεκτρονίων έχουν ως αποτέλεσμα τη συγκέντρωση της ηλεκτρονιακής πυκνότητας στο χώρο μεταξύ των δύο πυρήνων.
- Ως αποτέλεσμα, υπερисχύουν οι ελκτικές αλληλεπιδράσεις και τα άτομα του υδρογόνου συγκρατούνται ενωμένα μεταξύ τους.
- Ο ομοιοπολικός δεσμός προκύπτει από την ταυτόχρονη έλξη των δύο ηλεκτρονίων από τους πυρήνες των ατόμων.

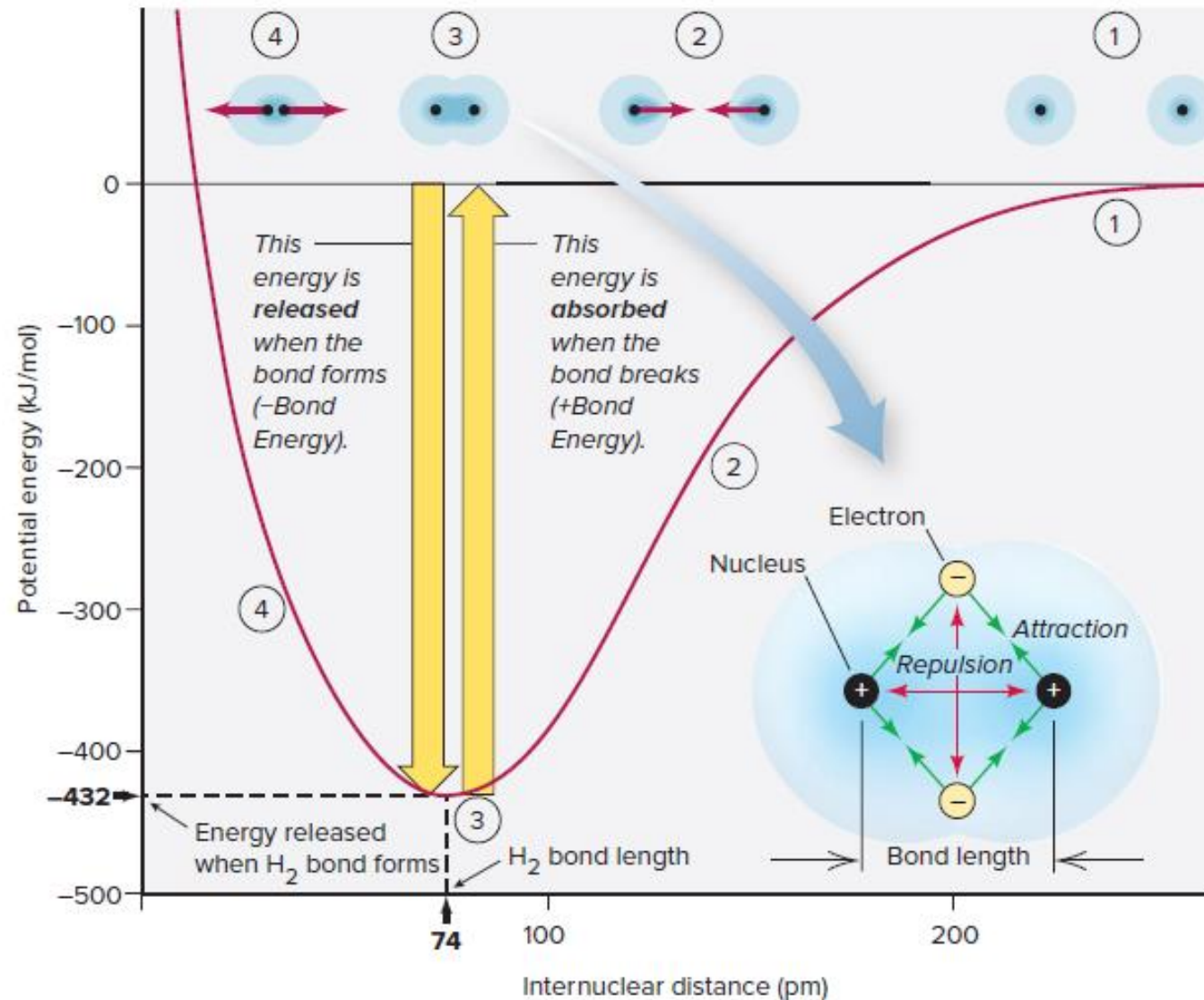
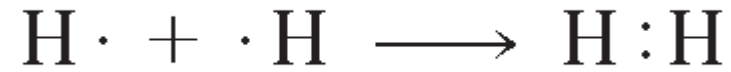


Ομοιοπολικός δεσμός στο μόριο του H_2

- Η ηλεκτρονική πυκνότητα βρίσκεται συγκεντρωμένη στο χώρο ανάμεσα στους δύο πυρήνες.
- Ο τρόπος σχηματισμού ομοιοπολικού χημικού δεσμού αναφέρεται και ως **αμοιβαία συνεισφορά ηλεκτρονίων**.



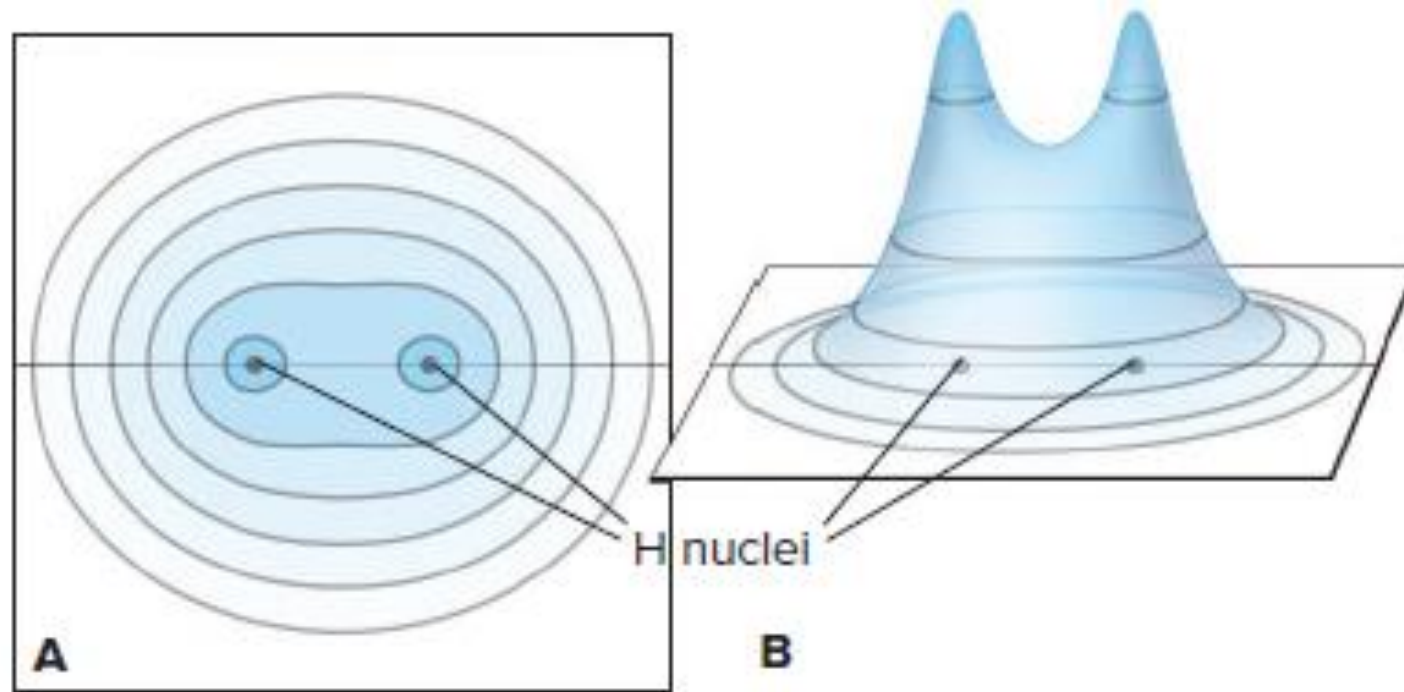
Ομοιοπολικός δεσμός στο μόριο του H₂





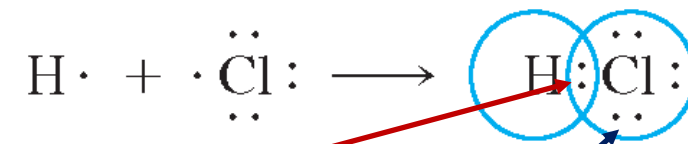
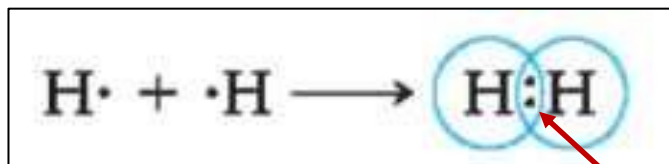
Ομοιοπολικός δεσμός στο μόριο του H_2

- Ο σχηματισμός ομοιοπολικού δεσμού οδηγεί πάντα σε μεγαλύτερη ηλεκτρονιακή πυκνότητα στο χώρο μεταξύ των πυρήνων των ατόμων.

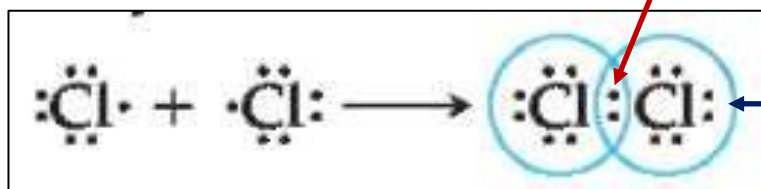




Δομές κατά Lewis ομοιοπολικών ενώσεων

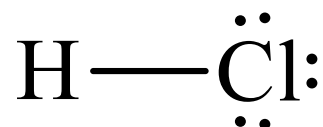


δεσμικό ζεύγος ηλεκτρονίων



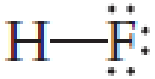
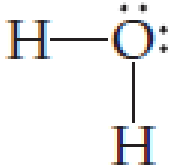
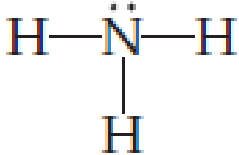
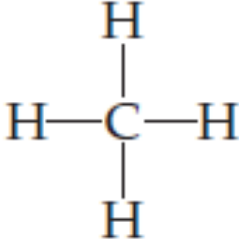
μη δεσμικό ζεύγος ηλεκτρονίων

- Στις δομές κατά Lewis των ομοιοπολικών ενώσεων τα δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων αναπαρίστανται με μία γραμμή η οποία συνδέει τα δύο άτομα.





Ομοιοπολικός δεσμός

- Για τα αμέταλλα, ο αριθμός των ηλεκτρονίων σθένους σε ένα ουδέτερο άτομο ταυτίζεται με τον αριθμό της κύριας ομάδας. Επομένως, σύμφωνα με τον κανόνα της οκτάδας:
- ✓ τα στοιχεία της ομάδας VII_A (αλογόνα: F, Cl, Br, I), σχηματίζουν ένα ομοιοπολικό δεσμό. 
 - ✓ τα στοιχεία της ομάδας VI_A (O, S, Se) σχηματίζουν δύο ομοιοπολικούς δεσμούς. 
 - ✓ τα στοιχεία της ομάδας V_A (N, P) σχηματίζουν τρεις ομοιοπολικούς δεσμούς. 
 - ✓ τα στοιχεία της ομάδας IV_A (C) σχηματίζουν τέσσερις ομοιοπολικούς δεσμούς. 



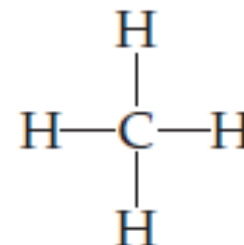
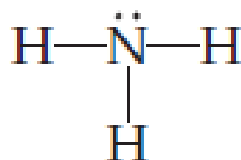
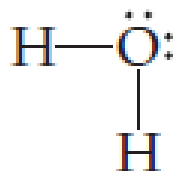
Ιδιότητες των ομοιοπολικών δεσμών

- Οι ομοιοπολικοί δεσμοί έχουν τρεις σημαντικές ιδιότητες οι οποίες συνδέονται στενά μεταξύ τους και επηρεάζουν τη χημική δραστηριότητα των ομοιοπολικών ενώσεων:
1. η **τάξη του δεσμού (bond order)**
 2. η **ενέργεια του δεσμού (bond energy)**
 3. το **μήκος του δεσμού (bond length)**.



Ιδιότητες των ομοιοπολικών δεσμών: τάξη δεσμού

1. **Τάξη δεσμού (bond order)** είναι ο αριθμός των δεσμικών ζευγών ηλεκτρονίων τα οποία μοιράζονται μεταξύ τους ένα δεδομένο ζεύγος ατόμων.
- **Απλός δεσμός (single bond):** αποτελείται από ένα δεσμικό ζεύγος ηλεκτρονίων.
 - Είναι ο πιο συνηθισμένος τύπος ομοιοπολικού δεσμού.
 - π.χ. H_2 , HF , HCl , Cl_2 , F_2 , H_2O , NH_3 , CH_4 .
 - Ο απλός δεσμός έχει τάξη δεσμού ίση με 1.





Πολλαπλοί ομοιοπολικοί δεσμοί

- Πολλά μόρια (και ιόντα) περιέχουν πολλαπλούς δεσμούς, στους οποίους τα άτομα μοιράζονται περισσότερα από ένα ζεύγη ηλεκτρονίων για να επιτύχουν τον κανόνα της οκτάδας.
- Οι πολλαπλοί δεσμοί συνήθως περιλαμβάνουν άτομα C, O, ή/και N.
- Όταν δύο άτομα μοιράζονται δύο δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων τότε προκύπτει ένας **διπλός ομοιοπολικός δεσμός (double bond)**.



- Στην περίπτωση του διπλού δεσμού, η τάξη του δεσμού είναι 2.



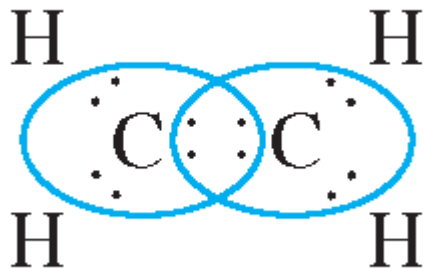
Πολλαπλοί ομοιοπολικοί δεσμοί

- Όταν δύο άτομα μοιράζονται τρία δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων τότε προκύπτει ένας **τριπλός ομοιοπολικός δεσμός (triple bond)**:

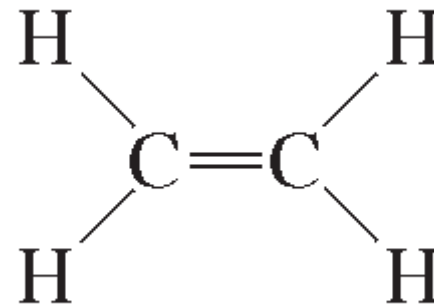


- Στην περίπτωση του τριπλού δεσμού, η τάξη του δεσμού είναι 3.

Πολλαπλοί ομοιοπολικοί δεσμοί



αιθάνιο ή
αιθυλένιο



Αιθίνιο ή
ακετυλένιο

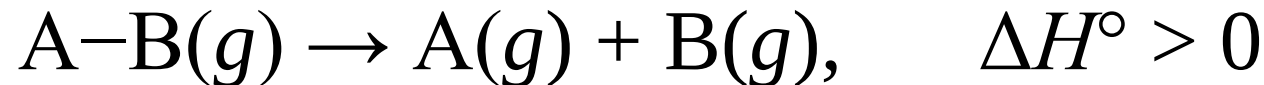




Ιδιότητες των ομοιοπολικών δεσμών: Ενέργεια δεσμού

2. Ενέργεια ή ενθαλπία δεσμού (bond energy or enthalpy).

- Η ισχύς ενός ομοιοπολικού δεσμού εξαρτάται από το μέγεθος της έλξης μεταξύ των πυρήνων και των δεσμικών ζευγών ηλεκτρονίων.
- Η ενέργεια που απαιτείται για να ξεπεραστεί αυτή η έλξη ονομάζεται **ενέργεια** (ή **ενθαλπία** ή **ισχύς**) του **δεσμού**.
- Η ενέργεια του δεσμού ορίζεται ως η πρότυπη μεταβολή της ενθαλπίας κατά τη διάσπαση 1 mol μορίων στην αέρια φάση:

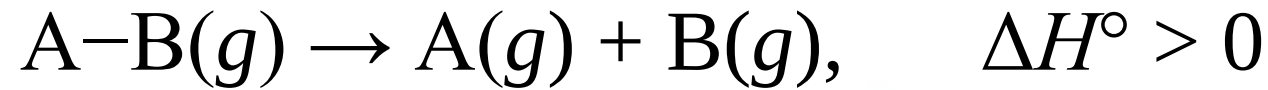




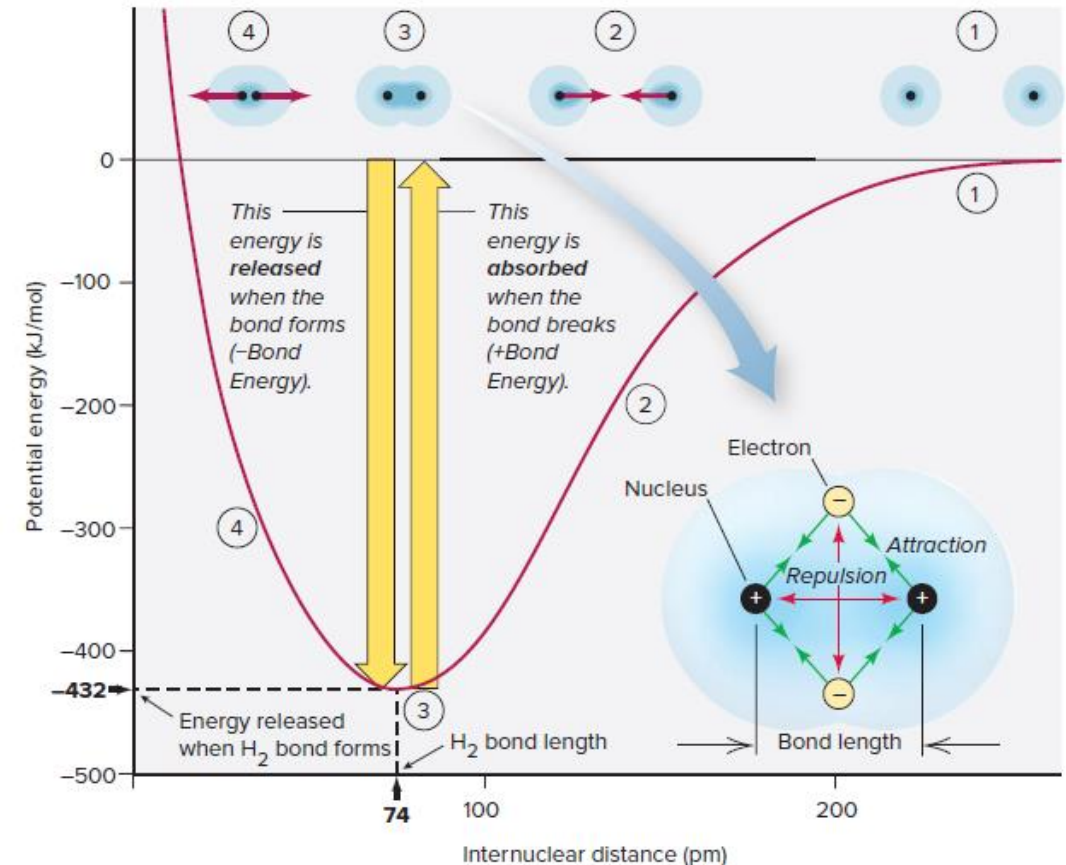
Ενέργεια δεσμού

➤ Η **διάσπαση** ενός δεσμού είναι πάντοτε μία **ενδόθερμη** διεργασία.

➤ Κατά συνέπεια, η **ενέργεια** του δεσμού είναι πάντοτε **θετική**:



➤ Η ενέργεια του δεσμού είναι η διαφορά ενέργειας μεταξύ μη συνδεδεμένων και συνδεδεμένων ατόμων.





Ενέργεια δεσμού

- Ο σχηματισμός ενός ομοιοπολικού χημικού δεσμού είναι πάντοτε μία εξώθερμη διεργασία.
- Άρα, το πρόσημο της πρότυπης μεταβολής της ενθαλπίας κατά το σχηματισμό ενός χημικού δεσμού είναι πάντοτε αρνητικό:



- Η ίδια ποσότητα ενέργειας που απελευθερώνεται όταν σχηματίζεται ο ομοιοπολικός δεσμός απορροφάται για να σπάσει ο δεσμός.
- Άρα, η **ενέργεια (ενθαλπία)** του δεσμού είναι πάντοτε **θετική**:

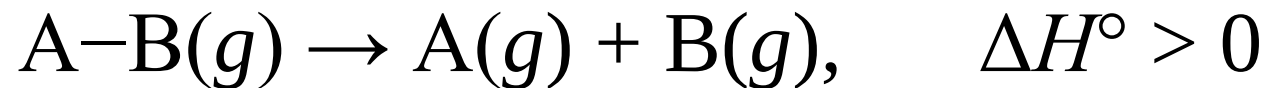




Table 9.2

Average Bond Energies (kJ/mol) and Bond Lengths (pm)

Bond	Energy	Length	Bond	Energy	Length	Bond	Energy	Length	Bond	Energy	Length
Single Bonds											
H—H	432	74	N—H	391	101	Si—H	323	148	S—H	347	134
H—F	565	92	N—N	160	146	Si—Si	226	234	S—S	266	204
H—Cl	427	127	N—P	209	177	Si—O	368	161	S—F	327	158
H—Br	363	141	N—O	201	144	Si—S	226	210	S—Cl	271	201
H—I	295	161	N—F	272	139	Si—F	565	156	S—Br	218	225
			N—Cl	200	191	Si—Cl	381	204	S—I	~170	234
			N—Br	243	214	Si—Br	310	216			
			N—I	159	222	Si—I	234	240	F—F	159	143
C—H	413	109							F—Cl	193	166
C—C	347	154	O—H	467	96	P—H	320	142	F—Br	212	178
C—Si	301	186	O—P	351	160	P—Si	213	227	F—I	263	187
C—N	305	147	O—O	204	148	P—P	200	221	Cl—Cl	243	199
C—O	358	143	O—S	265	151	P—F	490	156	Cl—Br	215	214
C—P	264	187	O—F	190	142	P—Cl	331	204	Cl—I	208	243
C—S	259	181	O—Cl	203	164	P—Br	272	222	Br—Br	193	228
C—F	453	133	O—Br	234	172	P—I	184	246	Br—I	175	248
C—Cl	339	177	O—I	234	194				I—I	151	266
C—Br	276	194									
C—I	216	213									
Multiple Bonds											
C=C	614	134	N=N	418	122	C≡C	839	121	N≡N	945	110
C=N	615	127	N=O	607	120	C≡N	891	115	N≡O	1020	106
C=O	745	123	O ₂	498	121	C≡O	1070	113			

(799 in CO₂)



Ενέργεια δεσμού

- Εξ' ορισμού:
- ✓ οι ισχυρότεροι δεσμοί έχουν μεγαλύτερη ενέργεια δεσμού
- ✓ οι ασθενέστεροι δεσμοί έχουν μικρότερη ενέργεια δεσμού.
- Η ενέργεια ενός συγκεκριμένου δεσμού μεταβάλλεται ελαφρώς από μόριο σε μόριο, ακόμη και μέσα στο ίδιο μόριο.
- Ως εκ τούτου, οι τιμές που δίνονται είναι η μέση ενέργεια του κάθε δεσμού.
- Για παράδειγμα, η ενέργεια του δεσμού C–H είναι 413 kJ/mol. Η ενέργεια αυτή ισούται με τη μέση τιμή της ενέργειας του δεσμού C–H σε όλα τα μόρια που περιέχουν αυτό το δεσμό.



Ιδιότητες των ομοιοπολικών δεσμών: Μήκος δεσμού

3. Μήκος δεσμού (Bond length).

- Ένας ομοιοπολικός δεσμός έχει ένα ορισμένο μήκος δεσμού, το οποίο ισούται με την απόσταση μεταξύ των πυρήνων των δύο συνδεδεμένων ατόμων.
- Το μήκος δεσμού είναι η απόσταση μεταξύ των πυρήνων στο σημείο της ελάχιστης δυναμικής ενέργειας.

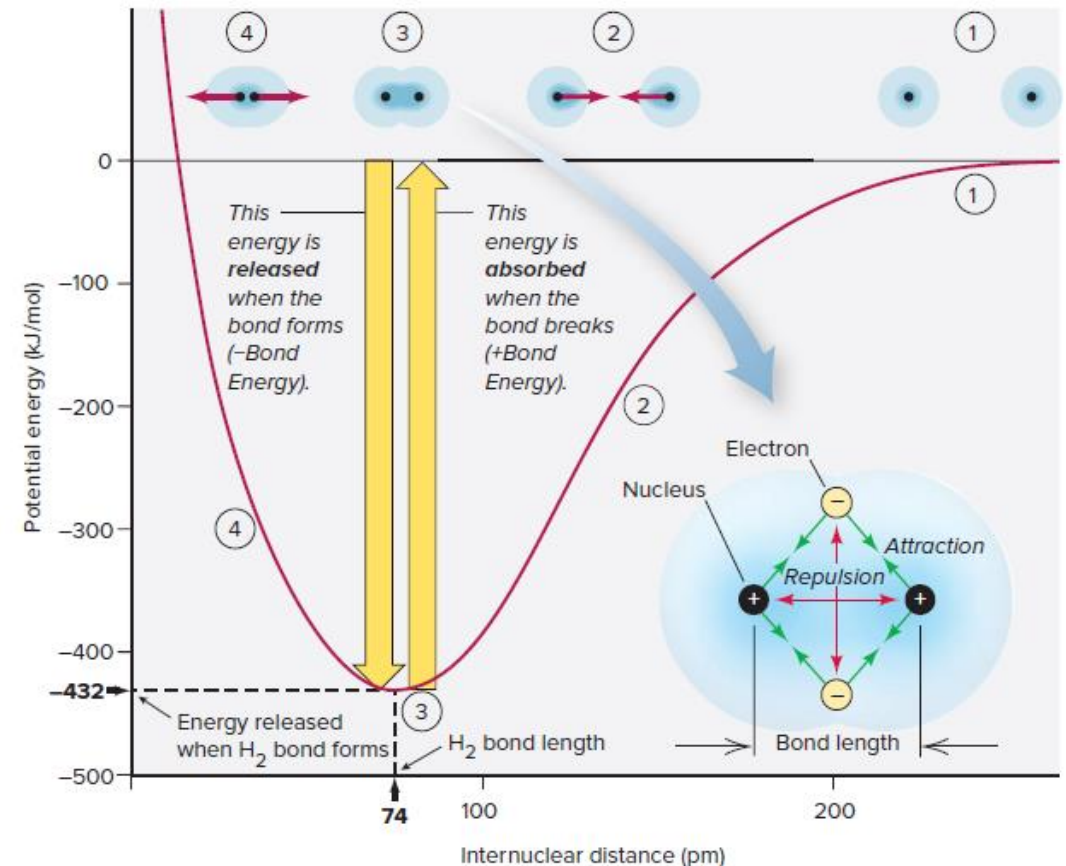




Table 9.2

Average Bond Energies (kJ/mol) and Bond Lengths (pm)

Bond	Energy	Length	Bond	Energy	Length	Bond	Energy	Length	Bond	Energy	Length
Single Bonds											
H—H	432	74	N—H	391	101	Si—H	323	148	S—H	347	134
H—F	565	92	N—N	160	146	Si—Si	226	234	S—S	266	204
H—Cl	427	127	N—P	209	177	Si—O	368	161	S—F	327	158
H—Br	363	141	N—O	201	144	Si—S	226	210	S—Cl	271	201
H—I	295	161	N—F	272	139	Si—F	565	156	S—Br	218	225
			N—Cl	200	191	Si—Cl	381	204	S—I	~170	234
			N—Br	243	214	Si—Br	310	216			
			N—I	159	222	Si—I	234	240	F—F	159	143
C—H	413	109							F—Cl	193	166
C—C	347	154	O—H	467	96	P—H	320	142	F—Br	212	178
C—Si	301	186	O—P	351	160	P—Si	213	227	F—I	263	187
C—N	305	147	O—O	204	148	P—P	200	221	Cl—Cl	243	199
C—O	358	143	O—S	265	151	P—F	490	156	Cl—Br	215	214
C—P	264	187	O—F	190	142	P—Cl	331	204	Cl—I	208	243
C—S	259	181	O—Cl	203	164	P—Br	272	222	Br—Br	193	228
C—F	453	133	O—Br	234	172	P—I	184	246	Br—I	175	248
C—Cl	339	177	O—I	234	194				I—I	151	266
C—Br	276	194									
C—I	216	213									
Multiple Bonds											
C=C	614	134	N=N	418	122	C≡C	839	121	N≡N	945	110
C=N	615	127	N=O	607	120	C≡N	891	115	N≡O	1020	106
C=O	745	123	O ₂	498	121	C≡O	1070	113			

(799 in CO₂)



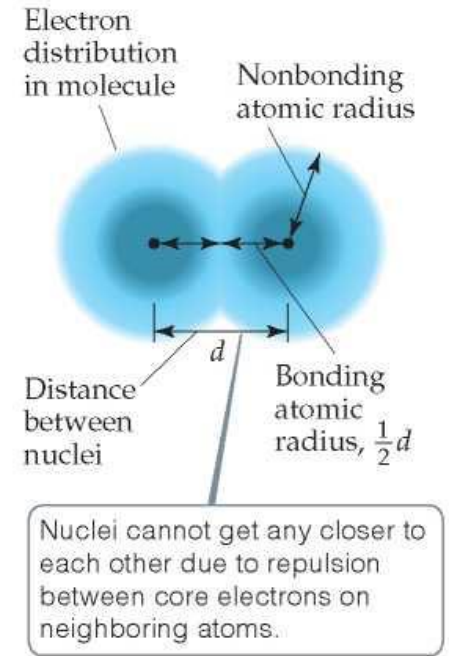
Μήκος δεσμού

- Όπως οι ενέργειες των δεσμών, έτσι και τα μήκη των δεσμών είναι οι μέσες τιμές των χημικών δεσμών στις διάφορες χημικές ουσίες.
- Το μήκος του δεσμού σχετίζεται με το άθροισμα των ακτίνων των συνδεδεμένων ατόμων.
- Στην πραγματικότητα, οι ακτίνες των ατόμων υπολογίζονται από τη μέτρηση του μήκους των διαφόρων ομοιοπολικών χημικών δεσμών.

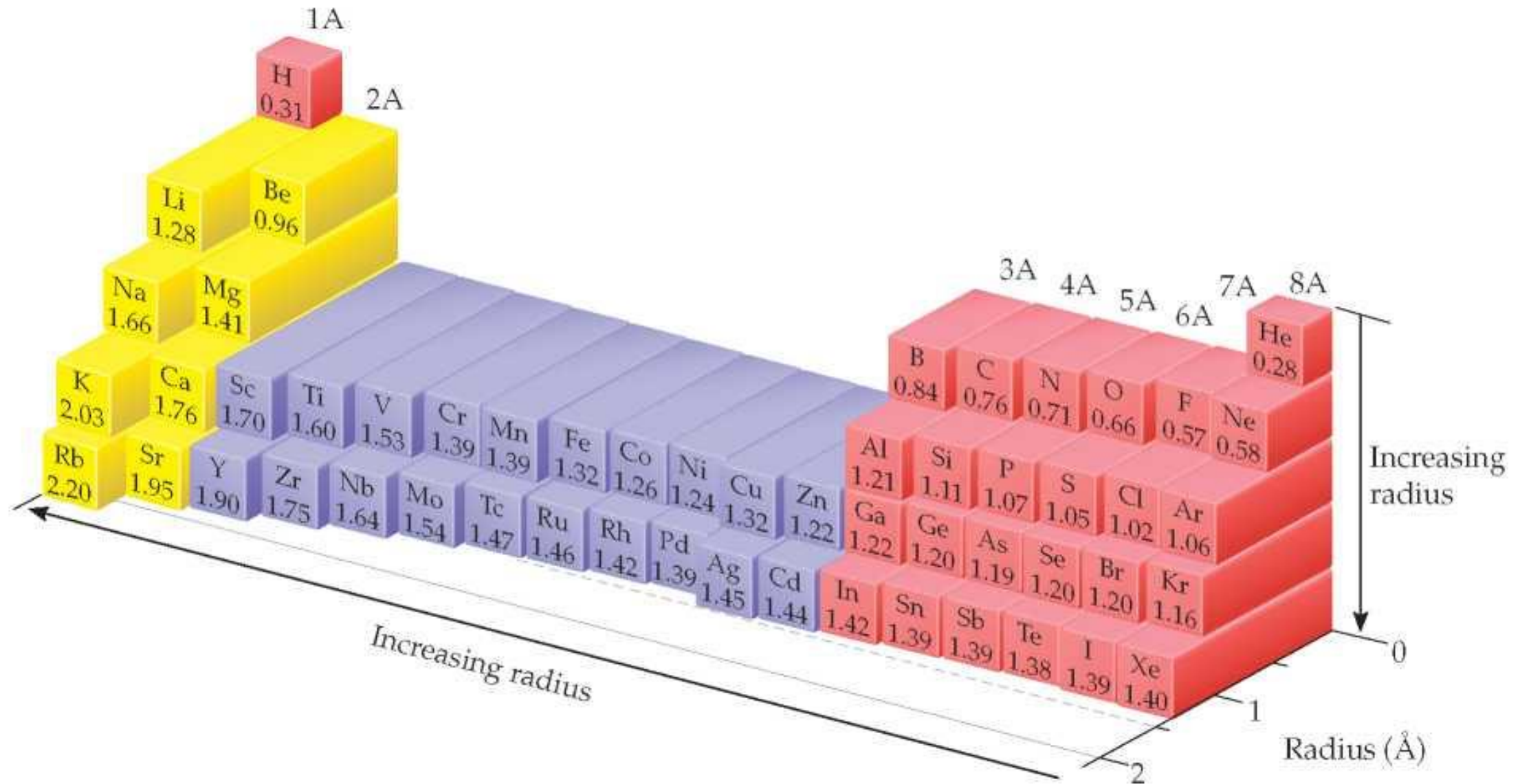


Ομοιοπολικές ακτίνες των ατόμων

- Η ομοιοπολική ακτίνα των ατόμων αντιστοιχεί στην ακτίνα ενός ατόμου το οποίο είναι χημικά ενωμένο με ένα άλλο άτομο.
- Οι ομοιοπολικές ακτίνες των διαφόρων ατόμων έχουν μετρηθεί για χιλιάδες ενώσεις τους.
- Από τις μετρήσεις αυτές έχουν προκύψει οι μέσες ομοιοπολικές ακτίνες των διαφόρων ατόμων.



Ομοιοπολικές ακτίνες των ατόμων

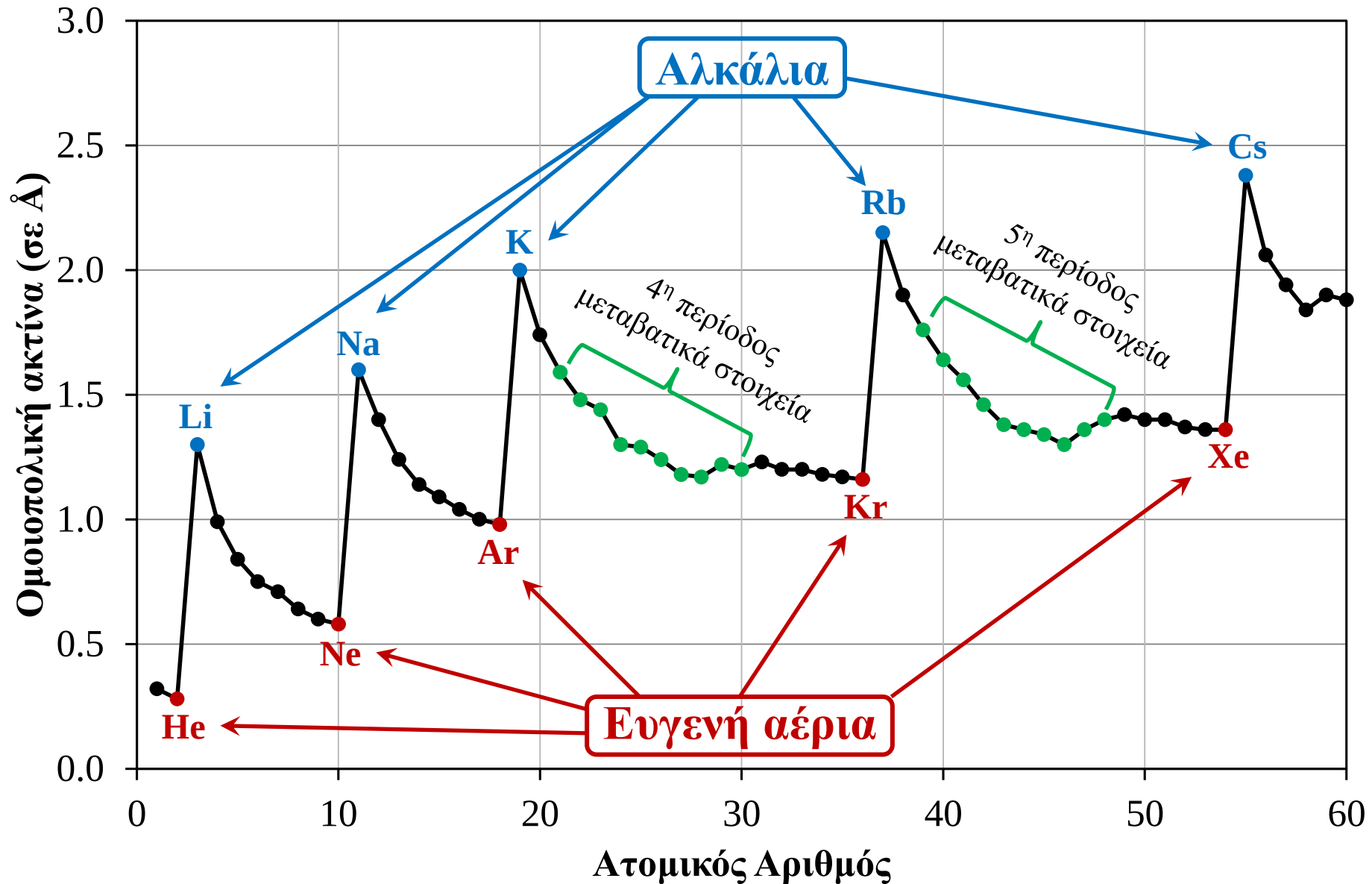


Ομοιοπολικές ακτίνες των ατόμων



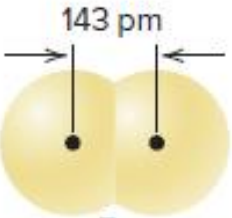
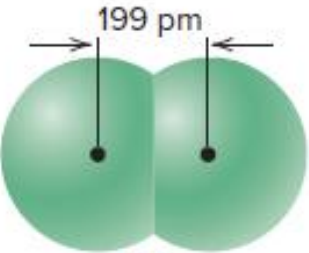
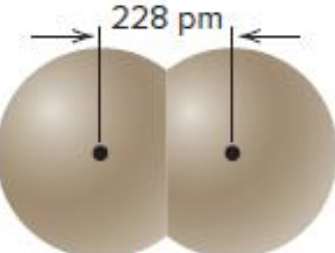
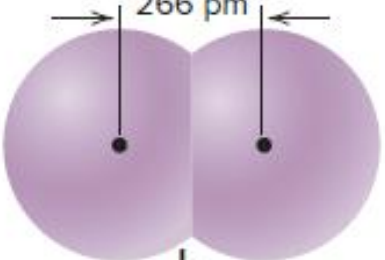
	I _A 1																	VIII _A 18	
1	H 0,32	II _A 2											III _A 13	IV _A 14	V _A 15	VI _A 16	VII _A 17	He 0,28	
2	Li 1,30	Be 0,99											B 0,84	C 0,75	N 0,71	O 0,64	F 0,60	Ne 0,58	
3	Na 1,60	Mg 1,40	III _B 3	IV _B 4	V _B 5	VI _B 6	VII _B 7	VIII _B 8 9 10				I _B 11	II _B 12	Al 1,24	Si 1,14	P 1,09	S 1,04	Cl 1,00	Ar 0,98
4	K 2,00	Ca 1,74	Sc 1,59	Ti 1,48	V 1,44	Cr 1,30	Mn 1,29	Fe 1,24	Co 1,18	Ni 1,17	Cu 1,22	Zn 1,20	Ga 1,23	Ge 1,20	As 1,20	Se 1,18	Br 1,17	Kr 1,16	
5	Rb 2,15	Sr 1,90	Y 1,76	Zr 1,64	Nb 1,56	Mo 1,46	Tc 1,38	Ru 1,36	Rh 1,34	Pd 1,30	Ag 1,36	Cd 1,40	In 1,42	Sn 1,40	Sb 1,40	Te 1,37	I 1,36	Xe 1,36	
6	Cs 2,38	Ba 2,06	La 1,94	Hf 1,64	Ta 1,58	W 1,50	Re 1,41	Os 1,36	Ir 1,32	Pt 1,30	Au 1,30	Hg 1,32	Tl 1,44	Pb 1,45	Bi 1,50	Po 1,42	At 1,48	Rn 1,46	
7	Fr 2,42	Ra 2,11	Ac 2,01	Rf 1,57	Db 1,49	Sg 1,43	Bh 1,41	Hs 1,34	Mt 1,29	Ds 1,28	Rg 1,21	Cn 1,22	Nh 1,36	Fl 1,43	Mc 1,62	Lv 1,75	Ts 1,65	Og 1,57	
*Λανθανίδες			Ce 1,84	Pr 1,90	Nd 1,88	Pm 1,86	Sm 1,85	Eu 1,83	Gd 1,82	Tb 1,81	Dy 1,80	Ho 1,79	Er 1,77	Tm 1,77	Yb 1,78	Lu 1,74			
**Ακτινίδες			Th 1,90	Pa 1,84	U 1,83	Np 1,80	Pu 1,80	Am 1,73	Cm 1,68	Bk 1,68	Cf 1,68	Es 1,65	Fm 1,67	Md 1,73	No 1,76	Lr 1,61			

Ομοιοπολικές ακτίνες των ατόμων



Μήκος δεσμού

- Τα μήκη των δεσμών για μια σειρά παρόμοιων δεσμών, όπως στα αλογόνα, αυξάνονται όσο αυξάνεται το μέγεθος του ατόμου.

Internuclear distance (bond length)	Covalent radius	
143 pm  F_2	72 pm	
199 pm  Cl_2	100 pm	
228 pm  Br_2	114 pm	
266 pm  I_2	133 pm	





Ιδιότητες των ομοιοπολικών δεσμών

- Η τάξη, η ενέργεια και το μήκος ενός ομοιοπολικού δεσμού σχετίζονται μεταξύ τους.
- Δύο πυρήνες έλκονται πιο ισχυρά όταν είναι συνδεδεμένοι με διπλό δεσμό σε σύγκριση με ένα απλό δεσμό.
- Άρα, τα άτομα που συνδέονται με διπλό δεσμό βρίσκονται πιο κοντά μεταξύ τους (έχουν μικρότερο μήκος δεσμού) και είναι πιο δύσκολο να διαχωριστούν (έχουν μεγαλύτερη ενέργεια δεσμού) σε σύγκριση με άτομα που συνδέονται με απλό δεσμό.

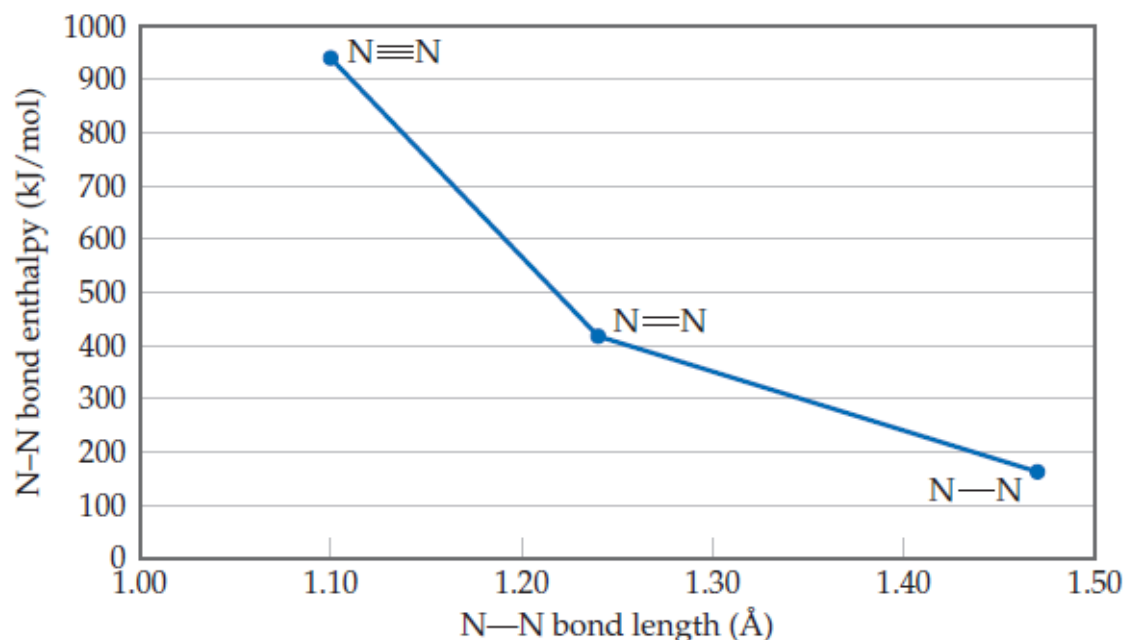


Ιδιότητες των ομοιοπολικών δεσμών

- Άρα, για δύο δεδομένα άτομα, καθώς αυξάνεται η τάξη του δεσμού:
- ✓ μειώνεται το μήκος του δεσμού
- ✓ αυξάνεται η ενέργεια του δεσμού
- Δηλαδή, ένας μικρότερος σε μήκος δεσμός είναι πιο ισχυρός!!!

N—N	N=N	N≡N
1.47 Å	1.24 Å	1.10 Å

C—C	C=C	C≡C
1.54 Å	1.34 Å	1.20 Å
348 kJ/mol	614 kJ/mol	839 kJ/mol



Ιδιότητες των ομοιοπολικών δεσμών



Table 9.3

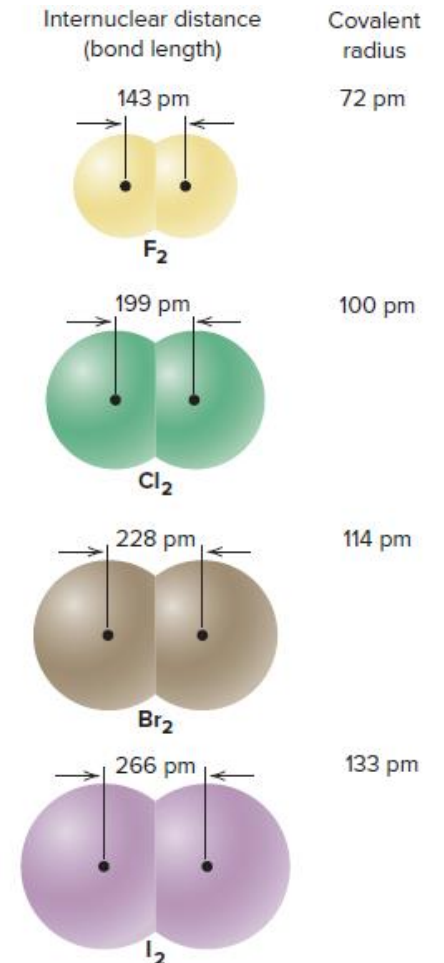
The Relation of Bond Order, Bond Length, and Bond Energy

Bond	Bond Order	Average Bond Length (pm)	Average Bond Energy (kJ/mol)
C—O	1	143	358
C=O	2	123	745
C≡O	3	113	1070
C—C	1	154	347
C=C	2	134	614
C≡C	3	121	839
N—N	1	146	160
N=N	2	122	418
N≡N	3	110	945



Ιδιότητες των ομοιοπολικών δεσμών

- Σχέση μεταξύ του μεγέθους των ατόμων, του μήκους του δεσμού και της ενέργειας του δεσμού στις ομάδες και στις περιόδους του περιοδικού πίνακα:
- Μεταβολές σε μία ομάδα:
 - ✓ σειρά ελάττωσης του μεγέθους των ατόμων των αλογόνων: $I > Br > Cl > F$
 - ✓ σειρά ελάττωσης του μήκους του δεσμού άνθρακα-αλογόνο: $C-I > C-Br > C-Cl > C-F$
 - ✓ σειρά ελάττωσης της ενέργειας του δεσμού άνθρακα-αλογόνο: $C-F > C-Cl > C-Br > C-I$.





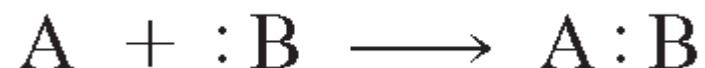
Ιδιότητες των ομοιοπολικών δεσμών

- Μεταβολές σε μία περίοδο:
- ✓ σειρά ελάττωσης του μεγέθους των ατόμων: $N > O > F$
- ✓ σειρά ελάττωσης του μήκους του δεσμού: $C-N > C-O > C-F$
- ✓ σειρά ελάττωσης της ενέργειας του δεσμού: $C-F > C-O > C-N$.
- Γενικότερα, κατά τη μείωση των ατομικών ακτίνων των ατόμων που συμμετέχουν στον ομοιοπολικό δεσμό:
- ✓ το μήκος του δεσμού μειώνεται
- ✓ η ενέργεια του δεσμού αυξάνεται.

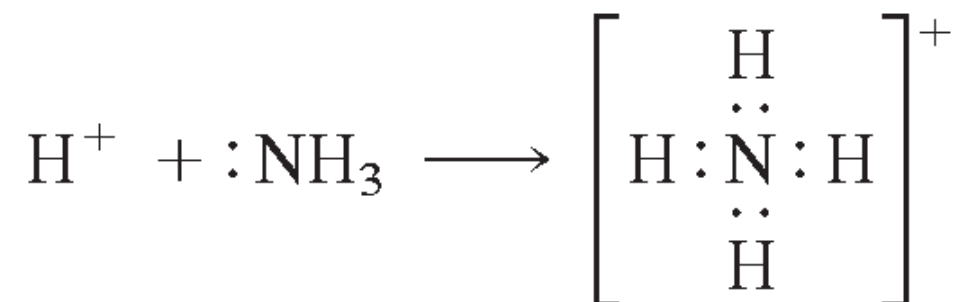


Ημιπολικός δεσμός

- Μια ειδική περίπτωση ομοιοπολικού δεσμού είναι ο ημιπολικός δεσμός (ή δεσμός σύνταξης), στον οποίο το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων προέρχεται από το ένα μόνο από τα δύο άτομα του δεσμού.



- π.χ. κατιόν αμμωνίου: NH_4^+



- Ο ημιπολικός δεσμός δεν διαφέρει ως προς την ενέργεια και το μήκος τους από τους άλλους ομοιοπολικούς δεσμούς.



Ιδιότητες των ομοιοπολικών ενώσεων

- Η αμοιβαία συνεισφορά ηλεκτρονίων μεταξύ ζευγών ατόμων έχει ως αποτέλεσμα το σχηματισμό ισχυρών, εντοπισμένων χημικών δεσμών.
- Οι περισσότερες ομοιοπολικές ουσίες αποτελούνται από μεμονωμένα μόρια.
- Υπάρχουν ωστόσο και κρυσταλλικές ομοιοπολικές ουσίες οι οποίες αποτελούνται από ένα τρισδιάστατο δίκτυο ομοιοπολικά συνδεδεμένων ατόμων (π.χ. διαμάντι, οξείδιο του πυριτίου SiO_2).
- Οι ομοιοπολικές μοριακές ενώσεις έχουν διαφορετικές φυσικές ιδιότητες από τις κρυσταλλικές ομοιοπολικές ουσίες λόγω των διαφορετικών δυνάμεων που ασκούνται στα δύο είδη ουσιών.



Ιδιότητες των ομοιοπολικών ενώσεων

1. Φυσικές ιδιότητες των μοριακών ομοιοπολικών ουσιών.

- Οι περισσότερες μοριακές ομοιοπολικές ενώσεις είναι:
 - ✓ αέρια (όπως το μεθάνιο CH_4 , και η αμμωνία NH_3)
 - ✓ υγρά (όπως το βενζόλιο C_6H_6 , και το νερό H_2O)
 - ✓ στερεά χαμηλού σημείου τήξεως (όπως το στοιχειακό θείο S_8 , και η γλυκόζη $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$).
- Εάν οι ομοιοπολικοί δεσμοί είναι τόσο ισχυροί (περίπου 200 έως 500 kJ/mol), τότε γιατί οι ομοιοπολικές ουσίες λιώνουν και βράζουν σε τόσο χαμηλές θερμοκρασίες;



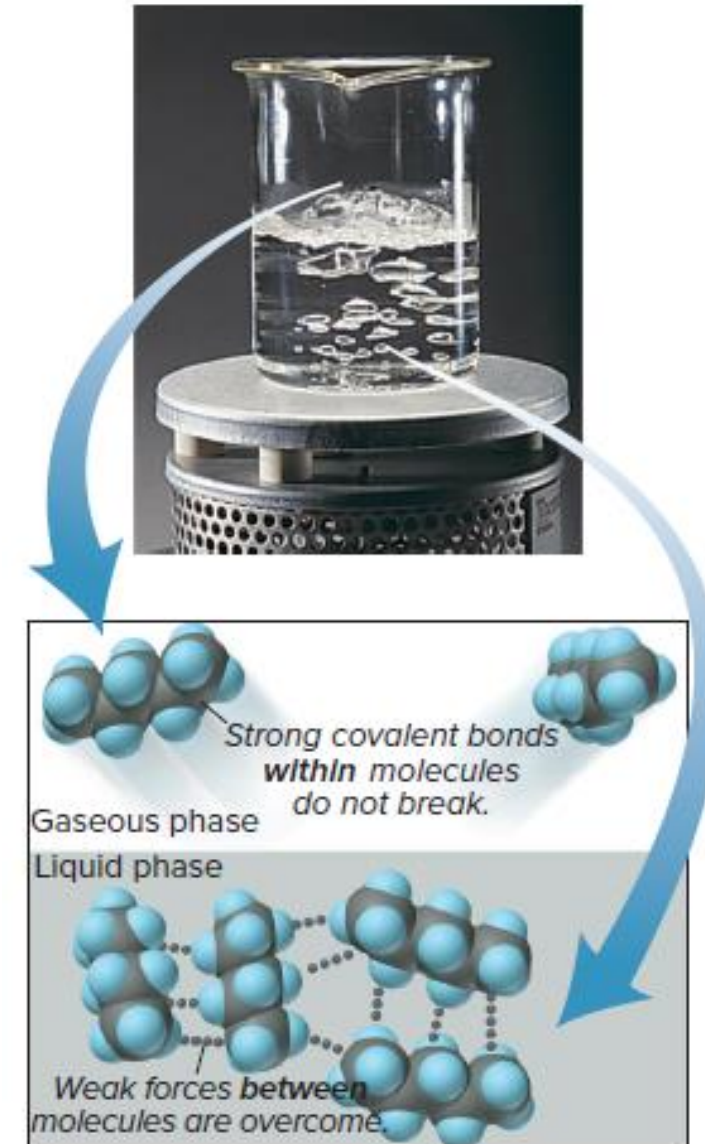
Ιδιότητες των ομοιοπολικών ενώσεων

- Για να απαντηθεί το ερώτημα αυτό, θα πρέπει να ληφθούν υπόψη δύο διαφορετικά είδη δυνάμεων:
 - i. οι σχετικά ισχυρές ελκτικές δυνάμεις οι οποίες συγκρατούν τα άτομα ενωμένα μέσα στο μόριο (ομοιοπολικοί χημικοί δεσμοί)
 - ii. οι σχετικά ασθενείς ελκτικές **διαμοριακές δυνάμεις** οι οποίες αναπτύσσονται **μεταξύ** των μορίων της χημικής ουσίας.
- Οι σχετικά ασθενείς **διαμοριακές δυνάμεις** οι οποίες δρουν μεταξύ των μορίων είναι **υπεύθυνες για τις φυσικές ιδιότητες των μοριακών ομοιοπολικών ουσιών.**



Ιδιότητες των ομοιοπολικών ενώσεων

- Για παράδειγμα, κατά το βρασμό του πεντανίου (C_5H_{12} , σημείο ζέσεως $36,1\text{ }^{\circ}C$) διασπώνται οι σχετικά ασθενείς διαμοριακές δυνάμεις οι οποίες συγκρατούν τα μόρια μεταξύ τους στην υγρή φάση.
- Κατά συνέπεια, τα μόρια της ουσίας μεταβαίνουν από την υγρή στην αέρια φάση.
- Κατά το βρασμό του πεντανίου, οι ισχυροί ομοιοπολικοί δεσμοί $C-C$ και $C-H$ μέσα σε κάθε μόριο πεντανίου δεν διασπώνται.



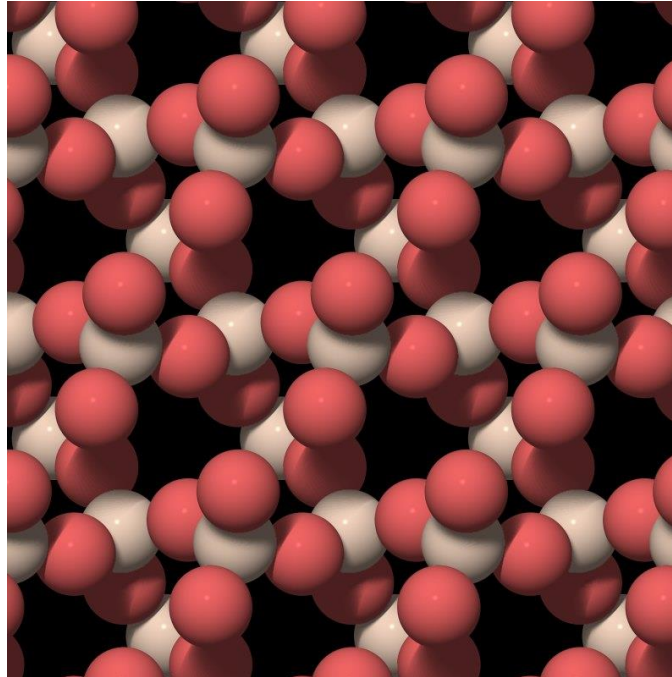
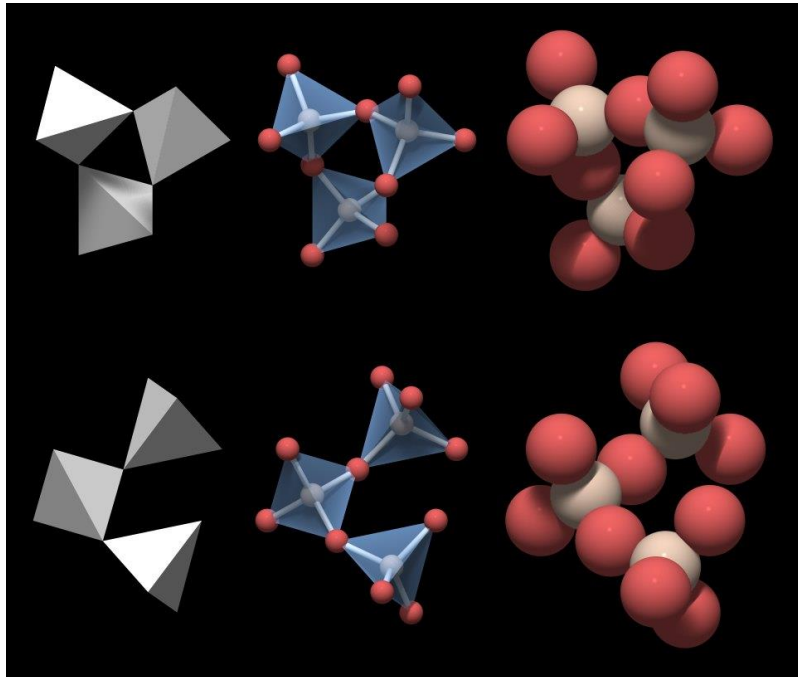
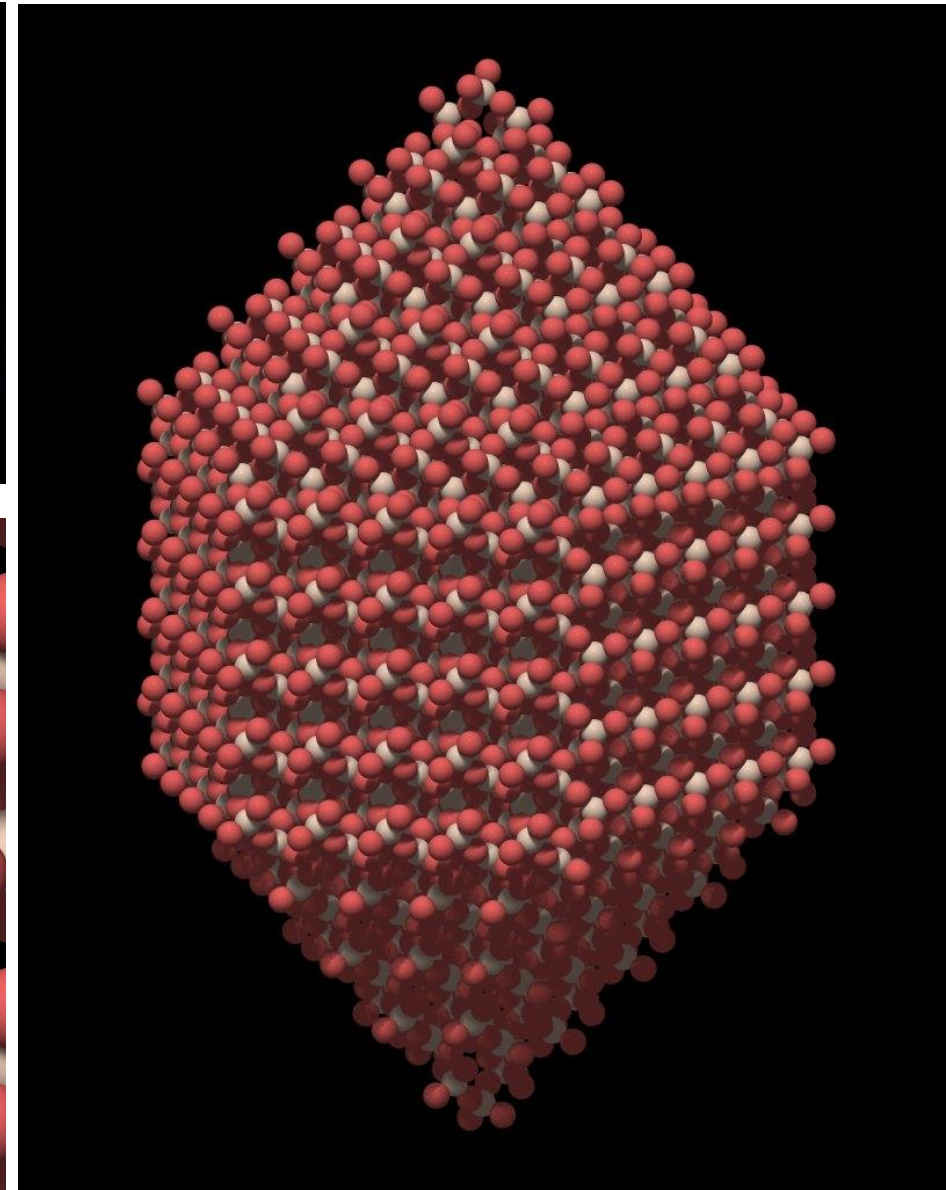
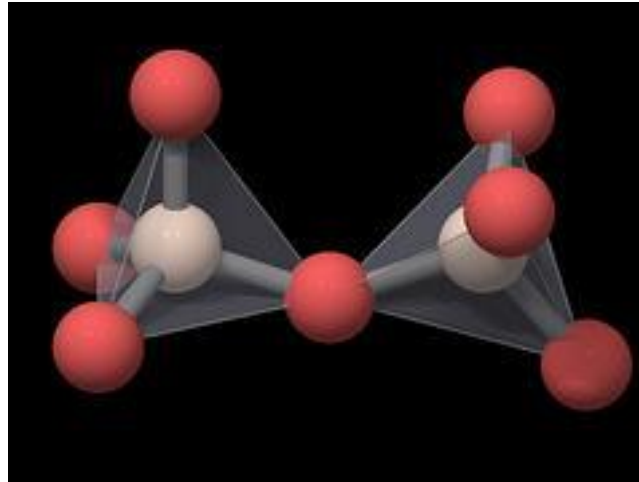
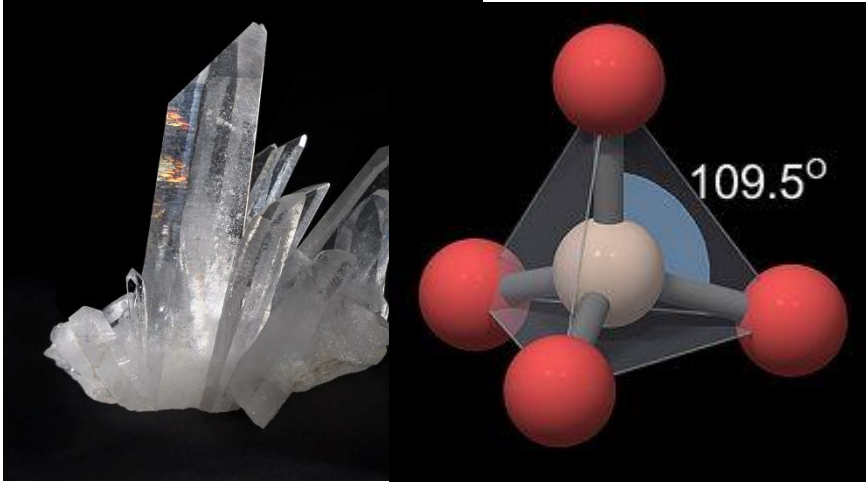


Ιδιότητες των ομοιοπολικών ενώσεων

2. Φυσικές ιδιότητες των κρυσταλλικών ομοιοπολικών ουσιών.

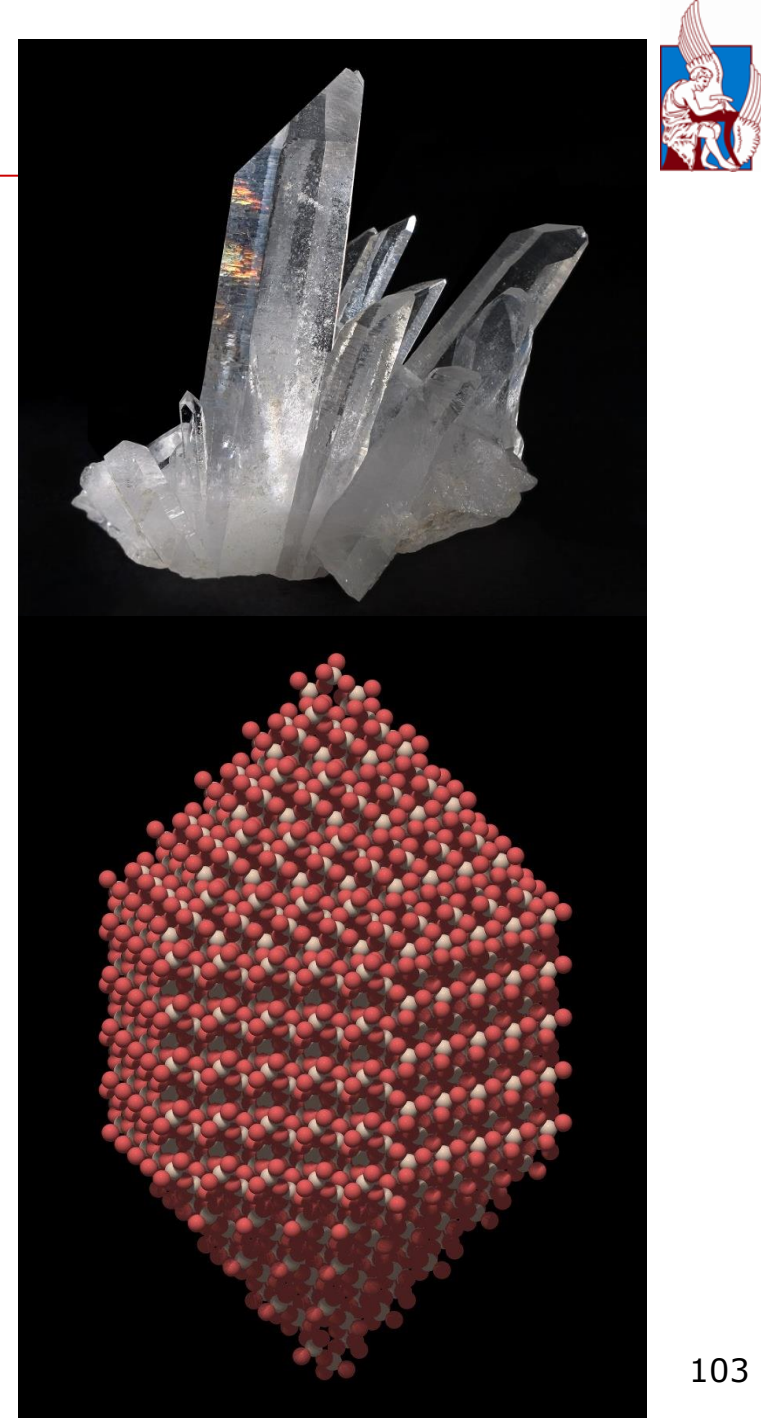
- Μερικές ομοιοπολικές ουσίες δεν αποτελούνται από διακριτά μόρια, αλλά από ένα κρυσταλλικό πλέγμα ομοιοπολικά συνδεδεμένων ατόμων.
- Οι κρυσταλλικές αυτές ομοιοπολικές ενώσεις είναι στερεές και τα άτομα συγκρατούνται με ομοιοπολικούς δεσμούς σε όλη την έκταση του δείγματος.
- Οι ιδιότητες των ουσιών αυτών αντικατοπτρίζουν την ισχύ των ομοιοπολικών δεσμών.
- Δύο παραδείγματα τέτοιων ουσιών είναι ο χαλαζίας (SiO_2) και το διαμάντι (C).

Χαλαζία (SiO_2)



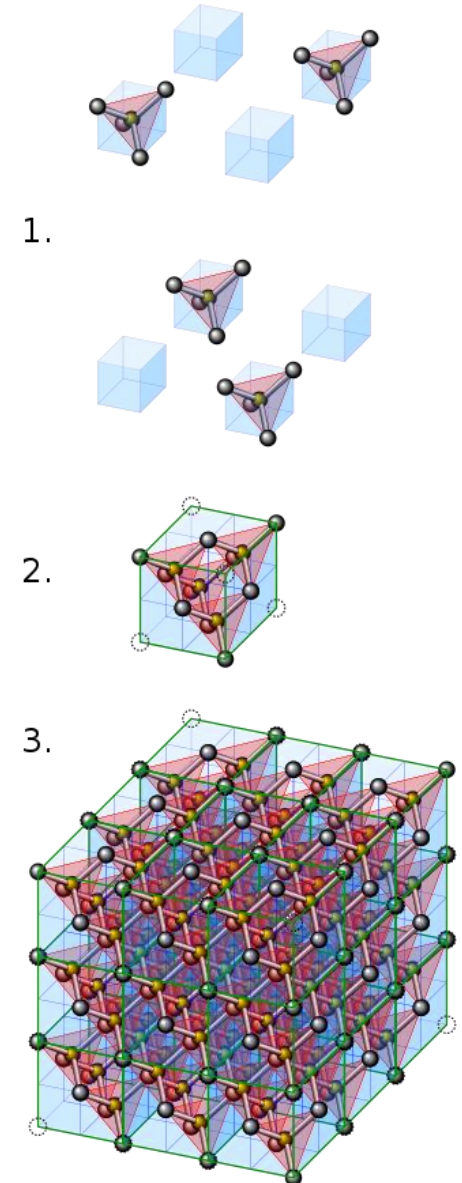
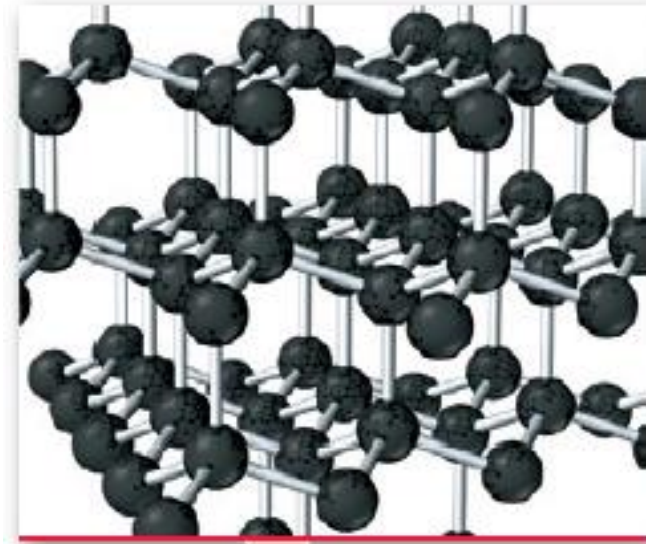
Χαλαζίας (SiO_2)

- Ο χαλαζίας (quartz, SiO_2) έχει ομοιοπολικούς δεσμούς μεταξύ του πυριτίου και του οξυγόνου οι οποίοι εκτείνονται στις τρεις διαστάσεις.
- Δεν υπάρχουν διακριτά μόρια SiO_2 .
- Ο χαλαζίας είναι πάρα πολύ σκληρό υλικό και τήκεται (λιώνει) στους $1550\text{ }^\circ\text{C}$.



Διαμάντι

- Το διαμάντι έχει ομοιοπολικούς δεσμούς που συνδέουν κάθε άτομο άνθρακα με τέσσερα άλλα.
- Είναι η πιο σκληρή ουσία που είναι γνωστή στη φύση και λιώνει στους περίπου 3550 °C.





Ιδιότητες των ομοιοπολικών ενώσεων

- Άρα, οι ομοιοπολικοί δεσμοί είναι ισχυροί!!!
- Ωστόσο, οι περισσότερες ομοιοπολικές ουσίες αποτελούνται από διακριτά μόρια μεταξύ των οποίων ασκούνται σχετικά ασθενείς διαμοριακές δυνάμεις.



Ιδιότητες των ομοιοπολικών ενώσεων

3. Ηλεκτρική αγωγιμότητα.

- Το ηλεκτρικό ρεύμα άγεται (μεταφέρεται) από ηλεκτρόνια ή ιόντα τα οποία μπορούν να κινηθούν ελεύθερα
- Οι περισσότερες ομοιοπολικές ουσίες είναι κακοί αγωγοί του ηλεκτρισμού, είτε με τη μορφή τηγμάτων ή διαλυμάτων.
- Αυτό συμβαίνει επειδή τα ηλεκτρόνια είναι εντοπισμένα μεταξύ των χημικών δεσμών, ενώ επίσης δεν υπάρχουν ιόντα.
- Ωστόσο, αν κατά τη διαλυτοποίηση των ομοιοπολικών ουσιών προκύπτουν ιόντα (π.χ. διαλυτοποίηση στο νερό) τότε συμπεριφέρονται ως αγωγοί του ηλεκτρισμού (**ασθενείς ηλεκτρολύτες**).



Πολικότητα και Ηλεκτραρνητικότητα

- Όταν δύο ίδια άτομα σχηματίζουν ομοιοπολικό δεσμό (π.χ. H_2 , Cl_2 , N_2 , O_2) τότε το ζεύγος (ή τα ζεύγη) των δεσμικών ηλεκτρονίων είναι μοιρασμένο εξίσου και στα δύο άτομα.
- Στον ιοντικό δεσμό (π.χ. NaCl), τα ηλεκτρόνια ανήκουν αποκλειστικά στο ένα από τα δύο άτομα (π.χ. Cl^-).
- Οι περισσότεροι ομοιοπολικοί δεσμοί βρίσκονται ενδιάμεσα από τις δύο παραπάνω ακραίες καταστάσεις.



Πολικότητα των δεσμών

- Η έννοια της **πολικότητας** των δεσμών μας βοηθάει να περιγράψουμε την αμοιβαία συνεισφορά ηλεκτρονίων μεταξύ των ατόμων.
- **Μη πολικός ομοιοπολικός δεσμός:** το ζεύγος ηλεκτρονίων μοιράζεται εξίσου μεταξύ των δύο ατόμων: π.χ. H_2 , Cl_2 , N_2 .
- **Πολικός ομοιοπολικός δεσμός:** το ζεύγος ηλεκτρονίων έλκεται περισσότερο από το ένα από τα δύο άτομα: π.χ. HCl , H_2O , NH_3 .
- Για την περιγραφή της πολικότητας των δεσμών έχει εισαχθεί η έννοια της **ηλεκτραρνητικότητας**.



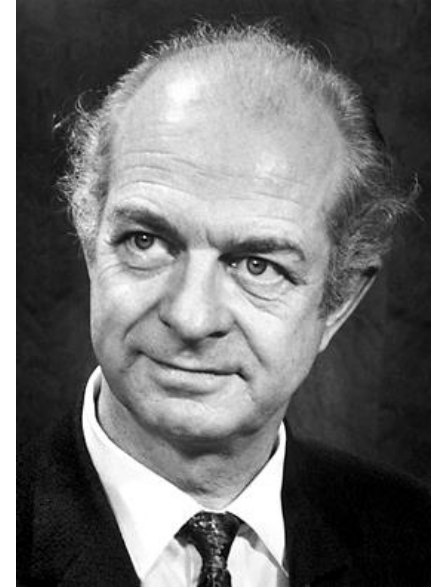
Ηλεκτραρνητικότητα

- Ορίζεται ως η ικανότητα του ατόμου σε ένα μόριο να έλκει προς το μέρος του το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων (ηλεκτρονικό νέφος) του ομοιοπολικού δεσμού.
- Όσο μεγαλύτερη είναι η ηλεκτραρνητικότητα του ατόμου τόσο μεγαλύτερη είναι και η ικανότητά του να έλκει τα ηλεκτρόνια προς το μέρος του.
- Η ηλεκτραρνητικότητα σχετίζεται με την ενέργεια ιοντισμού και την ηλεκτρονιακή συγγένεια.

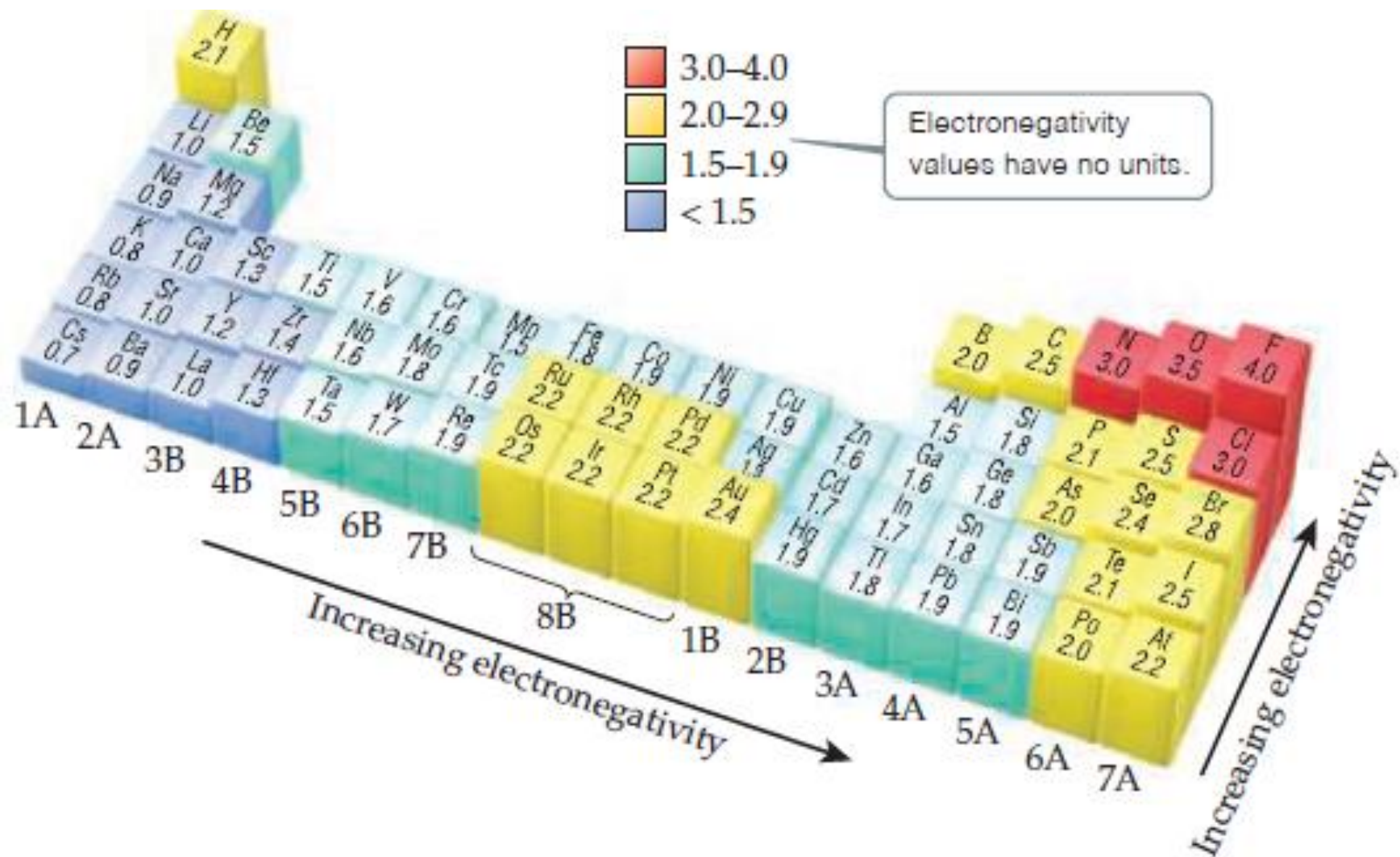


Ηλεκτραρνητικότητα

- Ένα άτομο με μεγάλη ηλεκτρονιακή συγγένεια και μεγάλη ενέργεια ιοντισμού έλκει τα ηλεκτρόνια προς το μέρος του και δεν επιτρέπει σε άλλα άτομα να έλκουν τα ηλεκτρόνιά του.
- Κατά συνέπεια έχει μεγάλη ηλεκτραρνητικότητα.
- Υπάρχουν διάφορες κλίμακες ηλεκτραρνητικότητας.
- Η πιο διαδεδομένη είναι η κλίμακα ηλεκτραρνητικότητας του Αμερικάνου Χημικού Linus Pauling (1901-1994).

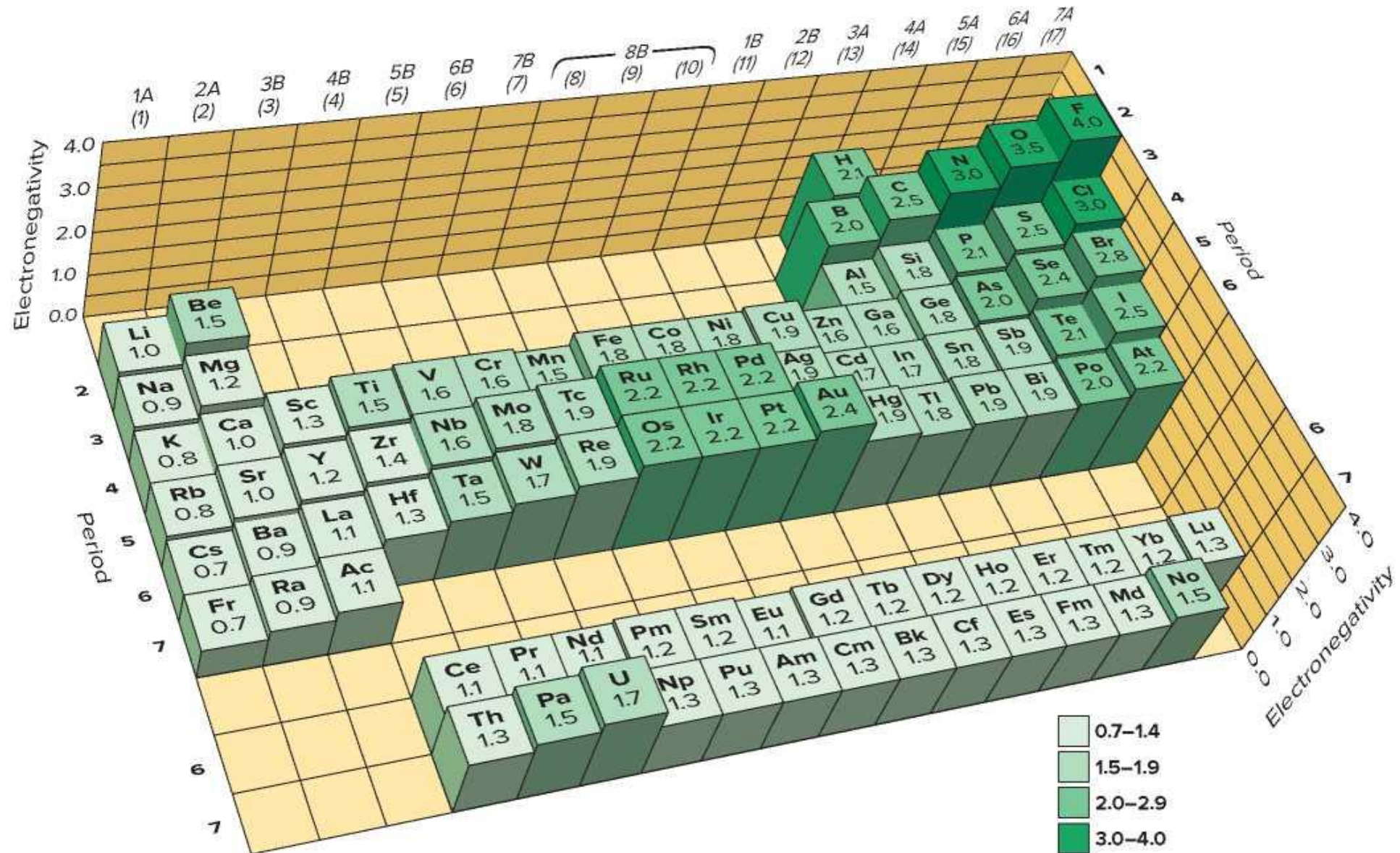


Κλίμακα ηλεκτραρνητικότητας κατά Pauling

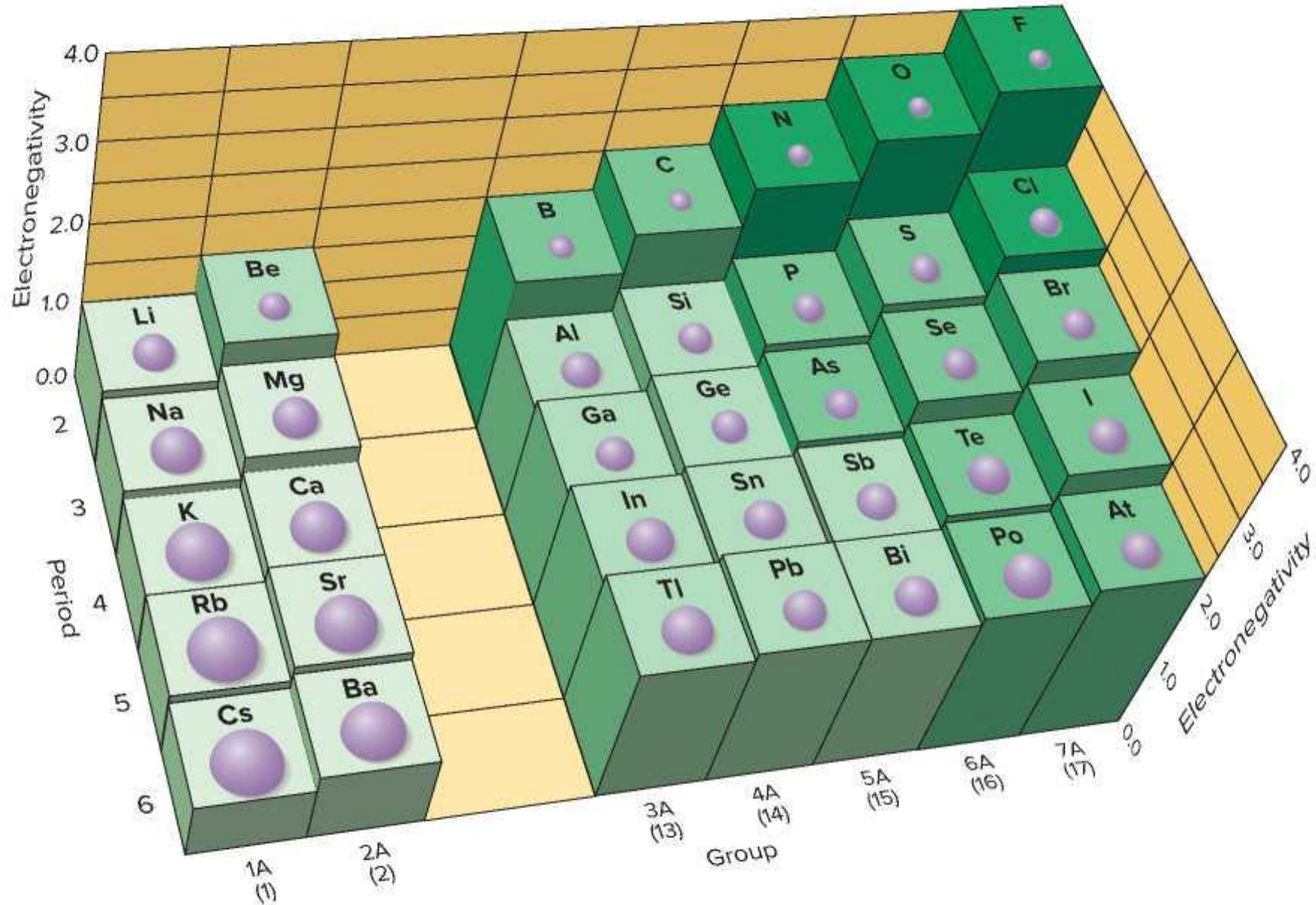




Κλίμακα ηλεκτραρνητικότητας κατά Pauling



Ηλεκτραρνητικότητα και ατομική ακτίνα





Ηλεκτραρνητικότητα

- Η ηλεκτραρνητικότητα είναι περιοδική ιδιότητα των ατόμων.
- Στα άτομα της ίδιας ομάδας μειώνεται όσο αυξάνεται ο ατομικός αριθμός (μειώνεται από πάνω προς τα κάτω).
- Στα άτομα της ίδιας περιόδου αυξάνεται όσο αυξάνεται ο ατομικός αριθμός (αυξάνεται από αριστερά προς τα δεξιά).
- Τη μεγαλύτερη τιμή ηλεκτραρνητικότητας την έχει το φθόριο, F, και τη μικρότερη τα αλκάλια της I_A ομάδας.



Ηλεκτραρνητικότητα

- Η διαφορά της ηλεκτραρνητικότητας μεταξύ δύο ατόμων μπορεί να χρησιμοποιηθεί για να εκτιμηθεί η πολικότητα του δεσμού που σχηματίζουν τα άτομα.

	F₂	HF	LiF
Διαφορά ηλεκτραρνητικότητας	$4,0 - 4,0 = 0$	$4,0 - 2,1 = 1,9$	$4,0 - 1,0 = 3,0$
Είδος δεσμού	Μη πολικός ομοιοπολικός	Πολικός ομοιοπολικός	Ιοντικός



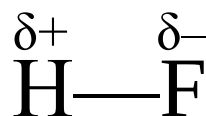
Ηλεκτραρνητικότητα

- Στο F_2 τα ηλεκτρόνια μοιράζονται εξίσου μεταξύ των ατόμων φθορίου και ο ομοιοπολικός δεσμός είναι μη πολικός.
- Γενικότερα, ένας μη πολικός ομοιοπολικός δεσμός προκύπτει όταν τα άτομα που συνδέονται μεταξύ τους έχουν την ίδια τιμή ηλεκτραρνητικότητας.
- Στο HF, το άτομο φθορίου έχει μεγαλύτερη ηλεκτραρνητικότητα από το άτομο υδρογόνου, με αποτέλεσμα τα ηλεκτρόνια να μην είναι εξίσου μοιρασμένα μεταξύ των ατόμων.
- Ο δεσμός H–F είναι πολικός και το μόριο εμφανίζει πολικότητα.
- Γενικότερα, ένας πολικός ομοιοπολικός δεσμός προκύπτει όταν τα άτομα διαφέρουν ως προς την ηλεκτραρνητικότητα τους.



Ηλεκτραρνητικότητα

- Στο HF, το πιο ηλεκτροαρνητικό άτομο φθορίου έλκει την ηλεκτρονική πυκνότητα προς το μέρος του, απομακρύνοντας την από το λιγότερο ηλεκτραρνητικό άτομο υδρογόνου.
- Η μετατόπιση του ηλεκτρονικής πυκνότητας προς το μέρος του ηλεκτραρνητικότερου ατόμου συνεπάγεται την εμφάνιση πλεονάσματος αρνητικού φορτίου στο ηλεκτραρνητικότερο άτομο και ελλείμματος αρνητικού φορτίου (δηλαδή πλεόνασμα θετικού φορτίου) στο λιγότερο ηλεκτραρνητικό άτομο.
- Δηλώνεται με τα σύμβολα δ^- και δ^+ αντίστοιχα (δ : κλάσμα φορτίου).





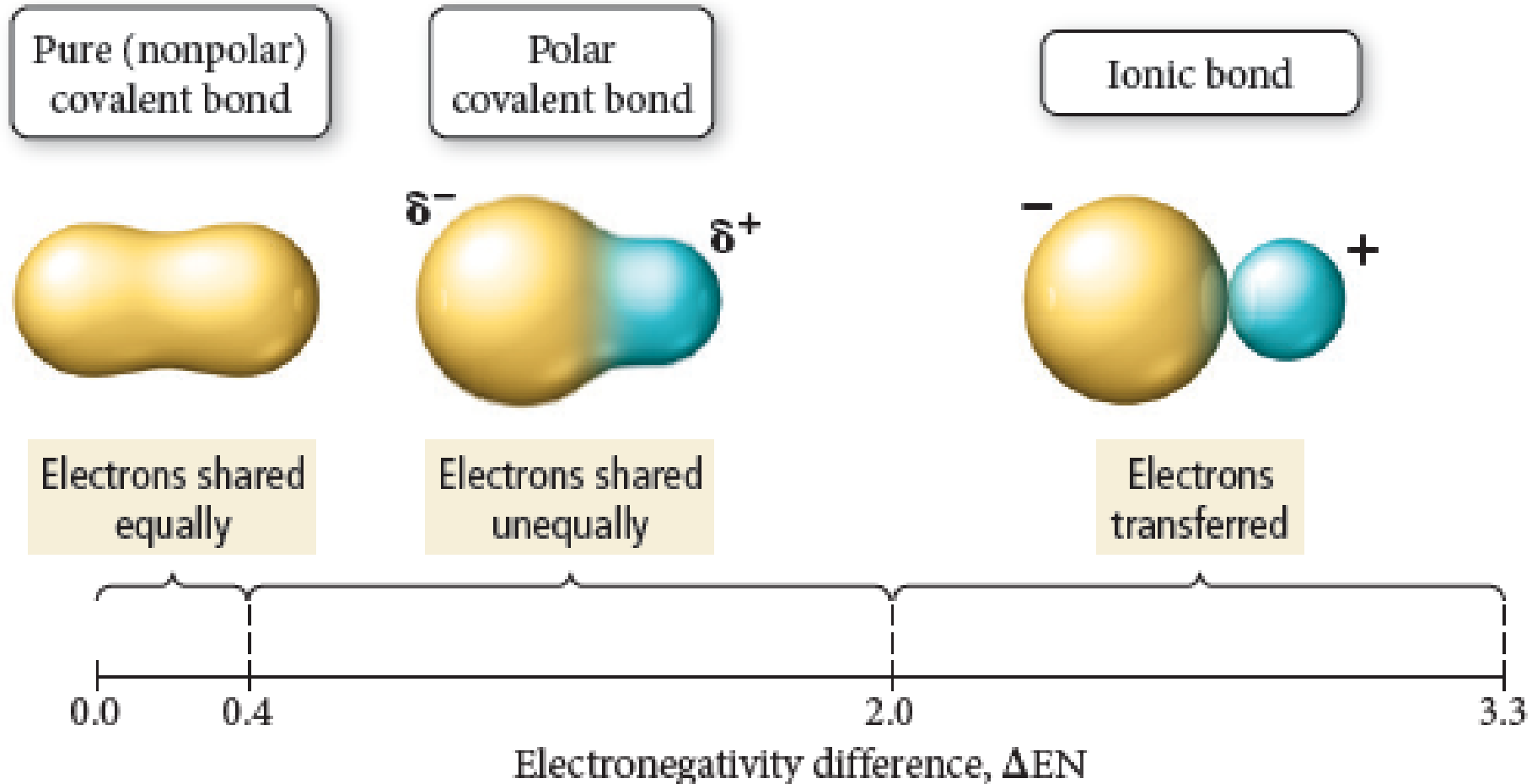
Ηλεκτραρνητικότητα

- Στο LiF η διαφορά ηλεκτραρνητικότητας είναι πολύ μεγάλη, που σημαίνει ότι η ηλεκτρονική πυκνότητα είναι μετατοπισμένη κατά πολύ προς το F.
- Κατά συνέπεια, ο δεσμός που προκύπτει είναι ιοντικός.
- Εάν θεωρηθεί ότι ο δεσμός στο LiF είναι πλήρως ιοντικός, τότε το κλάσμα θετικού φορτίου δ^+ για το Li είναι 1^+ , ενώ το κλάσμα αρνητικού φορτίου δ^- για το F είναι 1^- .
- Εάν δύο άτομα διαφέρουν ως προς την ηλεκτραρνητικότητα τους περισσότερο από 2,0 τότε ο δεσμός μεταξύ τους θεωρείται ως ιοντικός.

Διαφορά ηλεκτραρνητικότητας και είδη δεσμών



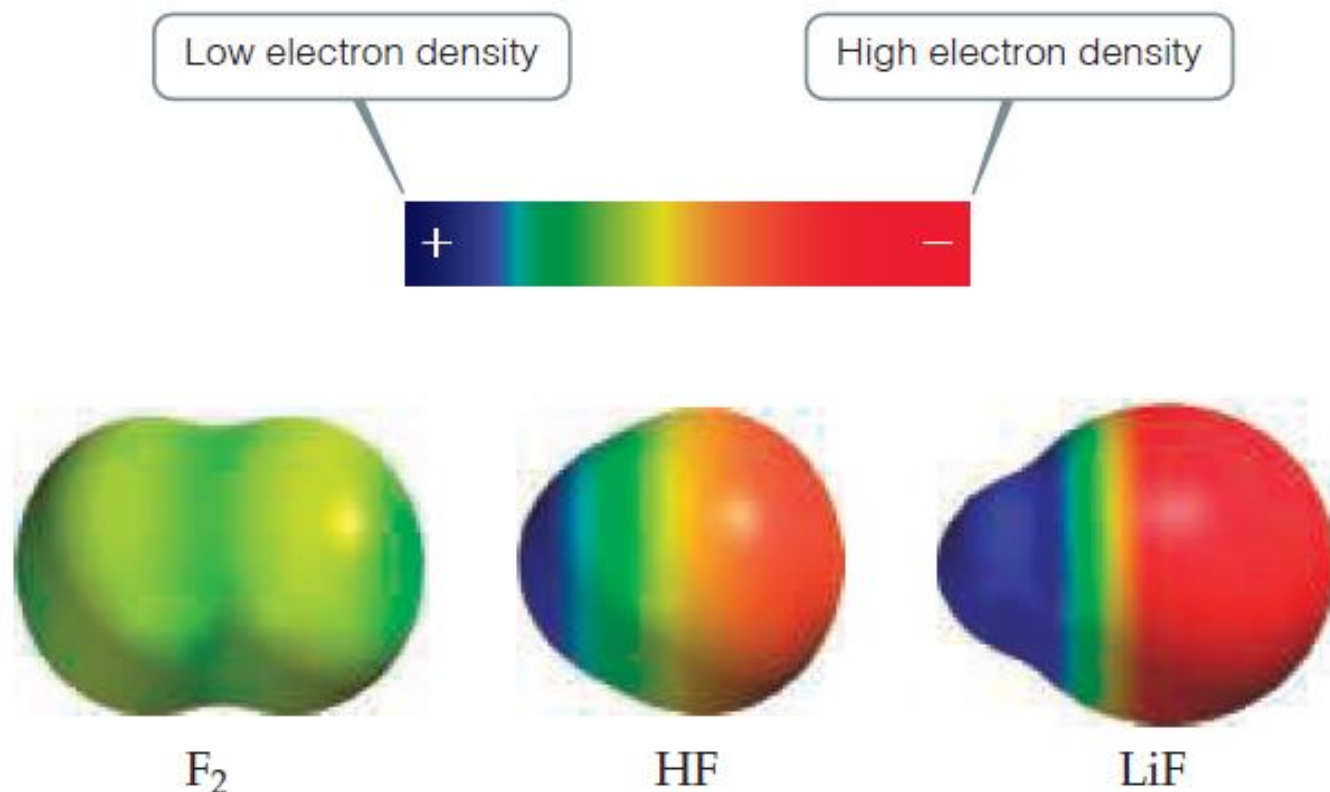
The Continuum of Bond Types





Ηλεκτραρνητικότητα

- Υπολογισμοί της κατανομής της ηλεκτρονικής πυκνότητας για το F_2 , το HF και το LiF.

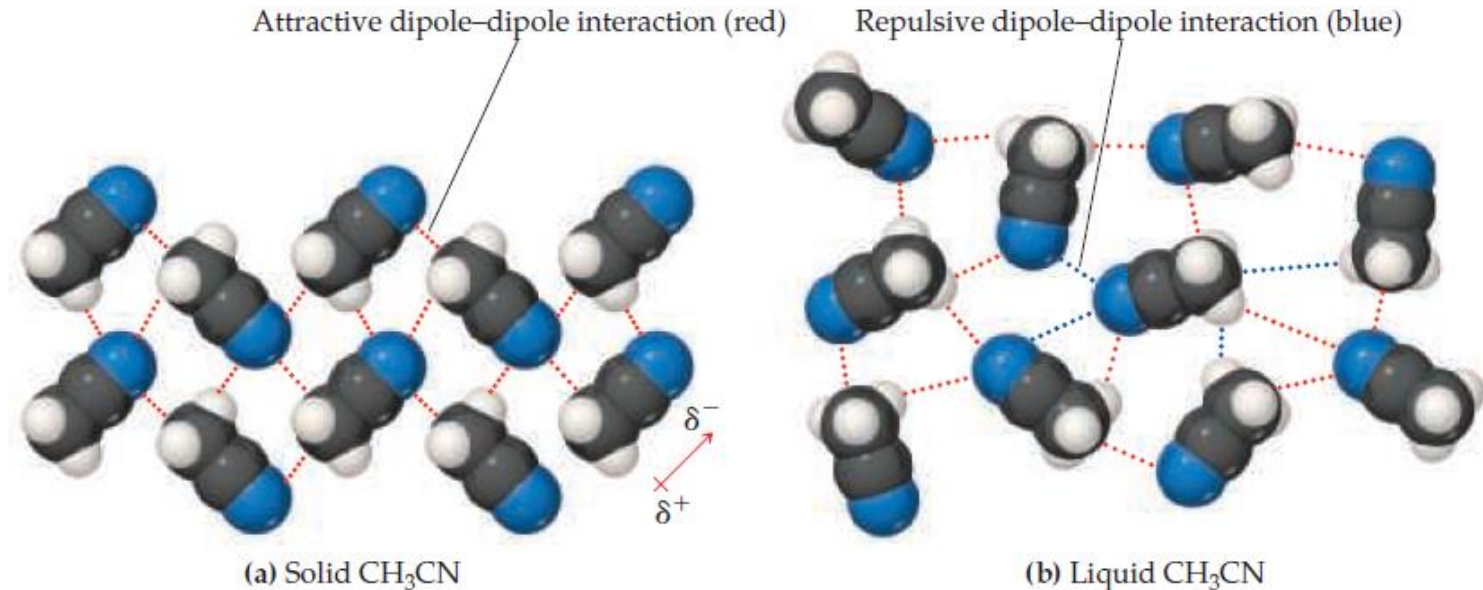
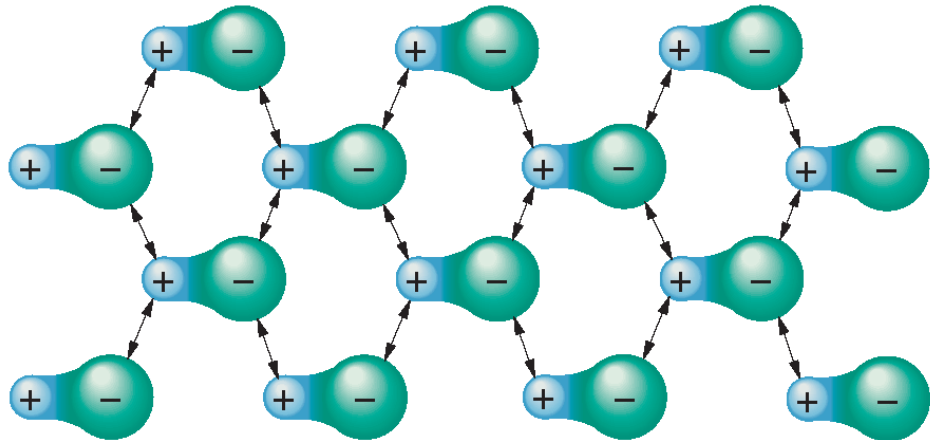


- Όσο μεγαλύτερη είναι η διαφορά ηλεκτραρνητικότητας μεταξύ δύο ατόμων, τόσο πιο πολικός είναι ο δεσμός τους.



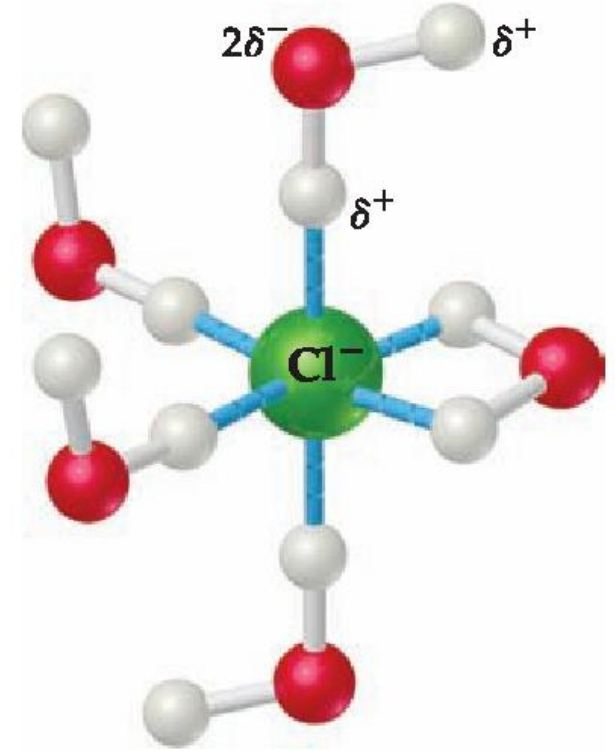
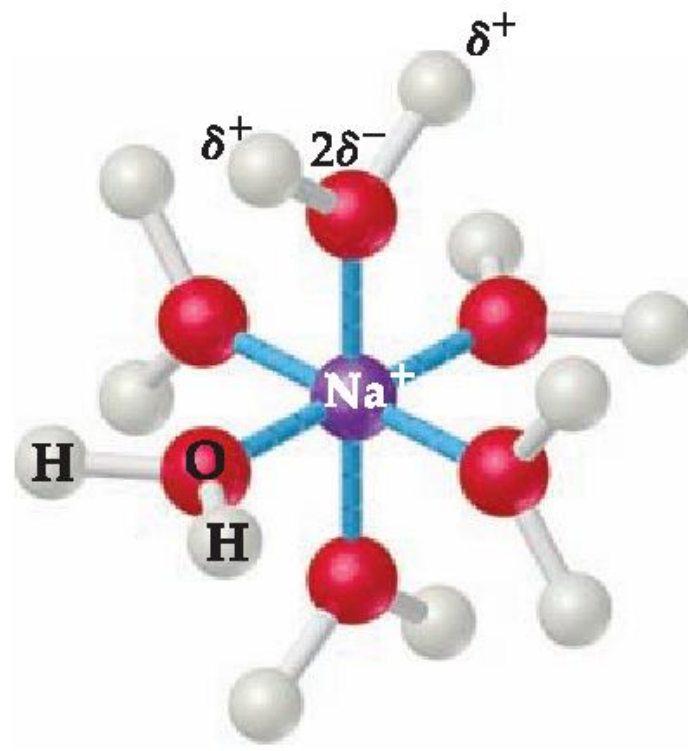
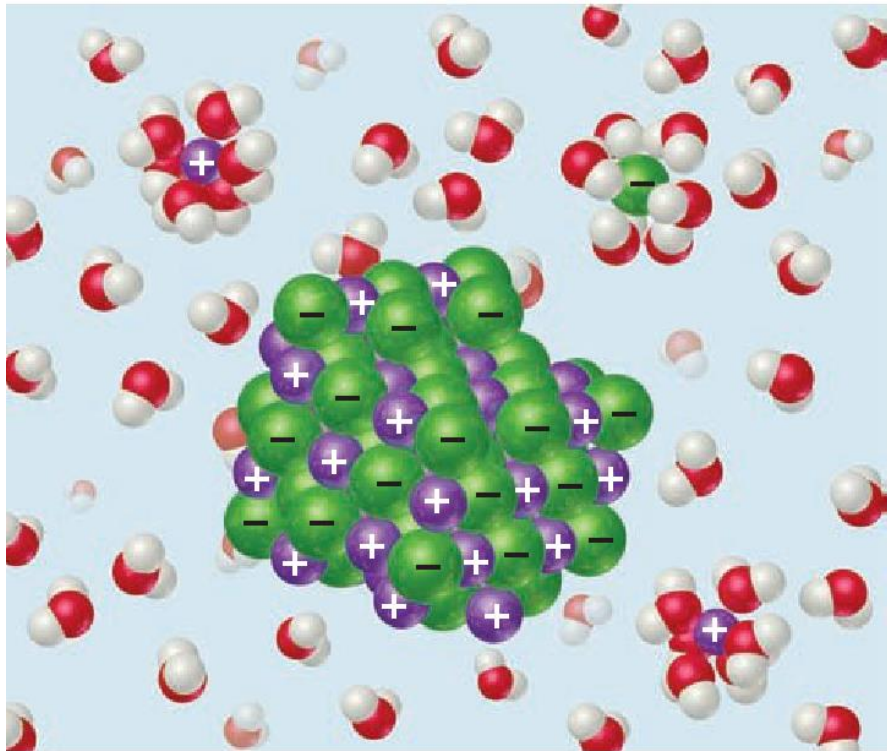
Πολικότητα των μορίων

- Η πολικότητα επηρεάζει σε πάρα πολύ σημαντικό βαθμό τις ιδιότητες των χημικών ουσιών (υγρών και στερεών), καθώς και των (υδατικών) διαλυμάτων.
- Τα πολικά μόρια τοποθετούνται έτσι ώστε το θετικό άκρο του ενός να έλκεται από το αρνητικό άκρο του άλλου.



Πολικότητα των μορίων

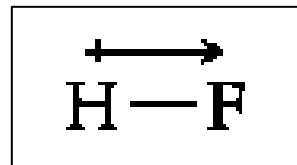
- Τα ιόντα έλκονται από τα πολικά μόρια.
- Τα θετικά ιόντα (κατιόντα) έλκονται από το αρνητικό άκρο ενός πολικού μορίου, ενώ τα αρνητικά ιόντα (ανιόντα) έλκονται από το θετικό άκρο.





Ηλεκτρική διπολική ροπή

- Η πολικότητα ενός μορίου ποσοτικοποιείται με τη μέτρηση της ηλεκτρικής διπολικής του ροπής, μ (μονάδα μέτρησης είναι το debye, σύμβολο D, $1 \text{ debye} = 3,34 \times 10^{-30} \text{ C} \times \text{m}$).
- Η ηλεκτρική διπολική ροπή είναι διανυσματικό μέγεθος και έχει κατεύθυνση από το θετικό προς το αρνητικό φορτίο.
- Όσο μεγαλύτερη είναι η ηλεκτρική διπολική ροπή τόσο πιο πολικός είναι ο δεσμός.
- Η πολικότητα ενός μορίου εξαρτάται από την πολικότητα των δεσμών του αλλά και από το σχήμα του μορίου.

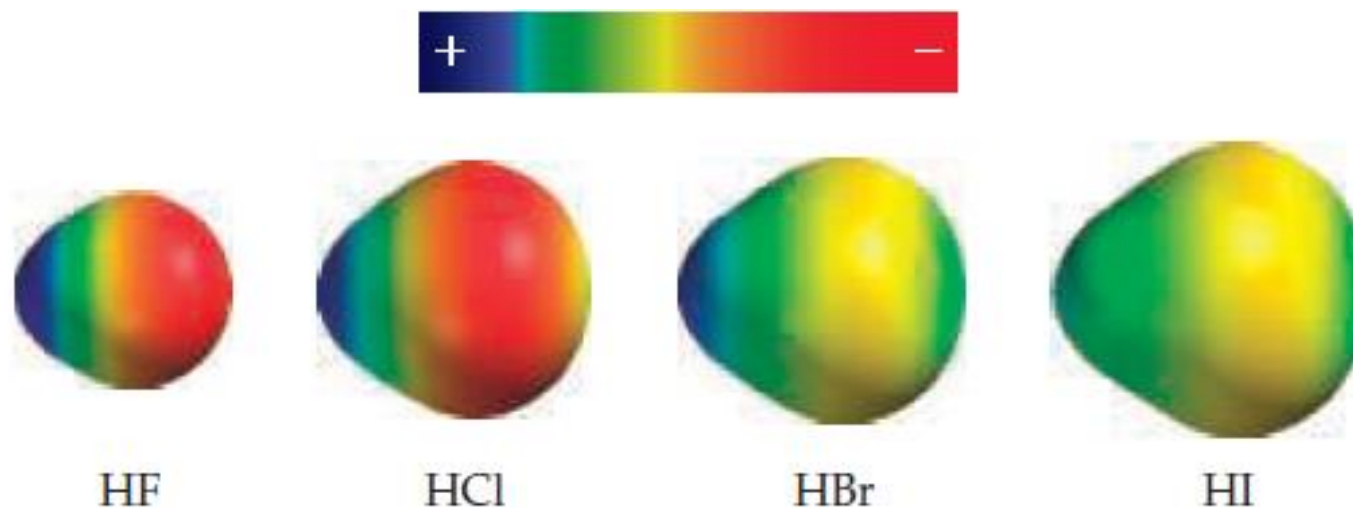


Ηλεκτρική διπολική ροπή



TABLE 8.2 Bond Lengths, Electronegativity Differences, and Dipole Moments of the Hydrogen Halides

Compound	Bond Length (Å)	Electronegativity Difference	Dipole Moment (D)
HF	0.92	1.9	1.82
HCl	1.27	0.9	1.08
HBr	1.41	0.7	0.82
HI	1.61	0.4	0.44

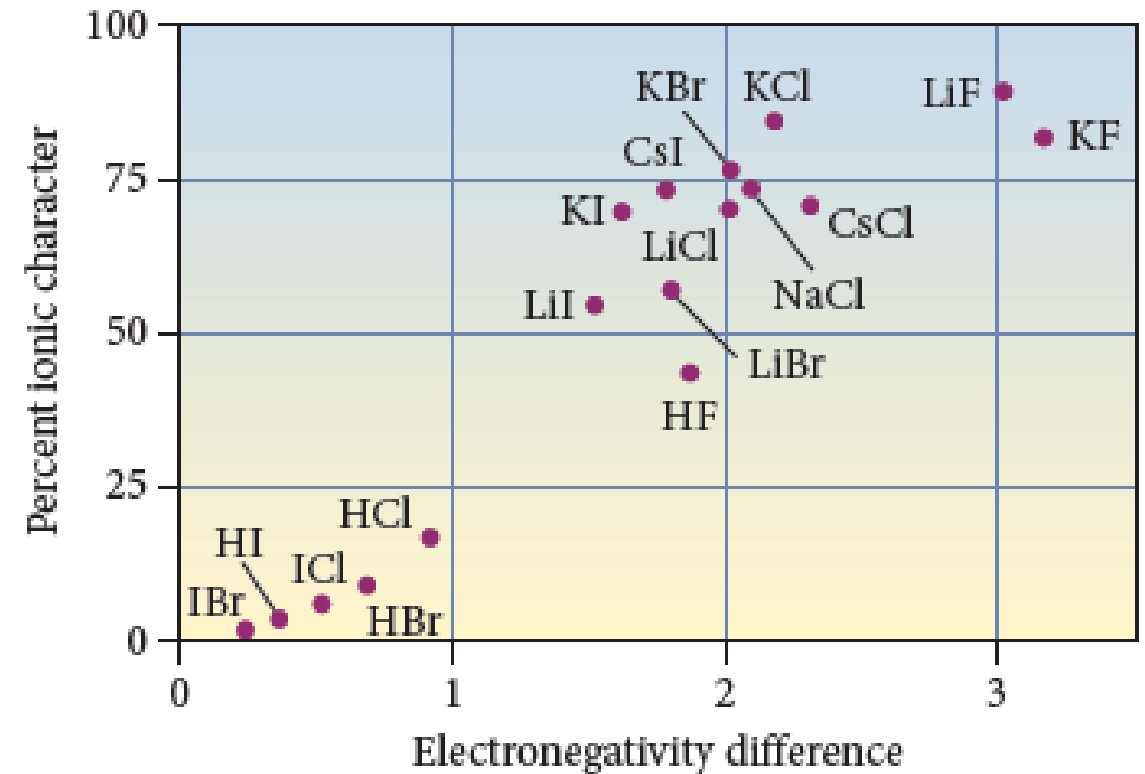


Ηλεκτρική διπολική ροπή και ιοντικός χαρακτήρας

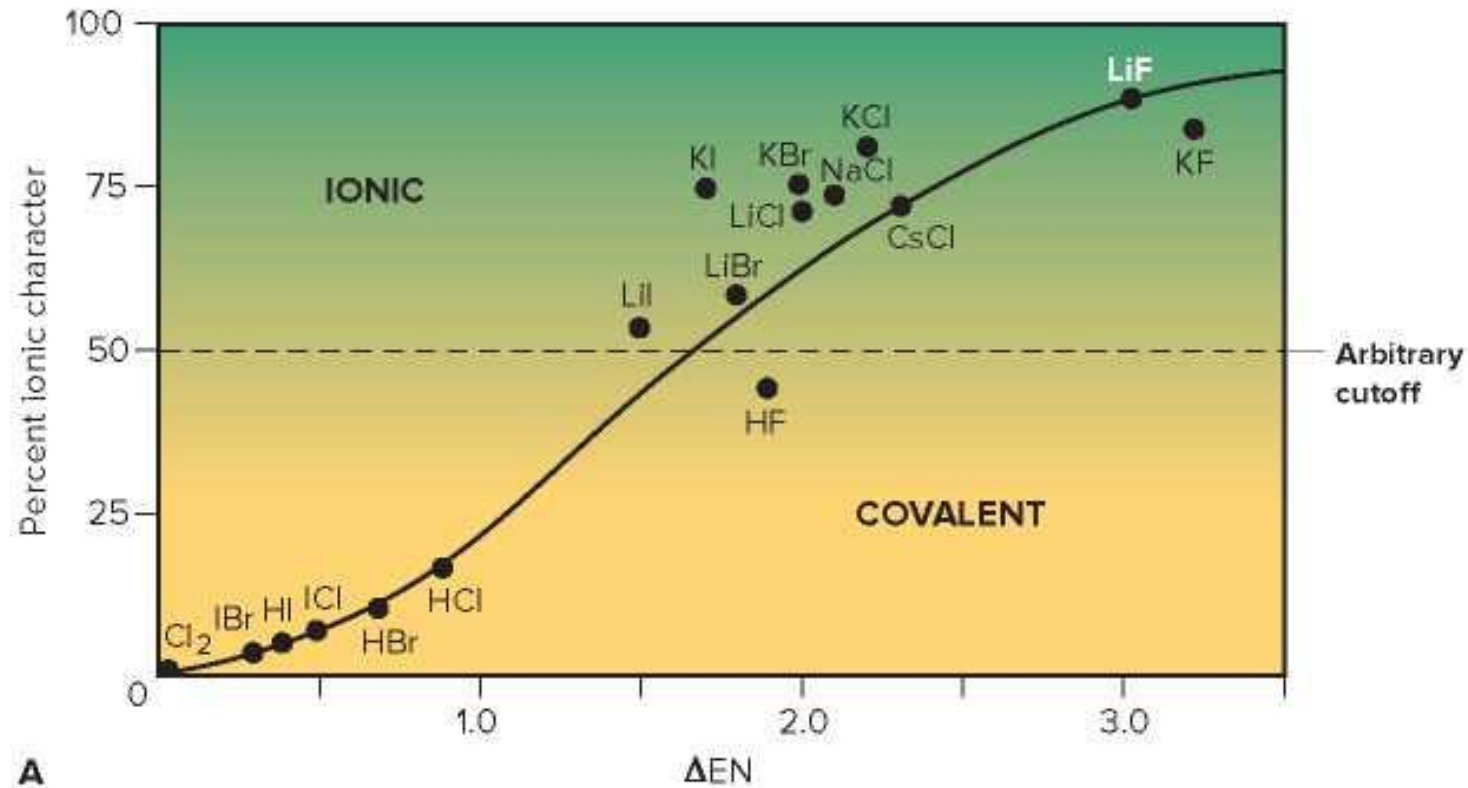


TABLE 9.2 Dipole Moments of Several Molecules in the Gas Phase

Molecule	ΔEN	Dipole Moment (D)
Cl_2	0	0
CIF	1.0	0.88
HF	1.9	1.82
LiF	3.0	6.33



Ηλεκτρική διπολική ροπή και ιοντικός χαρακτήρας





Σχεδίαση τύπων κατά Lewis

➤ Ο τύπος κατά Lewis ενός μορίου μοιάζει με τον συντακτικό τύπο στο ότι δείχνει πώς συνδέονται τα άτομα μεταξύ τους.

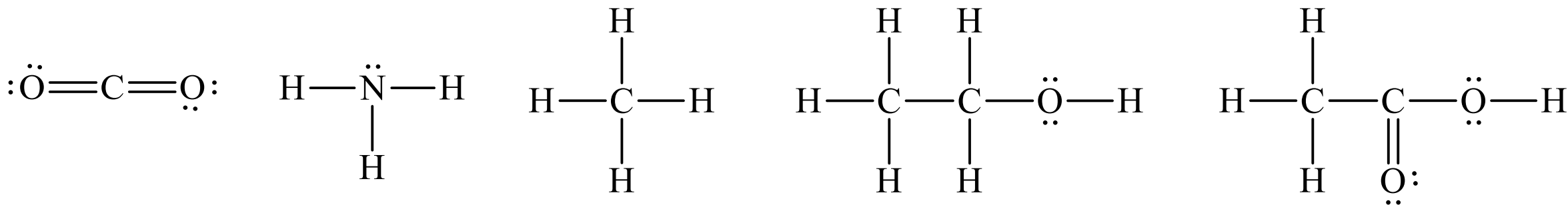
➤ Τα δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων παριστάνονται με:

i. μία παύλα για τον απλό ομοιοπολικό δεσμό $\text{H}-\ddot{\text{Cl}}:$ $\text{H}-\ddot{\text{O}}-\text{H}$

ii. δύο παύλες για το διπλό ομοιοπολικό δεσμό $:\ddot{\text{O}}=\ddot{\text{O}}:$

iii. τρεις παύλες για τον τριπλό ομοιοπολικό δεσμό. $:\text{N}\equiv\text{N}:$

➤ Επιπλέον, ο τύπος κατά Lewis δείχνει τις θέσεις των μη δεσμικών ζευγών ηλεκτρονίων, κάτι που δεν δείχνει ο συντακτικός τύπος.





Σχεδίαση τύπων κατά Lewis

- Για να σχεδιαστεί ο τύπος κατά Lewis ενός μορίου (ή ενός πολυατομικού ιόντος) πρέπει να είναι γνωστός ο συντακτικός του τύπος (ή σκελετική δομή) του μορίου.
- Ο συντακτικός τύπος δείχνει πώς συνδέονται άτομα μεταξύ τους στο μόριο της ουσίας.
- Ο συντακτικός τύπος (ή σκελετική δομή) προκύπτει πειραματικά.
- Για απλά μόρια, μπορούμε συχνά να προβλέπουμε τη σκελετική δομή. Πολλά μικρά μόρια ή πολυατομικά ιόντα αποτελούνται από ένα κεντρικό άτομο με το οποίο είναι συνδεδεμένα γύρω του άτομα μεγαλύτερης ηλεκτραρνητικότητας, όπως F, Cl και O.



Σχεδίαση τύπων κατά Lewis

- Για να σχεδιάσουμε τον τύπο κατά Lewis ακολουθούμε τα εξής βήματα:
 1. Υπολογίζουμε το συνολικό αριθμό ηλεκτρονίων σθένους για το μόριο, αθροίζοντας τα ηλεκτρόνια σθένους όλων των ατόμων του μορίου.
- Για τα πολυατομικά ανιόντα, προσθέτουμε στο σύνολο των ηλεκτρονίων και τον αριθμό των αρνητικών φορτίων (π.χ., για το ανιόν CO_3^{2-} προσθέτουμε 2).
- Για τα πολυατομικά κατιόντα, αφαιρούμε τον αριθμό θετικών φορτίων από το άθροισμα (π.χ., για το κατιόν NH_4^+ αφαιρούμε 1.)



Σχεδίαση τύπων κατά Lewis

2. Σχεδιάζουμε το συντακτικό τύπο του μορίου ή ιόντος, τοποθετώντας ανάμεσα σε κάθε ζεύγος ενωμένων ατόμων μία παύλα (απλό δεσμό).
 3. Κατανέμουμε ηλεκτρόνια στα άτομα που περιβάλλουν το κεντρικό άτομο με τρόπο ώστε να ικανοποιείται από τα περιβάλλοντα άτομα ο κανόνας των οκτώ ηλεκτρονίων.
 4. Κατανέμουμε τα υπόλοιπα ηλεκτρόνια ως ζεύγη στο κεντρικό άτομο.
- Αν στο κεντρικό άτομο υπάρχουν λιγότερα από οκτώ ηλεκτρόνια, αυτό συνήθως υποδηλώνει την παρουσία πολλαπλού δεσμού.



Σχεδίαση τύπων κατά Lewis

- Αν από την οκτάδα λείπουν δύο ηλεκτρόνια, αυτό σημαίνει ύπαρξη ενός διπλού δεσμού, ενώ αν λείπουν τέσσερα ηλεκτρόνια, τότε υπάρχει ένας τριπλός δεσμός ή δύο διπλοί δεσμοί.
- Για να δημιουργήσουμε έναν πολλαπλό δεσμό, μετακινούμε ένα ή δύο ζεύγη ηλεκτρονίων (ανάλογα προς την πολλαπλότητα του δεσμού) από ένα γειτονικό άτομο προς τον δεσμό που συνδέει το άτομο αυτό με το κεντρικό άτομο.
- Άτομα που συχνά σχηματίζουν πολλαπλούς δεσμούς είναι τα C, N, O και S.

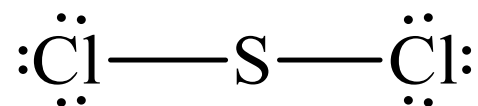


Σχεδίαση τύπων κατά Lewis

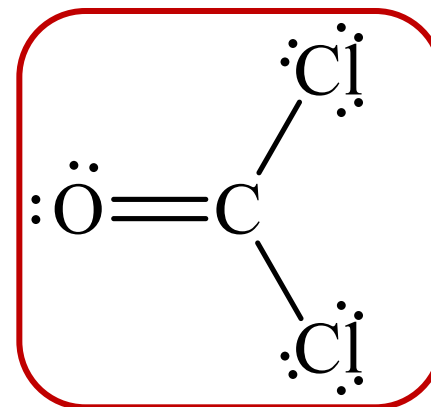
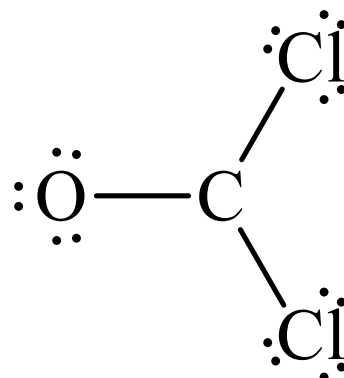
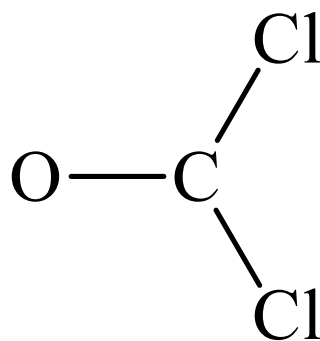
- Παραδείγματα: Να σχεδιαστούν οι τύποι κατά Lewis των μορίων SCl_2 και COCl_2 , καθώς και του ιόντος BF_4^- .

- Απάντηση:

- SCl_2 : $6 + 2 \times 7 = 20$ ηλεκτρόνια σθένους



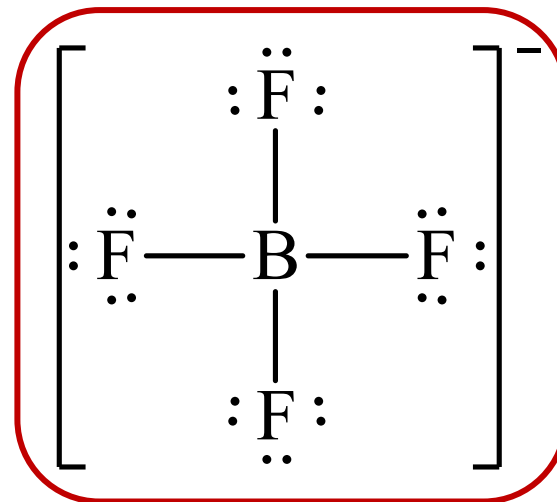
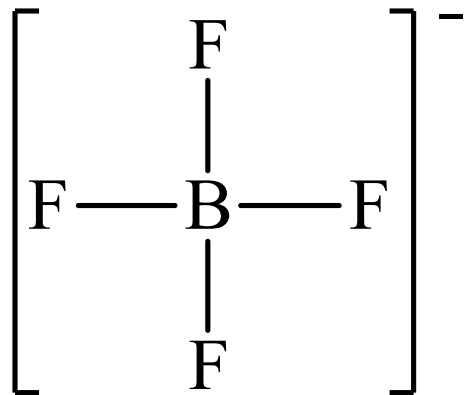
- COCl_2 : $4 + 6 + 2 \times 7 = 24$ ηλεκτρόνια σθένους



Σχεδίαση τύπων κατά Lewis



➤ BF_4^- : $3 + 4 \times 7 + 1 = 32$ ηλεκτρόνια σθένους





Συντονισμός ή Μεσομέρεια

- Υπάρχουν περιπτώσεις μορίων και ιόντων στις οποίες είναι δυνατόν να γραφτούν περισσότερες από μία δομές κατά Lewis.
- Παραδείγματα: όζον O_3 , νιτρικό ανιόν NO_3^- , βενζόλιο C_6H_6 .
- όζον O_3

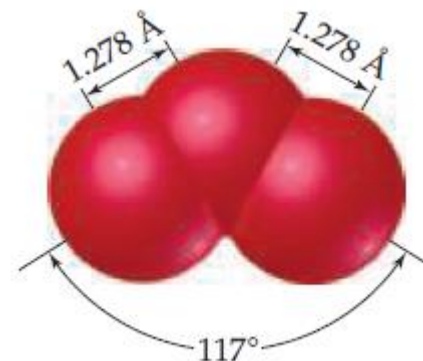
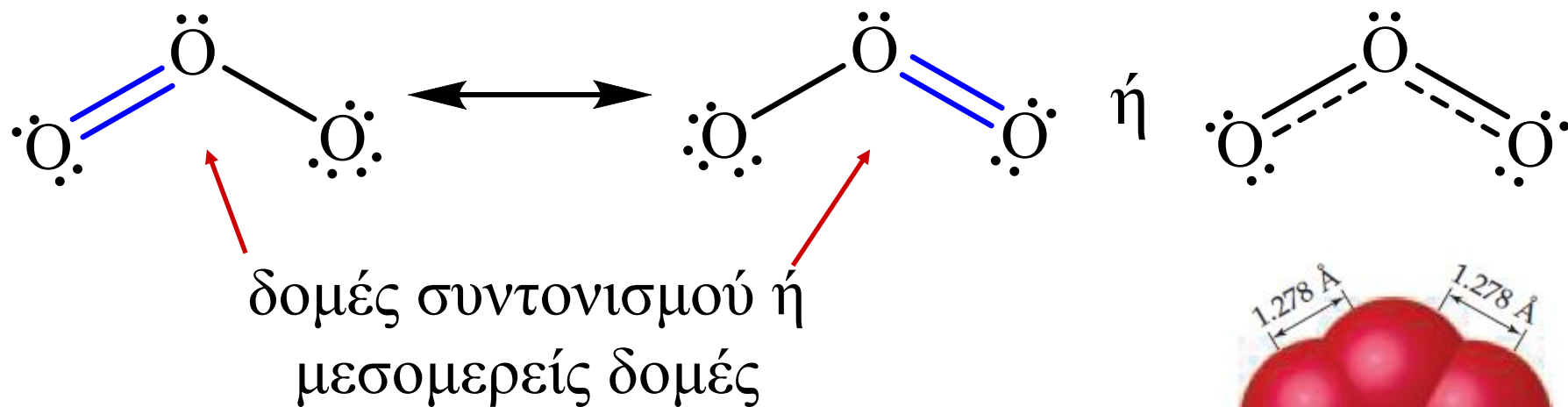



Table 9.2
Average Bond Energies (kJ/mol) and Bond Lengths (pm)

Bond	Energy	Length	Bond	Energy	Length	Bond	Energy	Length	Bond	Energy	Length
Single Bonds											
H—H	432	74	N—H	391	101	Si—H	323	148	S—H	347	134
H—F	565	92	N—N	160	146	Si—Si	226	234	S—S	266	204
H—Cl	427	127	N—P	209	177	Si—O	368	161	S—F	327	158
H—Br	363	141	N—O	201	144	Si—S	226	210	S—Cl	271	201
H—I	295	161	N—F	272	139	Si—F	565	156	S—Br	218	225
			N—Cl	200	191	Si—Cl	381	204	S—I	~170	234
			N—Br	243	214	Si—Br	310	216			
			N—I	159	222	Si—I	234	240	F—F	159	143
C—H	413	109							F—Cl	193	166
C—C	347	154	O—H	467	96	P—H	320	142	F—Br	212	178
C—Si	301	186	O—P	351	160	P—Si	213	227	F—I	263	187
C—N	305	147	O—O	204	148	P—P	200	221	Cl—Cl	243	199
C—O	358	143	O—S	265	151	P—F	490	156	Cl—Br	215	214
C—P	264	187	O—F	190	142	P—Cl	331	204	Cl—I	208	243
C—S	259	181	O—Cl	203	164	P—Br	272	222	Br—Br	193	228
C—F	453	133	O—Br	234	172	P—I	184	246	Br—I	175	248
C—Cl	339	177	O—I	234	194				I—I	151	266
C—Br	276	194									
C—I	216	213									
Multiple Bonds											
C=C	614	134	N=N	418	122	C≡C	839	121	N≡N	945	110
C=N	615	127	N=O	607	120	C≡N	891	115	N≡O	1020	106
C=O	745	123	O ₂	498	121	C≡O	1070	113			

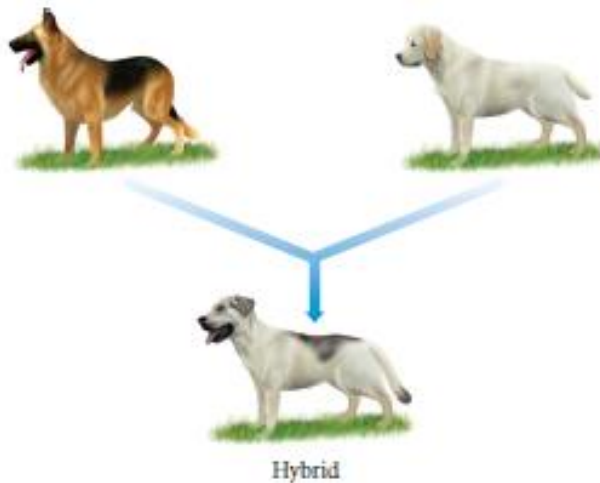
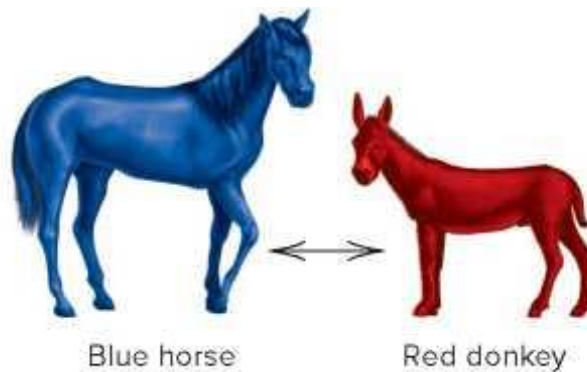
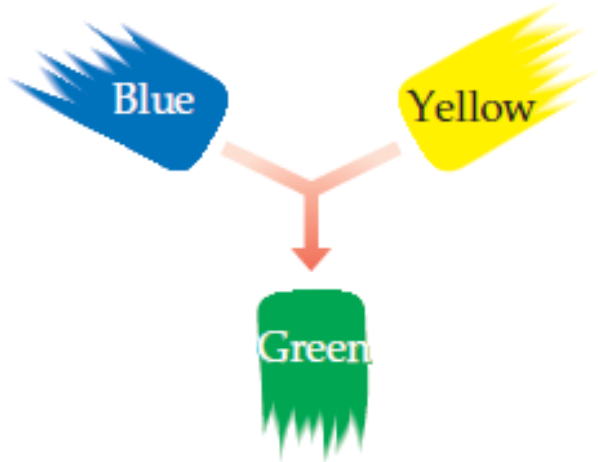
 (799 in CO₂)

Συντονισμός ή Μεσομέρεια

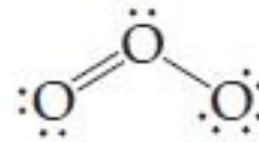


➤ Όζον, O_3 .

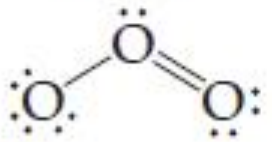
Primary color Primary color



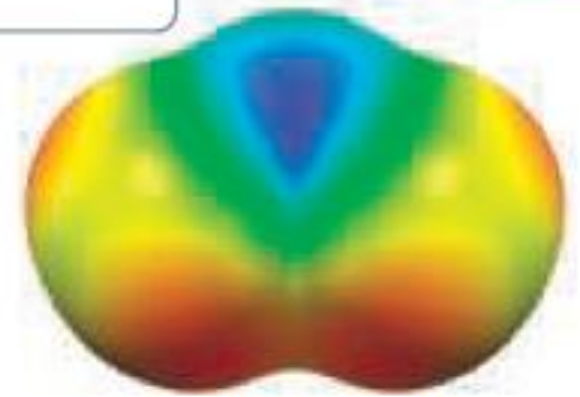
Resonance
structure



Resonance
structure



Notice that the electron density is distributed symmetrically across the molecule.

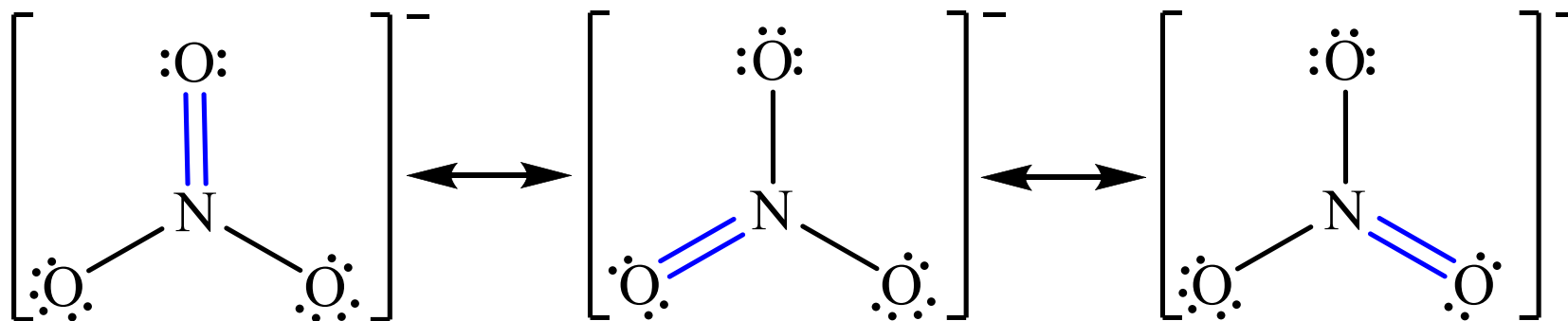


Ozone molecule

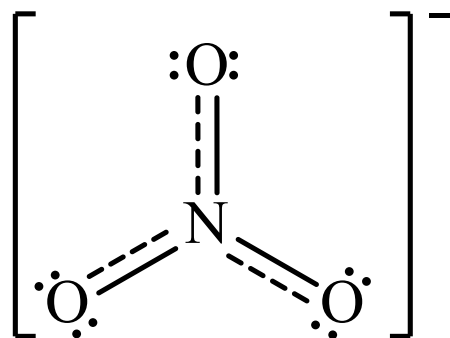
Συντονισμός ή Μεσομέρεια



➤ νιτρικό ανιόν NO_3^-



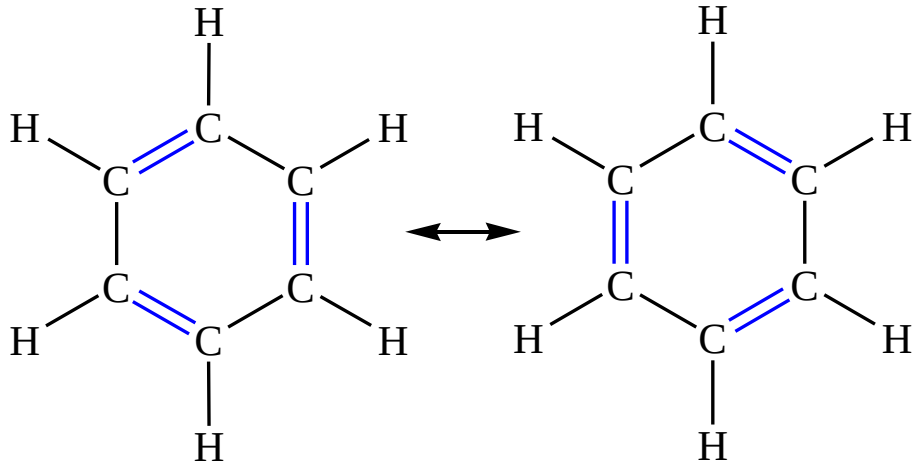
ή



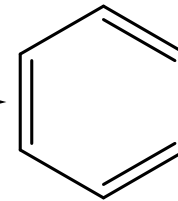
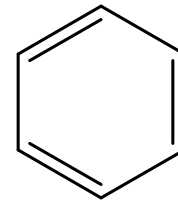
Συντονισμός ή Μεσομέρεια



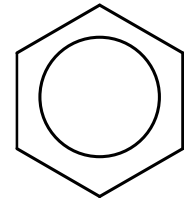
➤ Βενζόλιο: C_6H_6



ή



ή





Εξαιρέσεις από τον κανόνα της οκτάδας

- Υπάρχουν 3 κατηγορίες εξαιρέσεων από τον κανόνα της οκτάδας:
1. μόρια και πολυ-ατομικά ιόντα τα οποία περιέχουν **περιττό αριθμό ηλεκτρονίων**
 2. μόρια και πολυ-ατομικά ιόντα στα οποία ένα άτομο έχει **λιγότερα από 8 ηλεκτρόνια σθένους**
 3. μόρια και πολυ-ατομικά ιόντα στα οποία ένα άτομο έχει **περισσότερα από 8 ηλεκτρόνια σθένους**.



Εξαιρέσεις από τον κανόνα της οκτάδας

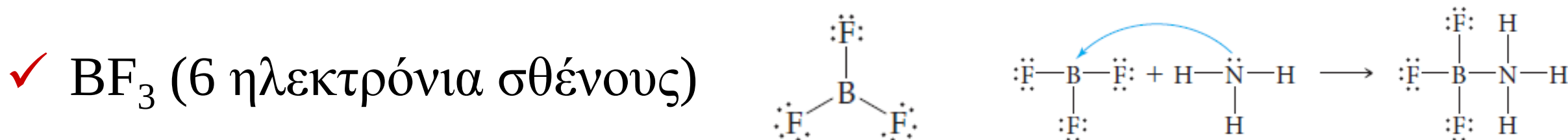
1. Μόρια και ιόντα με περιττό αριθμό ηλεκτρονίων σθένους ονομάζονται **ελεύθερες ρίζες (free radicals)**:

- ✓ NO (11 ηλεκτρόνια σθένους)
- ✓ NO₂ (17 ηλεκτρόνια σθένους)
- ✓ ClO (13 ηλεκτρόνια σθένους)
- ✓ ClO₂ (19 ηλεκτρόνια σθένους)
- ✓ ClO₃ (25 ηλεκτρόνια σθένους)
- ✓ O₂⁻ (13 ηλεκτρόνια σθένους)



Εξαιρέσεις από τον κανόνα της οκτάδας

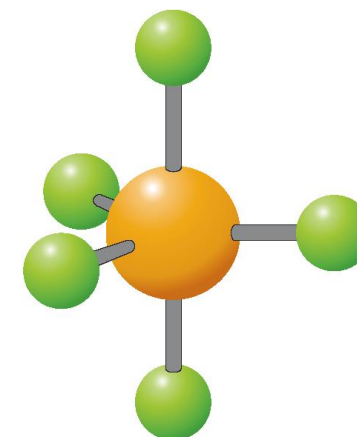
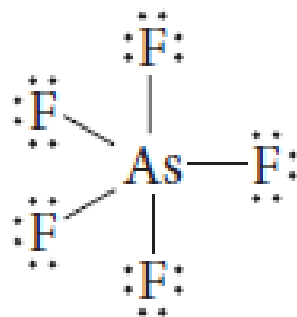
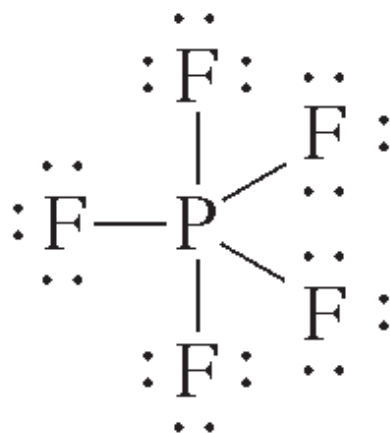
2. Μόρια και πολυ-ατομικά ιόντα στα οποία ένα άτομο έχει λιγότερα από 8 ηλεκτρόνια σθένους.
- Το υδρογόνο στις ενώσεις του, καθώς και το άτομο του ηλίου έχουν 2 ηλεκτρόνια στην εξωτερική τους στιβάδα.
 - Άτομα όπως το B και το Be έχουν λιγότερα από 8 ηλεκτρόνια στη στιβάδα σθένους, π.χ.
- ✓ BeF_2 (4 ηλεκτρόνια σθένους) $\text{:}\ddot{\text{F}}\text{:Be:}\ddot{\text{F}}\text{:}$





Εξαιρέσεις από τον κανόνα της οκτάδας

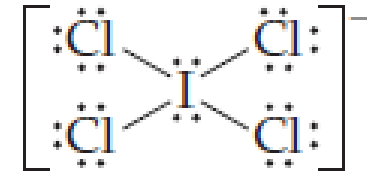
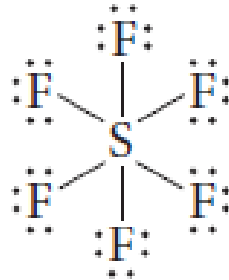
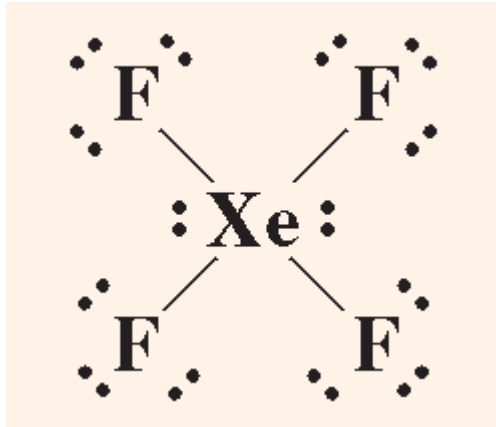
3. Μόρια και πολυ-ατομικά ιόντα στα οποία ένα άτομο έχει περισσότερα από 8 ηλεκτρόνια σθένους.
- Τα στοιχεία που βρίσκονται στην 3^η, 4^η, 5^η, 6^η και 7^η περίοδο του περιοδικού πίνακα μπορούν να έχουν παραπάνω από 8 ηλεκτρόνια σθένους (διαθέτουν άδεια *d* και *f* ατομικά τροχιακά):
- ✓ π.χ. PCl_5 , SF_4 , PF_5 , AsF_5 (10 ηλεκτρόνια σθένους)





Εξαιρέσεις από τον κανόνα της οκτάδας

✓ XeF_4 , SF_6 , AsF_6^- , ICl_4^- (12 ηλεκτρόνια σθένους)





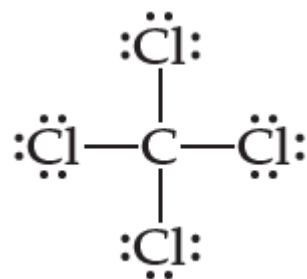
Μοριακή Γεωμετρία: σχήματα των μορίων

- Οι δομές κατά Lewis δεν δείχνουν το σχήμα των μορίων.
- Τα μόρια έχουν **σχήμα** και **μέγεθος** το οποίο καθορίζεται από τις **γωνίες των δεσμών** και τις **αποστάσεις μεταξύ των ατόμων**.
- Το σχήμα και το μέγεθος ενός μορίου, μαζί με την ισχύ και την πολικότητα των δεσμών του, καθορίζουν σε σημαντικό βαθμό τις φυσικές και χημικές του ιδιότητες.



Μοριακή Γεωμετρία: σχήματα των μορίων

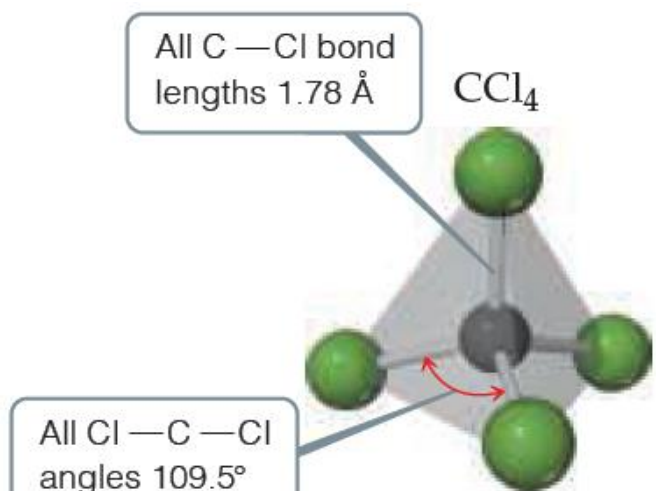
- Έστω για παράδειγμα το μόριο του τετραχλωράνθρακα, CCl_4 .
- Η δομή κατά Lewis του μορίου είναι:



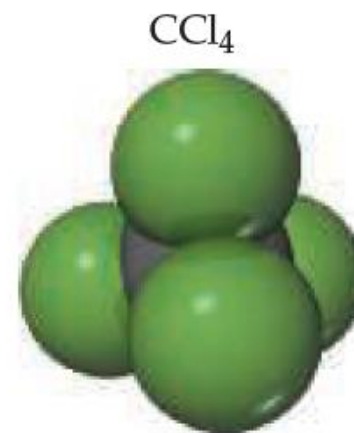
- Ωστόσο, η γεωμετρία (σχήμα) του μορίου είναι τετραεδρική:



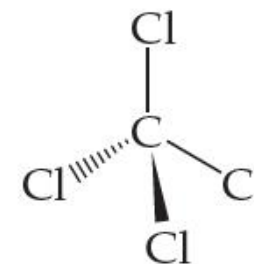
Tetrahedron



Ball and stick model



Space-filling model

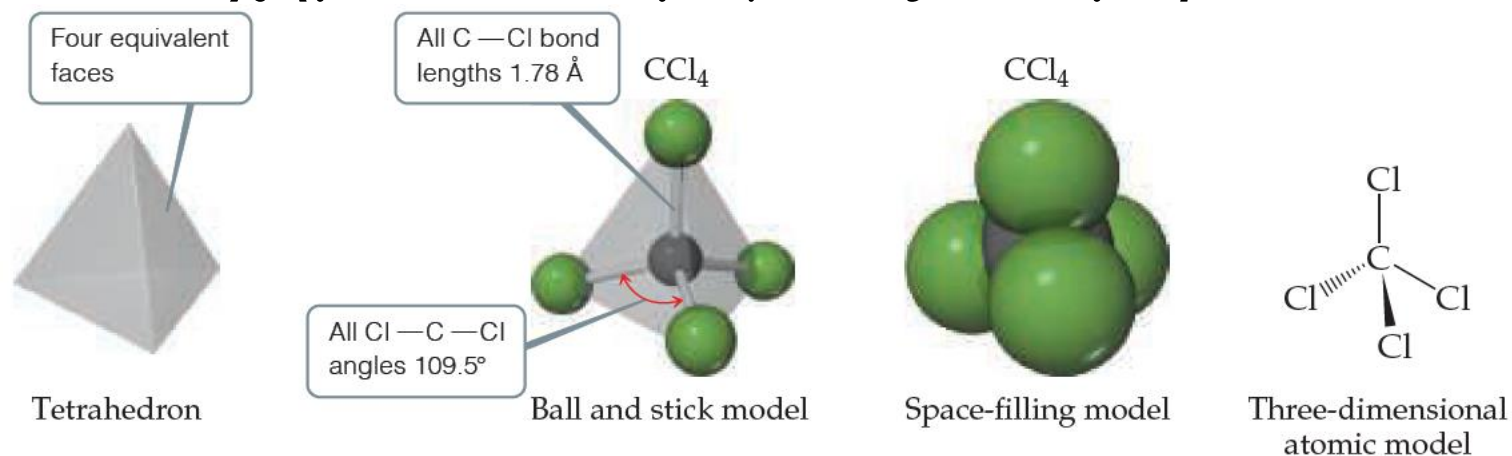


Three-dimensional atomic model



Μοριακή Γεωμετρία: σχήματα των μορίων

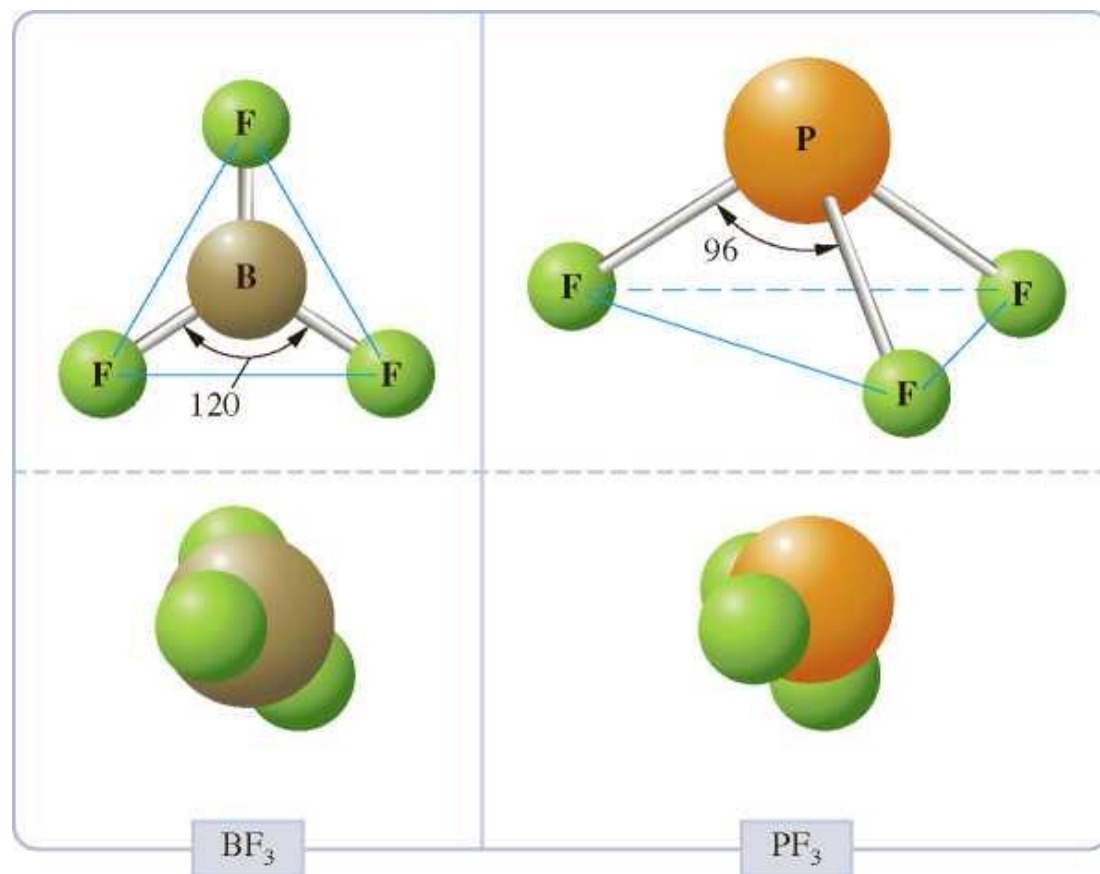
- Το σχήμα ενός μορίου καθορίζεται από τις γωνίες των δεσμών του μορίου.
- Οι γωνίες των δεσμών ενός μορίου είναι οι γωνίες μεταξύ των γραμμών που ενώνουν τους πυρήνες των διαφόρων ατόμων στο μόριο.
- Οι γωνίες των δεσμών ενός μορίου, μαζί με τα μήκη των δεσμών, καθορίζουν το σχήμα και το μέγεθος του μορίου.





Μοριακή Γεωμετρία: σχήματα των μορίων

- Έστω τα μόρια BF_3 και PF_3 .
- Παρά το ότι και τα δύο μόρια έχουν τον ίδιο γενικό τύπο της μορφής AX_3 , το σχήμα τους διαφέρει σημαντικά:





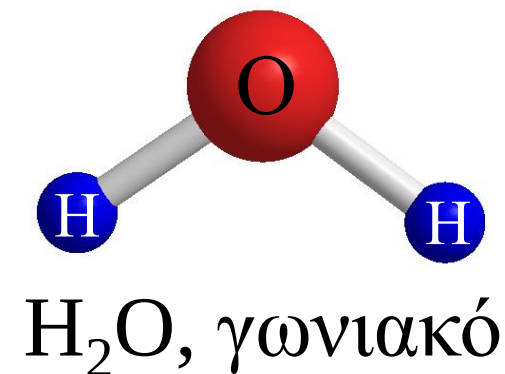
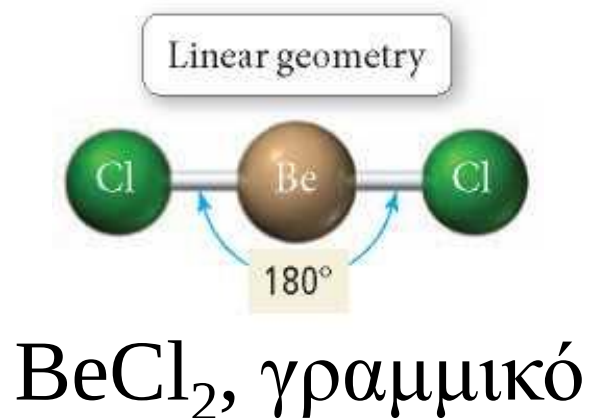
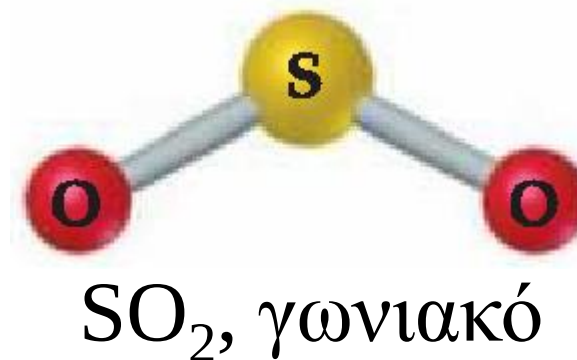
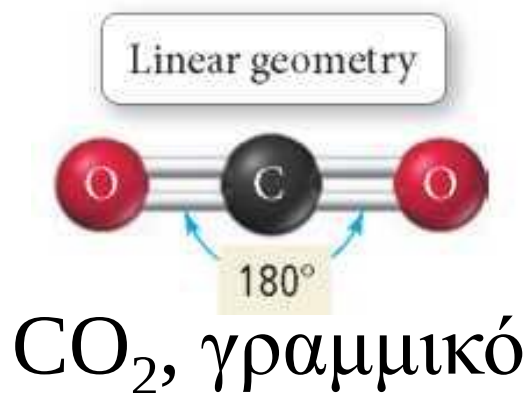
Μοριακή Γεωμετρία: σχήματα των μορίων

- Η μοριακή γεωμετρία είναι το σχήμα ενός μορίου, όπως αυτό καθορίζεται από τις **σχετικές θέσεις των ατομικών πυρήνων**.
- Θα εξεταστούν τα σχήματα των μορίων (και των ιόντων) με γενικό μοριακό τύπο AX_n , με $n = 1$ έως 6, όπου το κεντρικό άτομο A ενώνεται με n περιφερειακά άτομα, π.χ. H_2O , NH_3 , CO_2 , CH_4 .
- Για $n = 1$ προκύπτουν μόρια της μορφής AX , π.χ. HCl , H_2 , N_2 , O_2 , τα οποία έχουν όλα σχήμα γραμμικό.

Σχήματα των μορίων



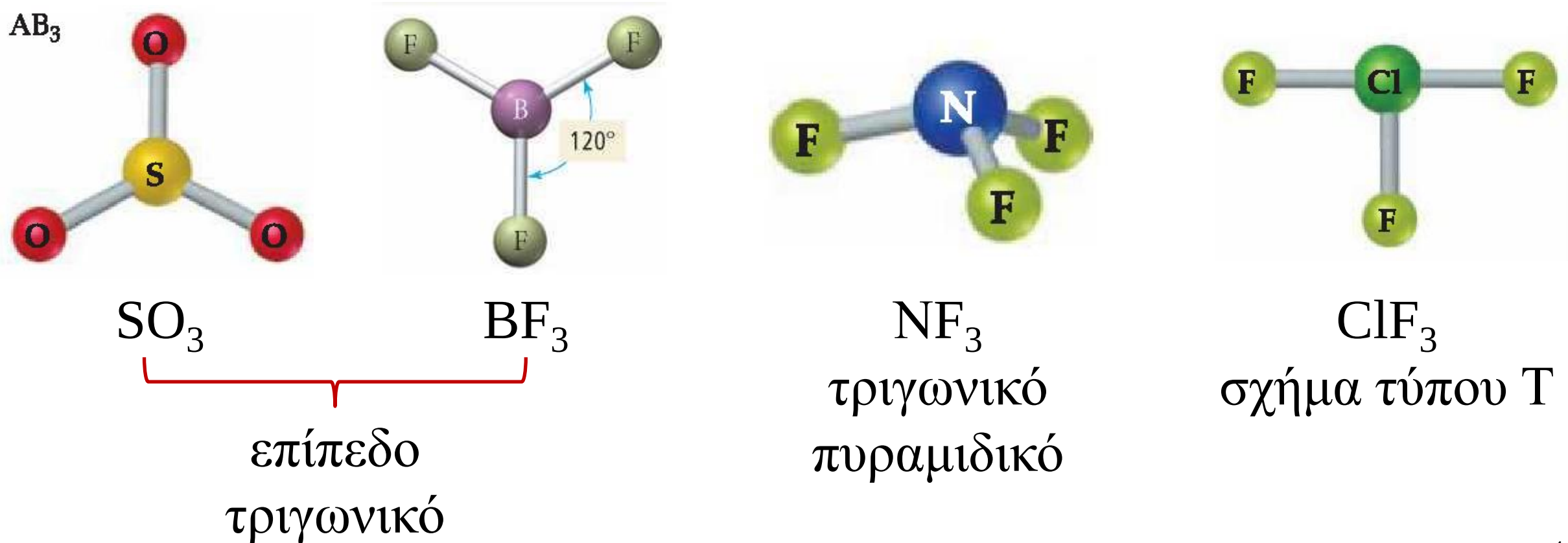
- Για $n = 2$ προκύπτουν μόρια της μορφής AX_2 , π.χ. CO_2 , $BeCl_2$, SO_2 , H_2O : έχουν σχήμα είτε γραμμικό (γωνία = 180°) είτε γωνιακό (γωνία $\neq 180^\circ$).





Σχήματα των μορίων

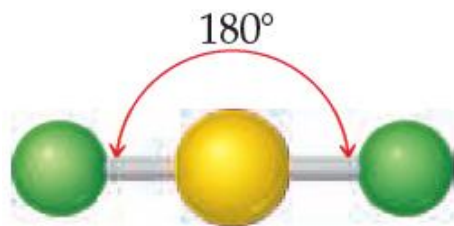
- Για $n = 3$ προκύπτουν μόρια της μορφής AX_3 , π.χ. SO_3 , BF_3 , NH_3 , NF_3 , ClF_3 : έχουν σχήμα είτε επίπεδο τριγωνικό, είτε τριγωνικό πυραμιδικό, είτε σχήμα τύπου T (σπάνιο).



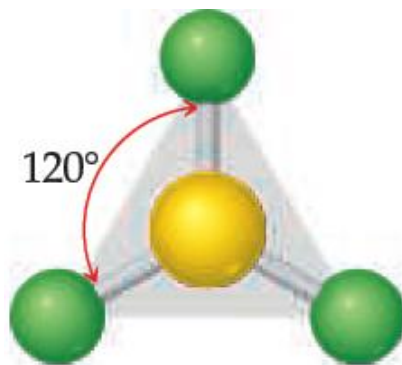
Σχήματα των μορίων



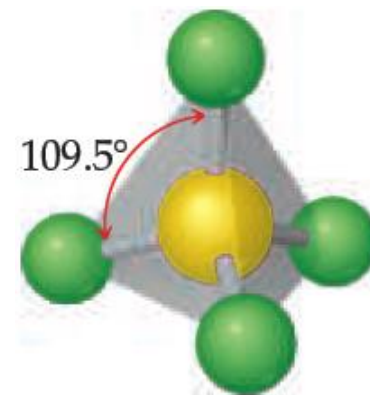
- Γενικά, το σχήμα ενός μορίου της μορφής AX_n , με $n = 2$ έως 6, μπορεί να προκύψει από ένα από τα παρακάτω 5 βασικά γεωμετρικά σχήματα:



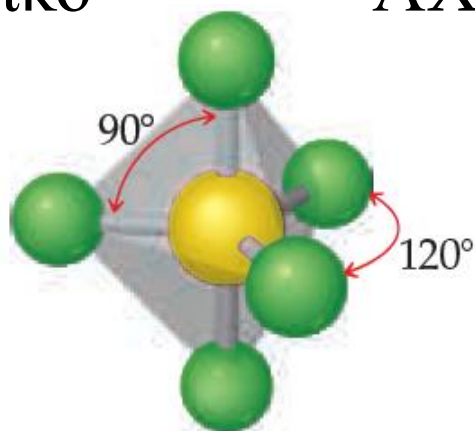
AX_2 : γραμμικό



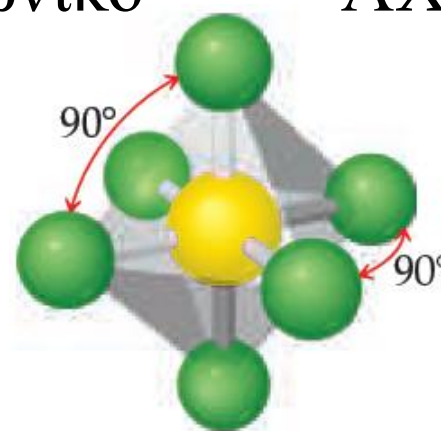
AX_3 : επίπεδο τριγωνικό



AX_4 : τετραεδρικό



AX_5 : τριγωνικό διπυραμιδικό



AX_6 : οκταεδρικό



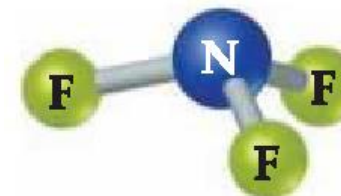
Σχήματα των μορίων

- Κάποια από τα σχήματα που αναφέρθηκαν ήδη δεν περιλαμβάνονται στα 5 αυτά βασικά γεωμετρικά σχήματα, π.χ.:

- ✓ γωνιακό σχήμα του SO_2 :



- ✓ τριγωνικό πυραμιδικό σχήμα του NF_3 :

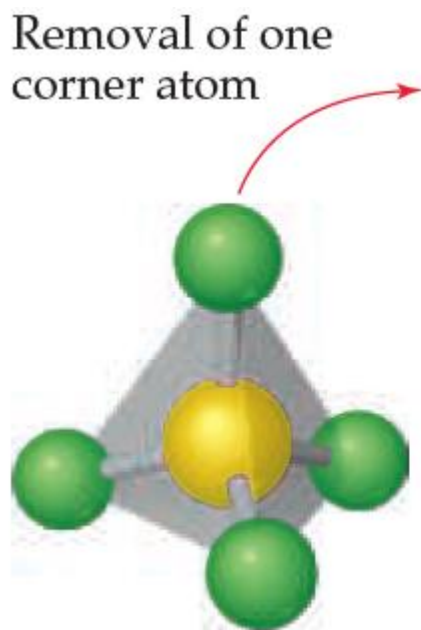


- Ωστόσο, μπορούν να προκύψουν επιπλέον σχήματα ξεκινώντας από αυτά τα πέντε βασικά γεωμετρικά σχήματα.

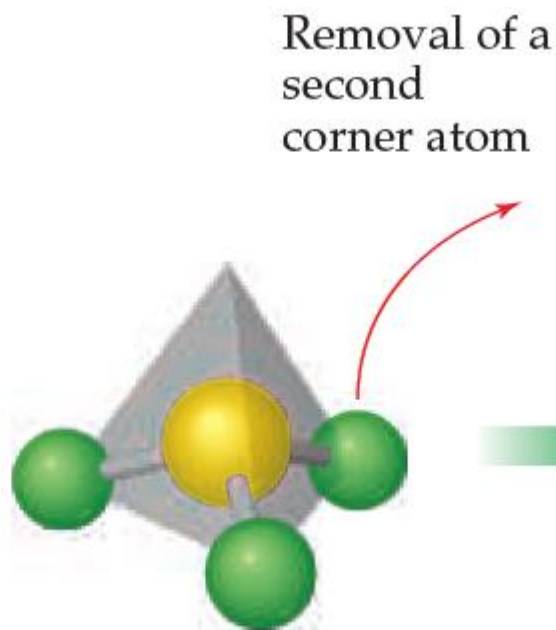


Σχήματα που προκύπτουν από το τετράεδρο

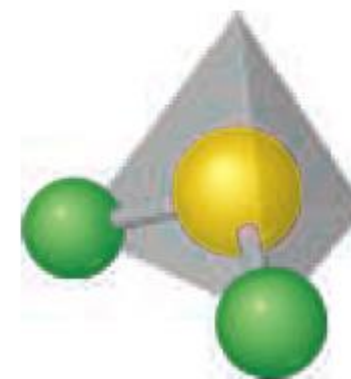
- Για παράδειγμα, ξεκινώντας από το τετραεδρικό σχήμα και αφαιρώντας διαδοχικά άτομα από τις γωνίες μπορεί να προκύψει το τριγωνικό πυραμιδικό σχήμα και στη συνέχεια το γωνιακό σχήμα τύπου V.



τετραεδρικό



τριγωνικό πυραμιδικό



σχήμα τύπου V



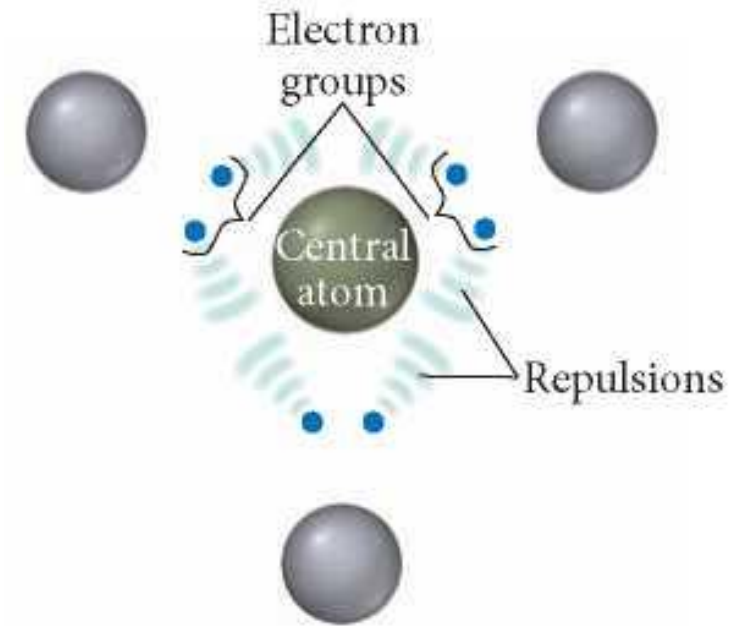
Σχήματα των μορίων: μοντέλο VSEPR

- Υπάρχει ένα απλό μοντέλο, το οποίο στηρίζεται στις δομές κατά Lewis, που μας επιτρέπει να προβλέψουμε τις μοριακές γεωμετρίες.
- Το μοντέλο αυτό ονομάζεται **valence-shell electron-pair repulsion (VSEPR)**: μοντέλο άπωσης των ζευγών ηλεκτρονίων της στιβάδας (ή του φλοιού) σθένους.

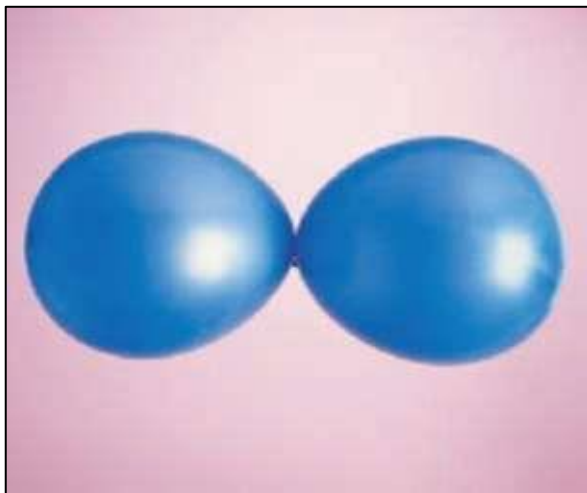


Σχήματα των μορίων: μοντέλο VSEPR

- Το μοντέλο **VSEPR** προβλέπει τα σχήματα των μορίων και των ιόντων της μορφής AX_n , όπου το κεντρικό στοιχείο A ανήκει στις κύριες ομάδες του περιοδικού πίνακα.
- Θεωρεί ότι τα ζεύγη ηλεκτρονίων (δεσμικά και μη δεσμικά) της στιβάδας σθένους διευθετούνται γύρω από το κάθε άτομο έτσι ώστε να παραμένουν όσο γίνεται μακρύτερα το ένα από το άλλο.
- Αυτό γίνεται για να ελαχιστοποιηθούν οι απωστικές δυνάμεις μεταξύ των ζευγών ηλεκτρονίων.



Μοντέλο VSEPR

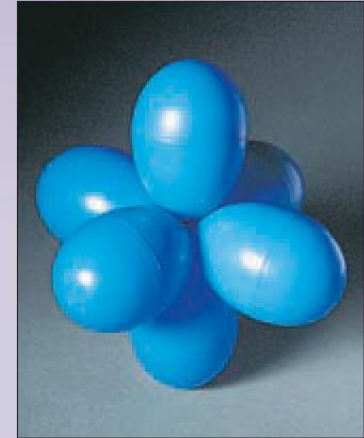
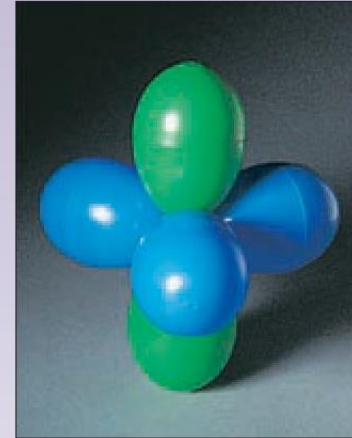
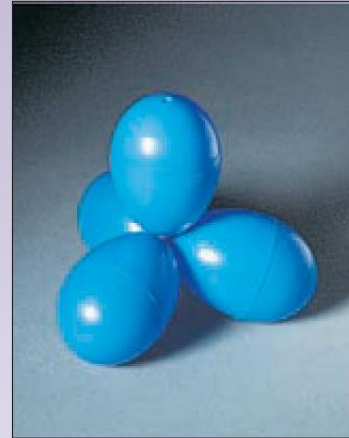
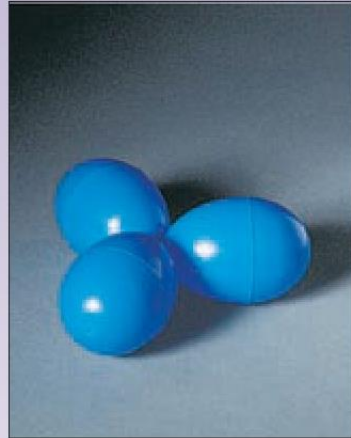
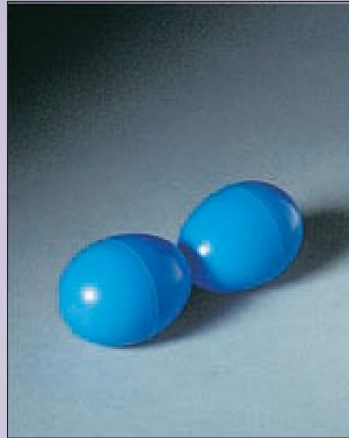


- Τα ζεύγη ηλεκτρονίων της στιβάδας σθένους των κεντρικών ατόμων των μορίων του τύπου AX_n διευθετούνται στο χώρο με αντίστοιχο τρόπο.

Μοντέλο VSEPR



Balloon Model



Arrangement of Pairs

Linear

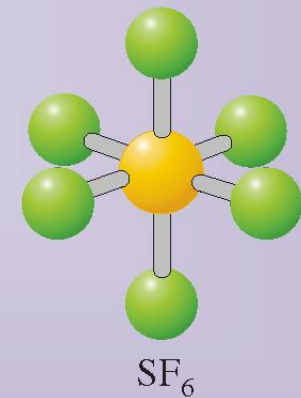
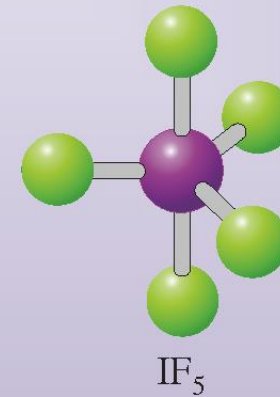
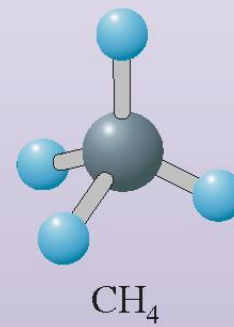
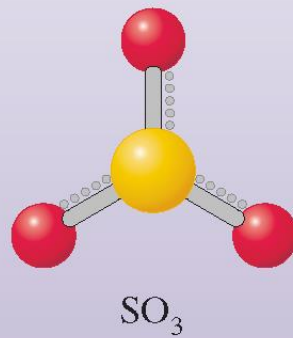
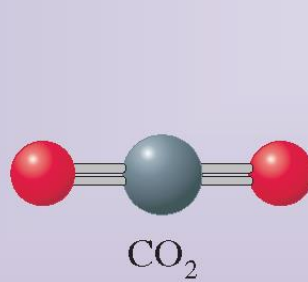
Trigonal planar

Tetrahedral

Trigonal bipyramidal

Octahedral

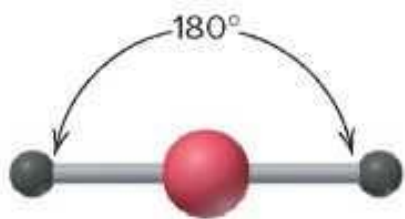
Example



Μοντέλο VSEPR

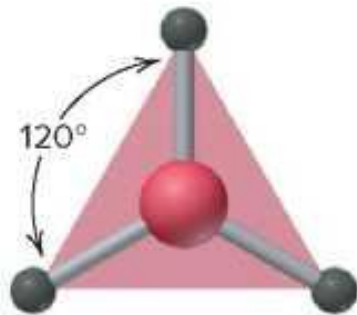


A

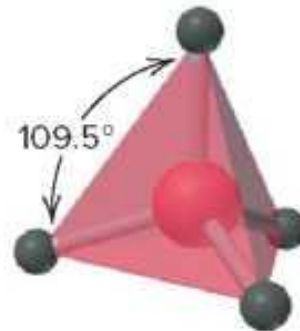


B

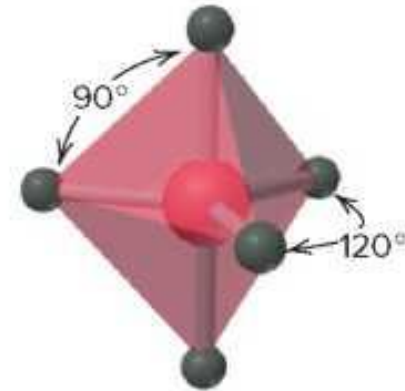
Linear
Two electron groups



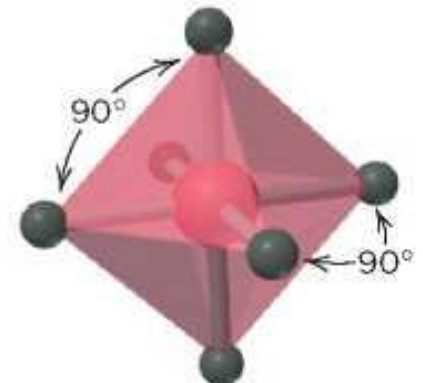
Trigonal planar
Three electron groups



Tetrahedral
Four electron groups

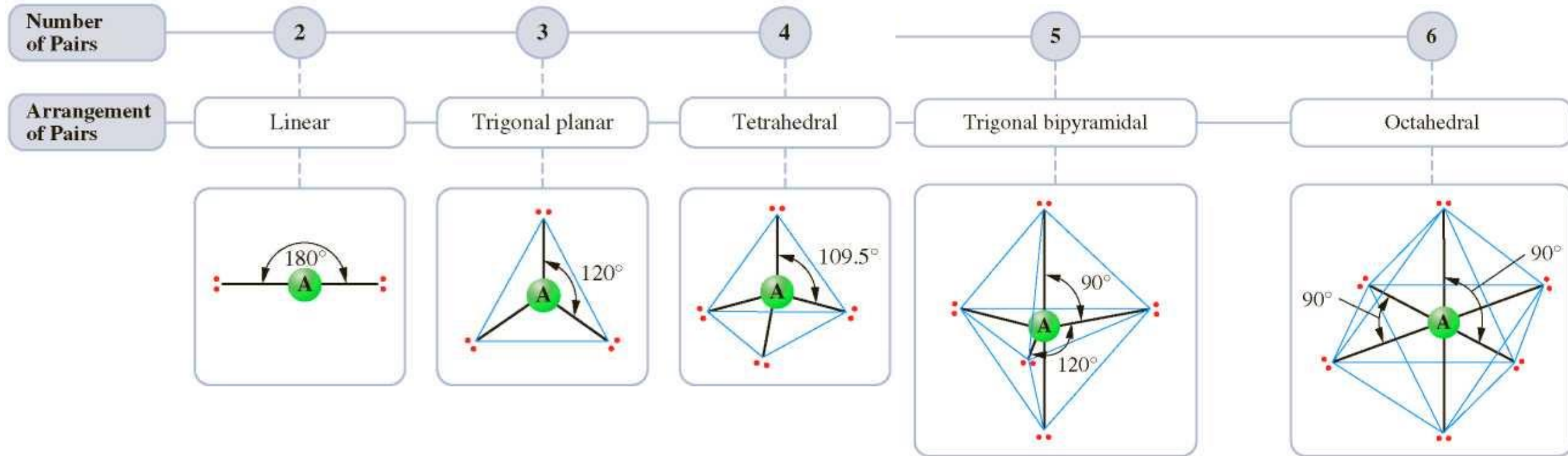


Trigonal bipyramidal
Five electron groups



Octahedral
Six electron groups

Μοντέλο VSEPR

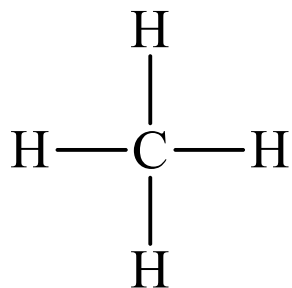




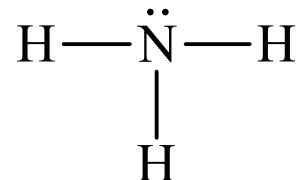
Περιοχές ηλεκτρονικής πυκνότητας

- Σύμφωνα με το μοντέλο VSEPR, στο χώρο γύρω από το κεντρικό άτομο ορίζονται οι λεγόμενες **περιοχές ηλεκτρονικής πυκνότητας (electron domain)**.
- Οι περιοχές ηλεκτρονικής πυκνότητας είναι:
 - i. κάθε μη δεσμικό ζεύγος ηλεκτρονίων
 - ii. κάθε απλός ομοιοπολικός δεσμός
 - iii. κάθε πολλαπλός (διπλός ή τριπλός) ομοιοπολικός δεσμός.
- Οι περιοχές ηλεκτρονικής πυκνότητας διευθετούνται στο χώρο με τέτοιο τρόπο ώστε οι απωστικές δυνάμεις οι οποίες αναπτύσσονται μεταξύ τους να είναι οι ελάχιστες δυνατές.

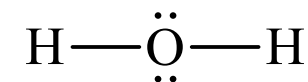
Περιοχές ηλεκτρονικής πυκνότητας



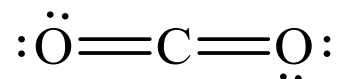
4 περιοχές
ηλεκτρονικής πυκνότητας



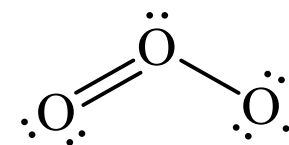
4 περιοχές
ηλεκτρονικής πυκνότητας



4 περιοχές
ηλεκτρονικής πυκνότητας



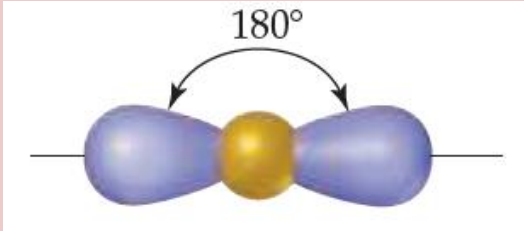
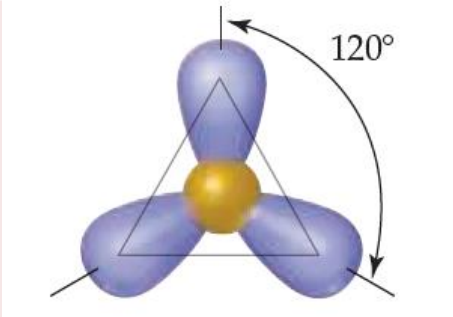
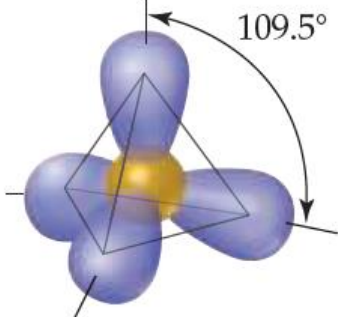
2 περιοχές
ηλεκτρονικής πυκνότητας



3 περιοχές
ηλεκτρονικής πυκνότητας

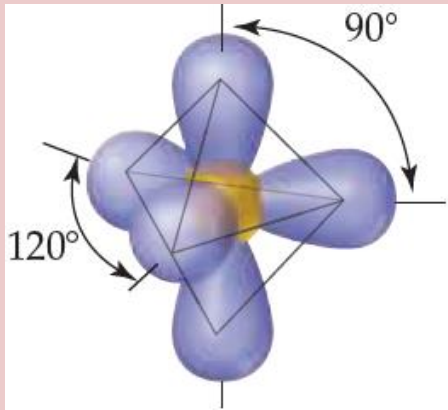
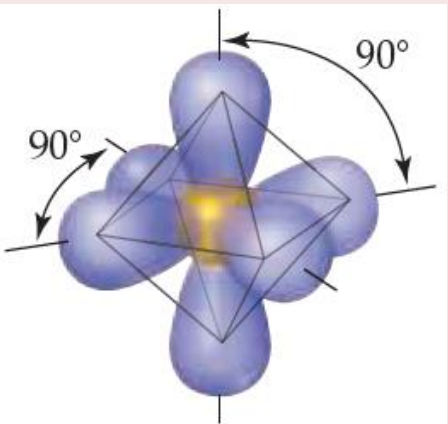
Μοντέλο VSEPR



Αριθμός περιοχών ηλεκτρονικής πυκνότητας	Διευθέτηση στο χώρο	Γεωμετρία	Γωνίες δεσμών
2		γραμμική	180°
3		επίπεδη τριγωνική	120°
4		τετραεδρική	$109,5^\circ$

Μοντέλο VSEPR



Αριθμός περιοχών ηλεκτρονικής πυκνότητας	Διευθέτηση στο χώρο	Γεωμετρία	Γωνίες δεσμών
5		τριγωνική διπυραμιδική	120° 90°
6		οκταεδρική	90°



Μοντέλο VSEPR

- Το μοντέλο VSEPR προβλέπει τη γεωμετρία των περιοχών ηλεκτρονικής πυκνότητας (δηλ. τη διευθέτηση στο χώρο των δεσμικών και των μη δεσμικών ζευγών ηλεκτρονίων της στιβάδας σθένους).
- Όταν προσδιορίζεται πειραματικά η γεωμετρία ενός μορίου, εντοπίζονται οι θέσεις των πυρήνων των ατόμων και όχι τα ζεύγη ηλεκτρονίων.
- Δηλαδή, το σχήμα του μορίου στο χώρο προκύπτει από τη διευθέτηση μόνο των πυρήνων των ατόμων του μορίου.



Μοντέλο VSEPR

- Η γεωμετρία του μορίου δίνεται από τον προσανατολισμό στο χώρο των δεσμικών ζευγών ηλεκτρονίων.
- Τα μη δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων δεν είναι μέρος της γεωμετρίας του μορίου.
- Τα μη δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων διαδραματίζουν ενεργό και σημαντικό ρόλο στον καθορισμό του σχήματος του μορίου αλλά δεν «φαίνονται» στο τελικό σχήμα.



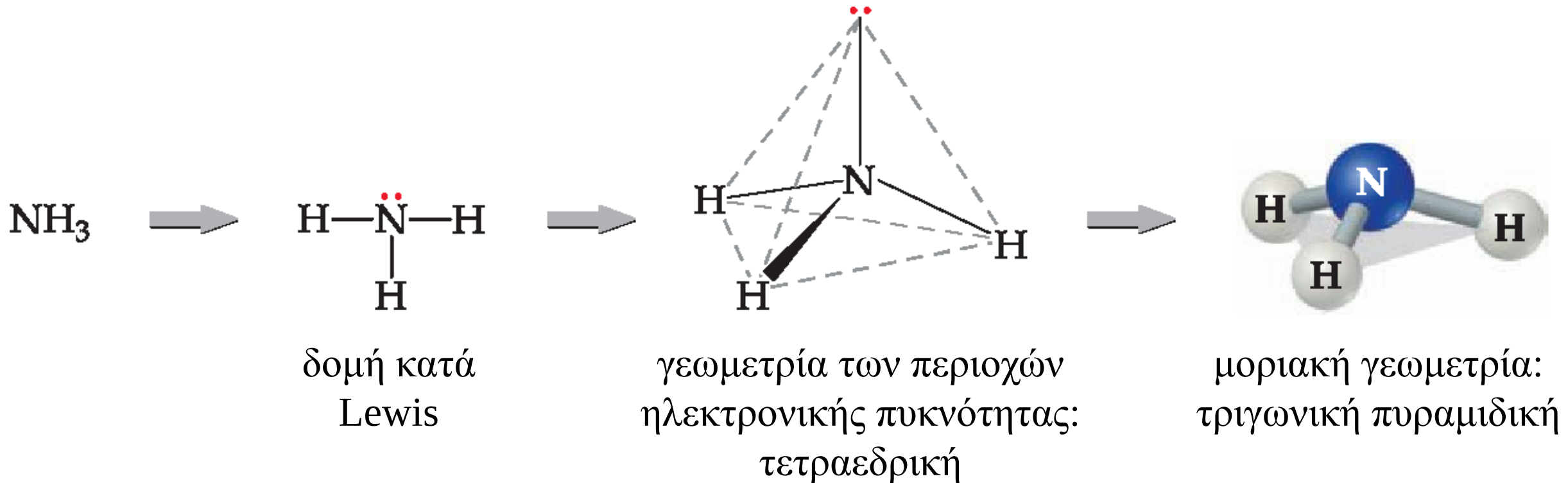
Σχήματα των μορίων με βάση το μοντέλο VSEPR

- Αρχικά, με βάση το μοντέλο VSEPR προβλέπουμε τη γεωμετρία των περιοχών ηλεκτρονικής πυκνότητας γύρω από το κεντρικό άτομο.
- Γνωρίζοντας πόσα δεσμικά και πόσα μη δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων υπάρχουν προβλέπουμε τη γεωμετρία του μορίου.
- Όταν όλα τα ζεύγη ηλεκτρονίων προκύπτουν από χημικούς δεσμούς, τότε η μοριακή γεωμετρία ταυτίζεται με τη γεωμετρία των περιοχών ηλεκτρονικής πυκνότητας.

Σχήματα των μορίων με βάση το μοντέλο VSEPR



- Όταν ένα ή περισσότερα ζεύγη ηλεκτρονίων είναι μη δεσμικά, τότε αυτά δε λαμβάνονται υπόψη στη γεωμετρία του μορίου.



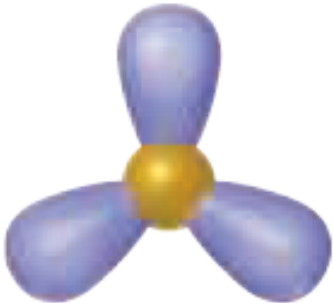
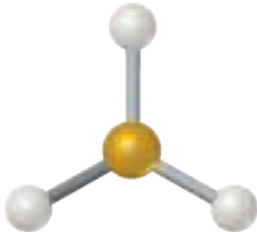
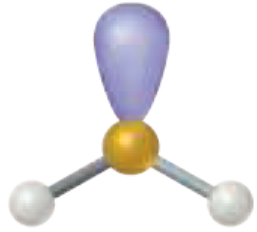


Σχήματα των μορίων με βάση το μοντέλο VSEPR

1. Με βάση το μοριακό τύπο της ένωσης γράφουμε τη δομή κατά Lewis της ένωσης.
2. Βρίσκουμε τον αριθμό των περιοχών ηλεκτρονικής πυκνότητας γύρω από το κεντρικό άτομο (δηλ. τον αριθμό των δεσμικών και μη δεσμικών ζευγών ηλεκτρονίων στη στιβάδα σθένους του κεντρικού ατόμου).
3. Προβλέπουμε τη γεωμετρία των περιοχών ηλεκτρονικής πυκνότητας.
4. Λαμβάνοντας υπόψη μόνο τα δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων προβλέπουμε τη γεωμετρία του μορίου.

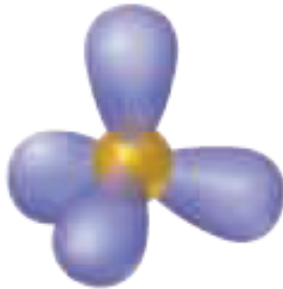
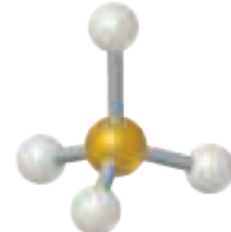
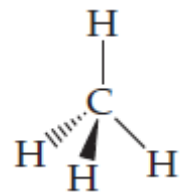
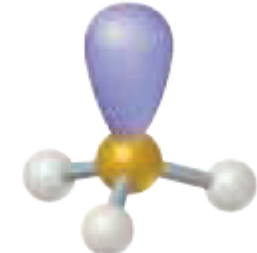
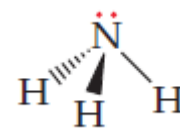
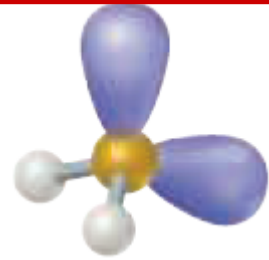
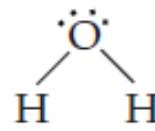
Σχήματα των μορίων με βάση το μοντέλο VSEPR



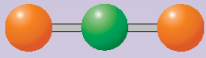
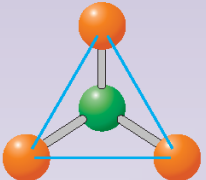
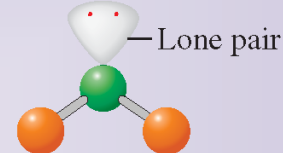
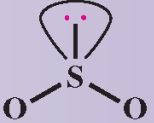
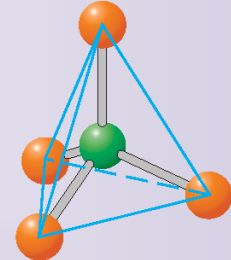
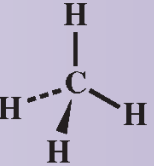
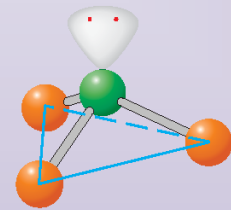
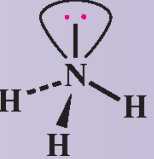
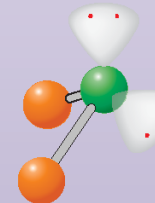
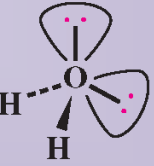
Περιοχές ηλεκτρονικής πυκνότητας	Γεωμετρία περιοχών ηλεκτρονικής πυκνότητας	Δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων	Μη δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων	Γεωμετρία του μορίου	Παράδειγμα
2	 γραμμική	2	0	 γραμμική	$\ddot{\text{O}}=\text{C}=\ddot{\text{O}}$ CO_2
3	 επίπεδη τριγωνική	3	0	 επίπεδη τριγωνική	$\begin{array}{c} \ddot{\text{F}} \\ \\ \text{B} \\ / \quad \backslash \\ \ddot{\text{F}} \quad \ddot{\text{F}} \end{array}$ BF_3
		2	1	 γωνιακή (σχήμα V)	$\left[\begin{array}{c} \ddot{\text{O}}=\ddot{\text{N}}-\ddot{\text{O}} \\ \quad \\ \cdot \quad \cdot \end{array} \right]^{-}$ NO_2^-

Σχήματα των μορίων με βάση το μοντέλο VSEPR

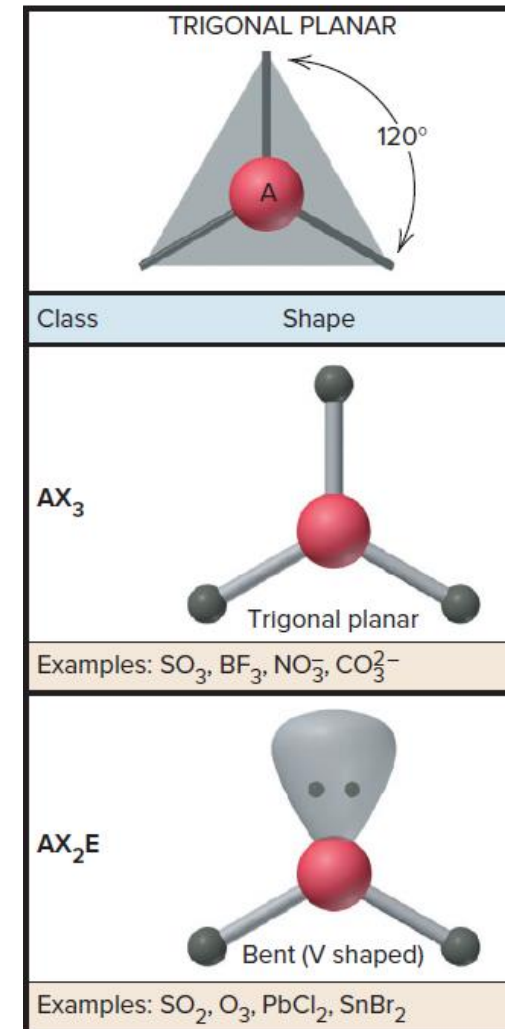
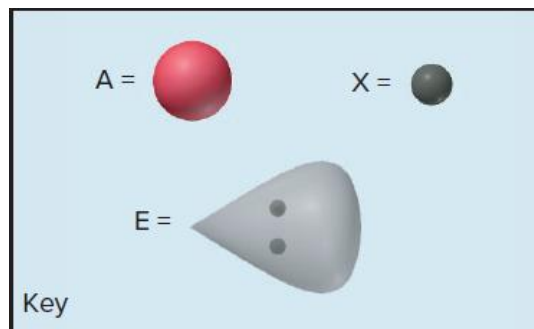
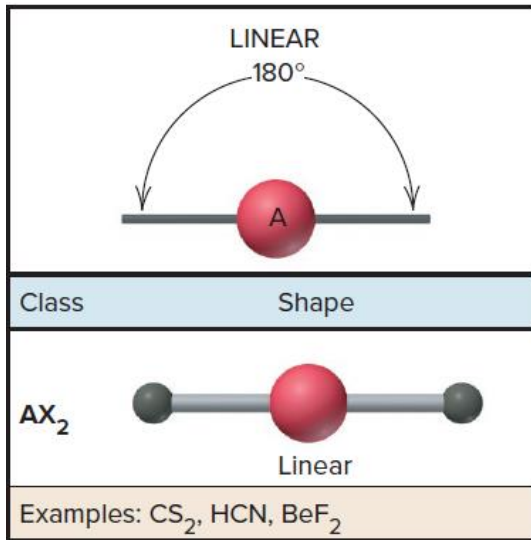


Περιοχές ηλεκτρονικής πυκνότητας	Γεωμετρία περιοχών ηλεκτρονικής πυκνότητας	Δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων	Μη δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων	Γεωμετρία του μορίου	Παράδειγμα
		4	0	 τετραεδρική	 <chem>CH4</chem>
4	τετραεδρική	3	1	 τριγωνική πυραμιδική	 <chem>NH3</chem>
		2	2	 γωνιακή (σχήμα V)	 <chem>H2O</chem>

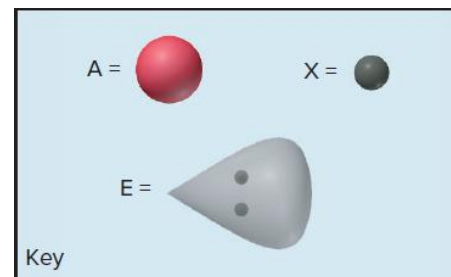
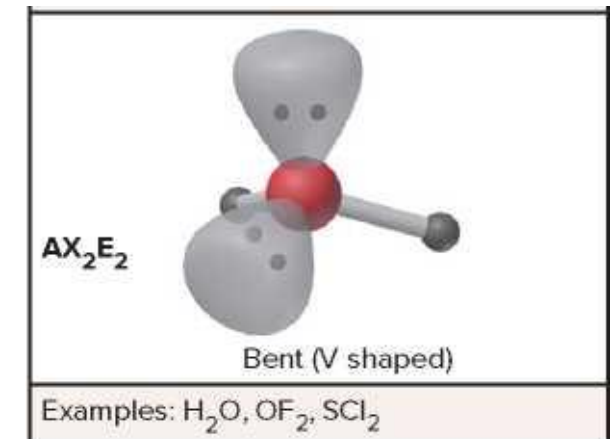
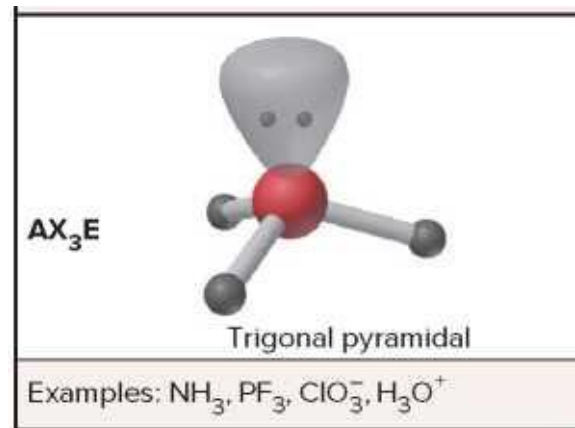
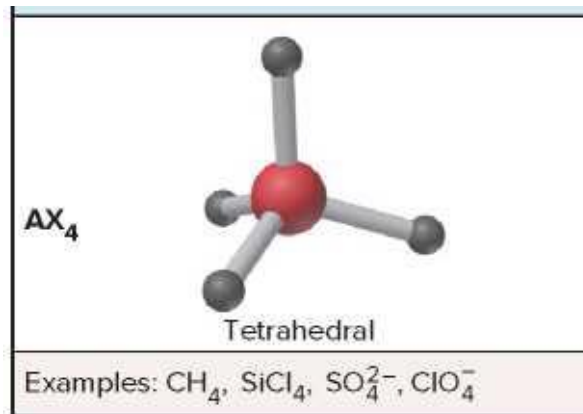
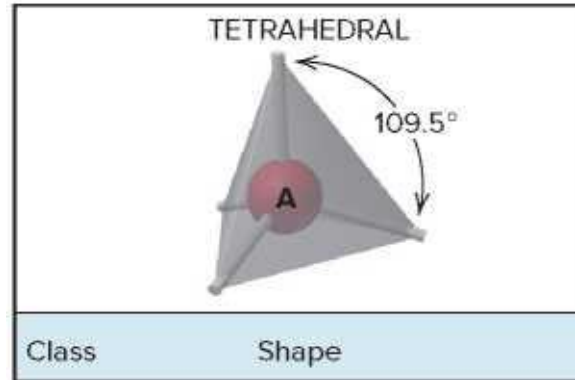


Electron Pairs			Arrangement of Pairs	Molecular Geometry	Example
Total	Bonding	Lone			
2	2	0	Linear	Linear AX_2	 BeF_2 $F-Be-F$
3	$\left\{ \begin{array}{l} 3 \\ 2 \end{array} \right.$	0	Trigonal planar	Trigonal planar AX_3	 BF_3 
		1		Bent (or angular) AX_2	 SO_2 
4	$\left\{ \begin{array}{l} 4 \\ 3 \\ 2 \end{array} \right.$	0	Tetrahedral	Tetrahedral AX_4	 CH_4 
		1		Trigonal pyramidal AX_3	 NH_3 
		2		Bent (or angular) AX_2	 H_2O 

Σχήματα των μορίων με βάση το μοντέλο VSEPR



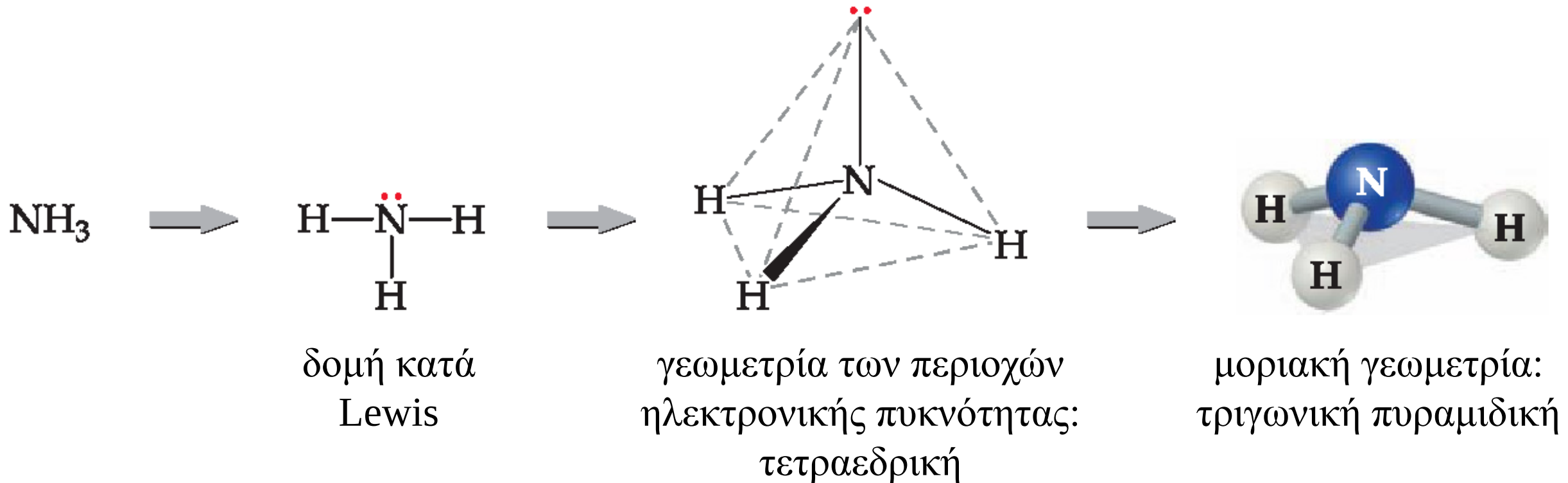
Σχήματα των μορίων με βάση το μοντέλο VSEPR



Σχήματα των μορίων με βάση το μοντέλο VSEPR



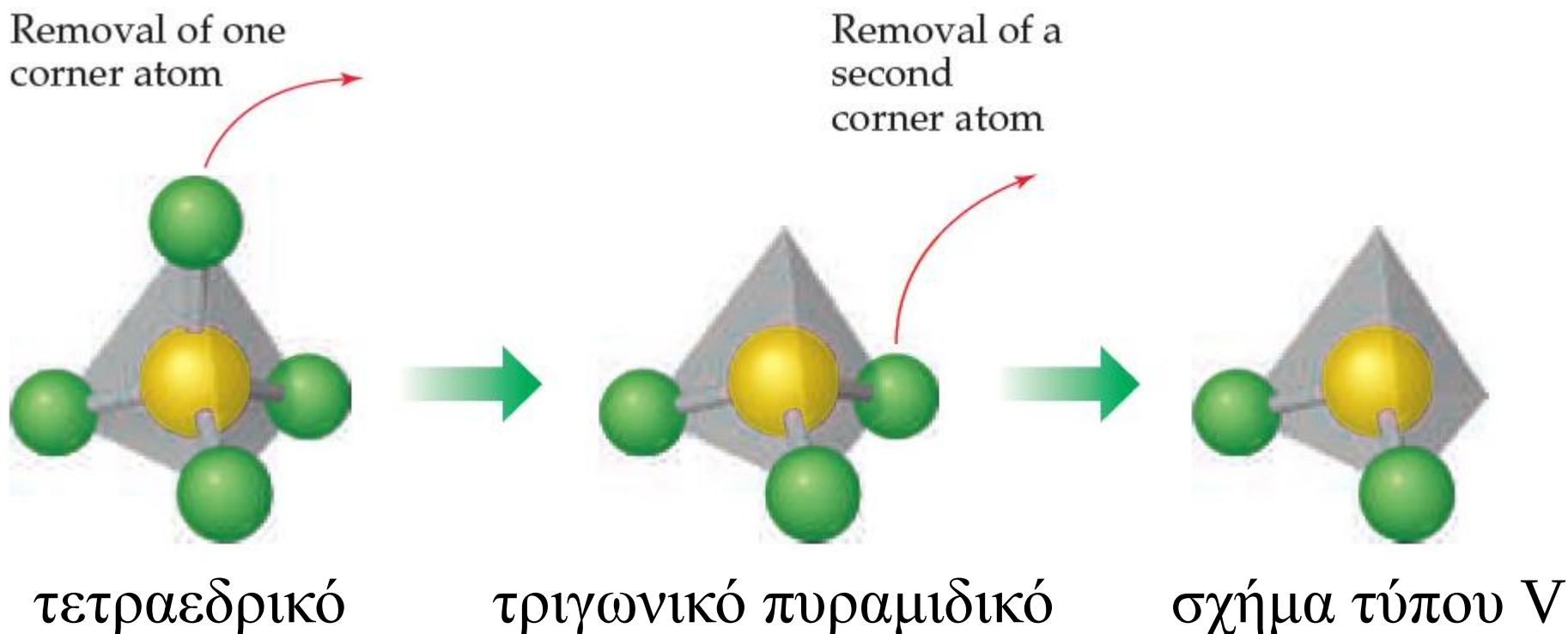
- Όταν ένα ή περισσότερα ζεύγη ηλεκτρονίων είναι μη δεσμικά, τότε αυτά δε λαμβάνονται υπόψη στη γεωμετρία του μορίου.



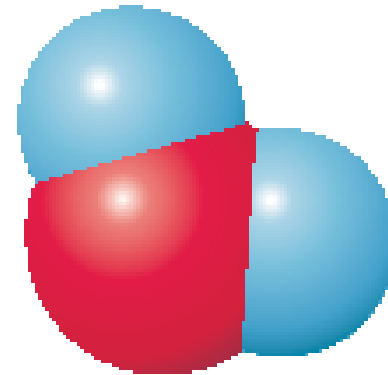
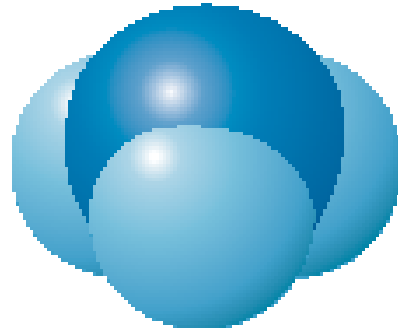
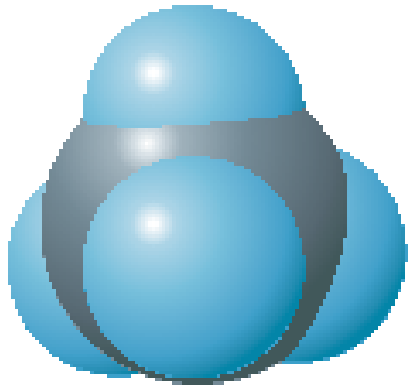


Σχήματα που προκύπτουν από το τετράεδρο

- Ξεκινώντας από το τετραεδρικό σχήμα και αφαιρώντας διαδοχικά άτομα από τις γωνίες μπορεί να προκύψει το τριγωνικό πυραμιδικό σχήμα και στη συνέχεια το γωνιακό σχήμα τύπου V.



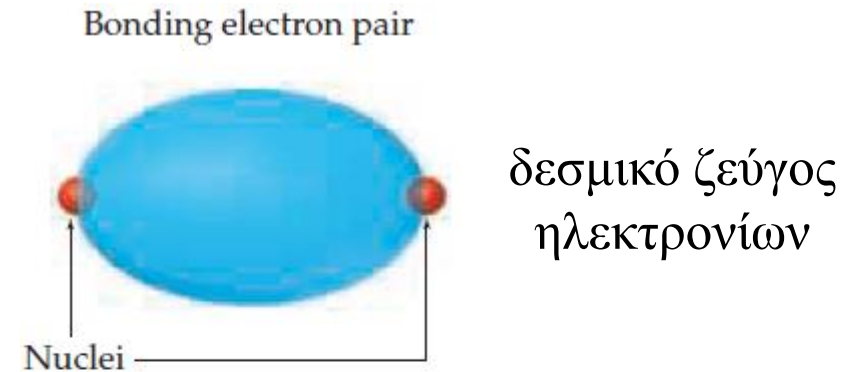
Σχήματα των μορίων CH_4 , NH_3 , H_2O



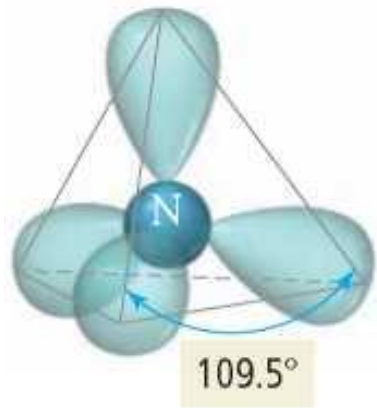
Μη δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων και γωνίες των δεσμών



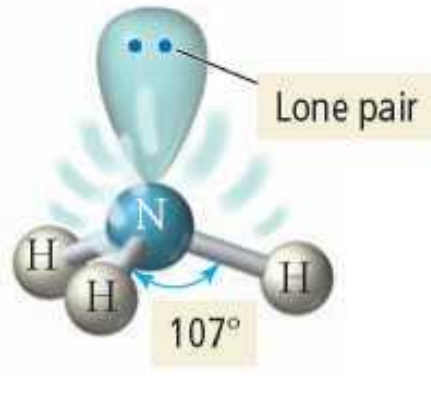
- Τα δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων έλκονται από δύο πυρήνες, ενώ τα μη δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων έλκονται μόνο από έναν πυρήνα.
- Άρα, τα μη δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων καταλαμβάνουν μεγαλύτερο χώρο σε σχέση με τα δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων.
- Τα μη δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων προκαλούν μεγαλύτερες απώσεις στα γειτονικά δεσμικά ζεύγη με αποτέλεσμα τη μείωση των γωνιών των δεσμών.



Μη δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων και γωνίες των δεσμών

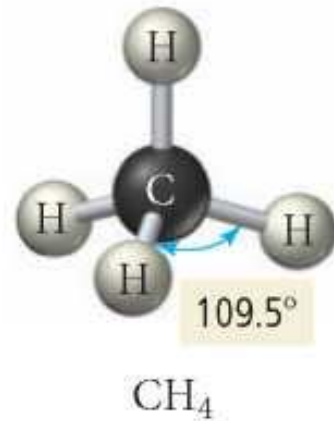


Ideal tetrahedral geometry



Actual molecular geometry

No lone pairs

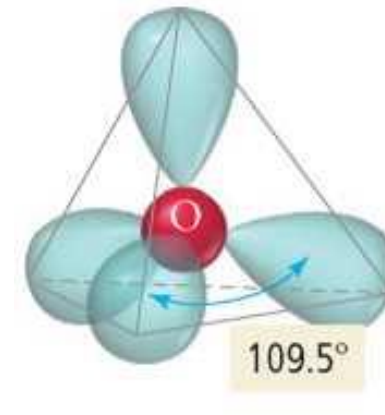


CH₄

One lone pair

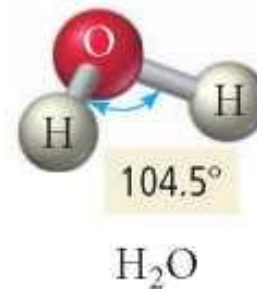


NH₃

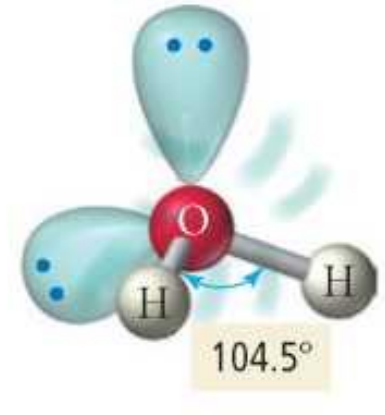


Ideal tetrahedral geometry

Two lone pairs

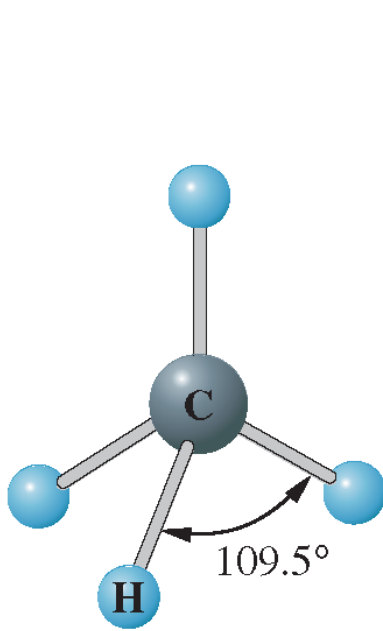
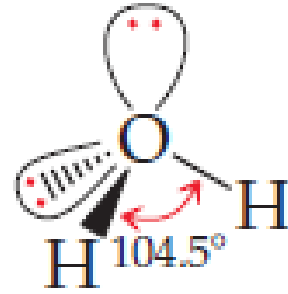
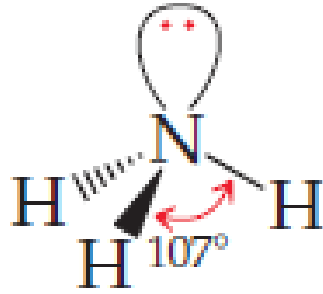
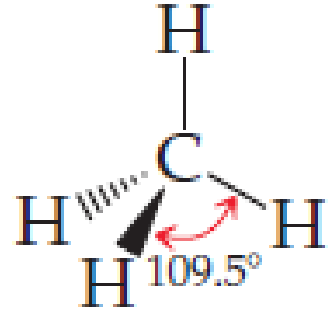


H₂O

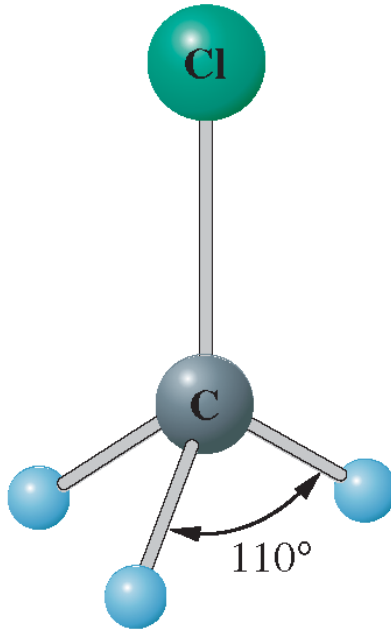


Actual molecular geometry

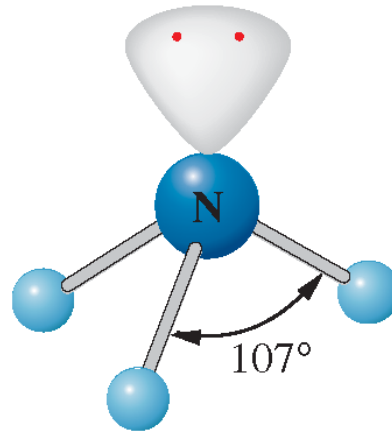
Μη δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων και γωνίες των δεσμών



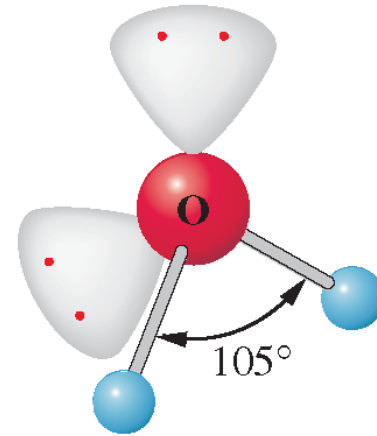
CH_4



CH_3Cl



NH_3

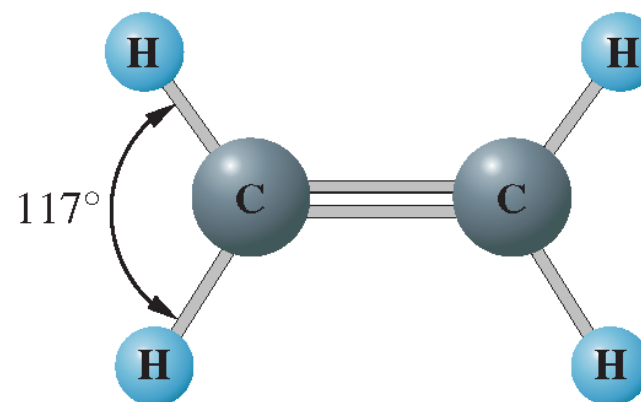
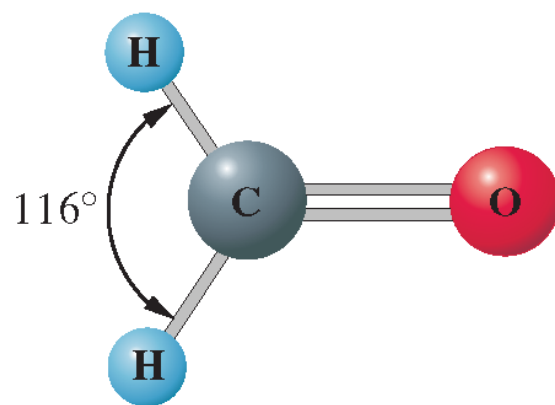


H_2O



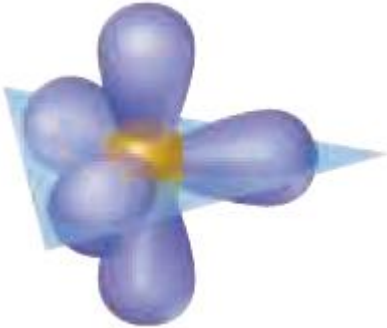
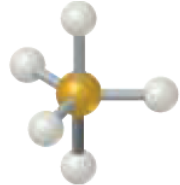
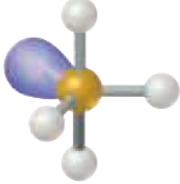
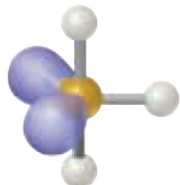
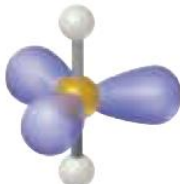
Πολλαπλοί δεσμοί και γωνίες των δεσμών

- Οι πολλαπλοί ομοιοπολικοί δεσμοί (διπλοί και τριπλοί δεσμοί) έχουν μεγαλύτερη ηλεκτρονική πυκνότητα σε σχέση με τους απλούς.
- Προκαλούν μεγαλύτερες απωστικές δυνάμεις στα γειτονικά δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων των απλών δεσμών με αποτέλεσμα τη μείωση των γωνιών των δεσμών.



Σχήματα των μορίων με βάση το μοντέλο VSEPR

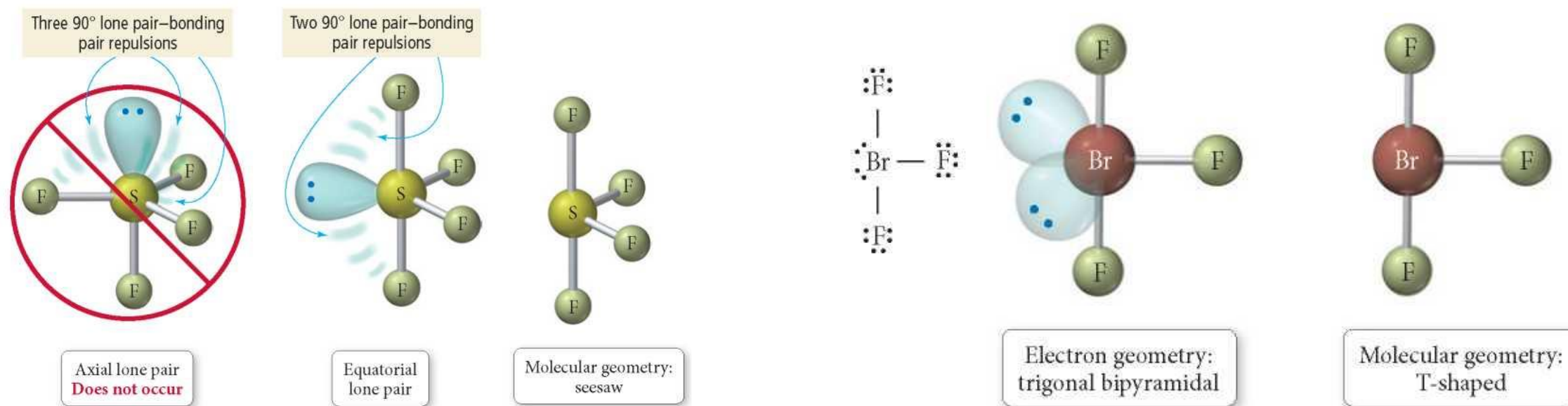


Περιοχές ηλεκτρονικής πυκνότητας	Γεωμετρία περιοχών ηλεκτρονικής πυκνότητας	Δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων	Μη δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων	Γεωμετρία του μορίου	Παράδειγμα
5	 τριγωνική διπυραμιδική	5	0	 τριγωνική διπυραμιδική	PCl_5
		4	1	 μη κανονική τετραεδρική	SF_4
		3	2	 σχήματος T	ClF_3
		2	3	 γραμμική	XeF_2

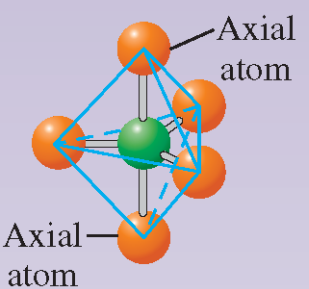
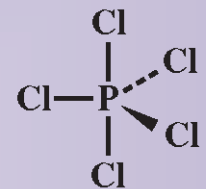
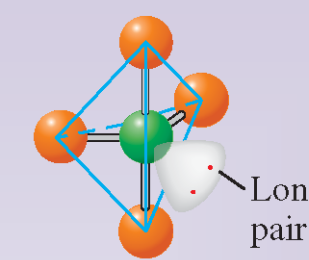
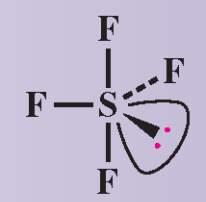
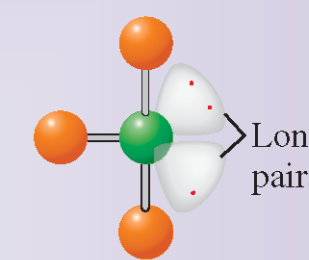
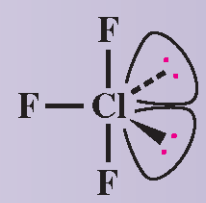
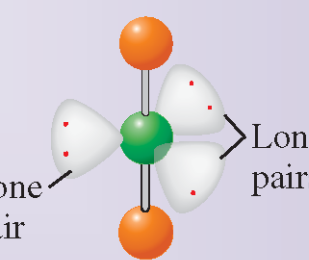
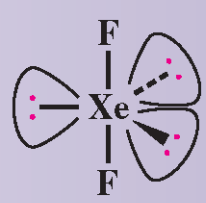


Σχήματα των μορίων με βάση το μοντέλο VSEPR

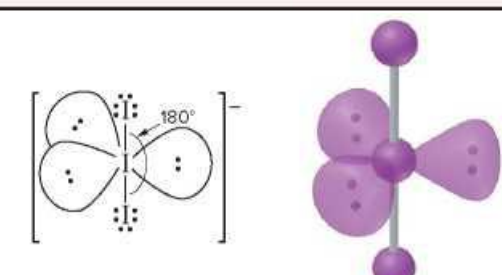
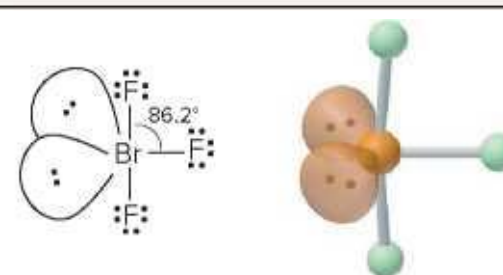
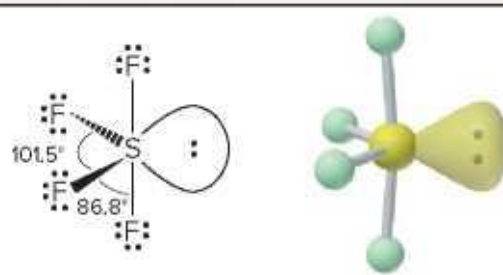
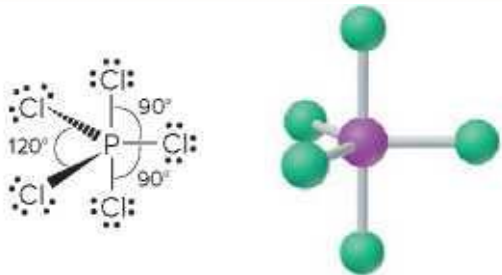
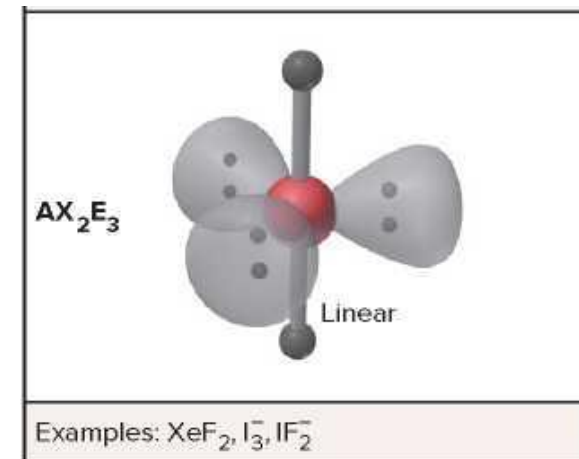
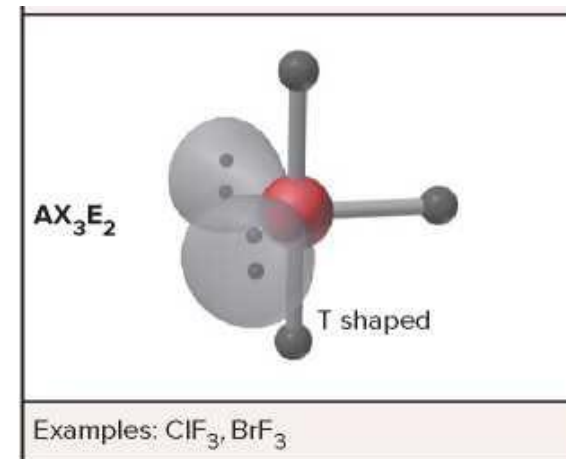
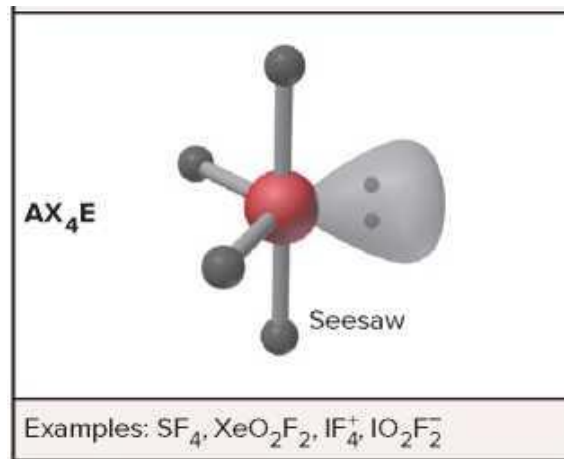
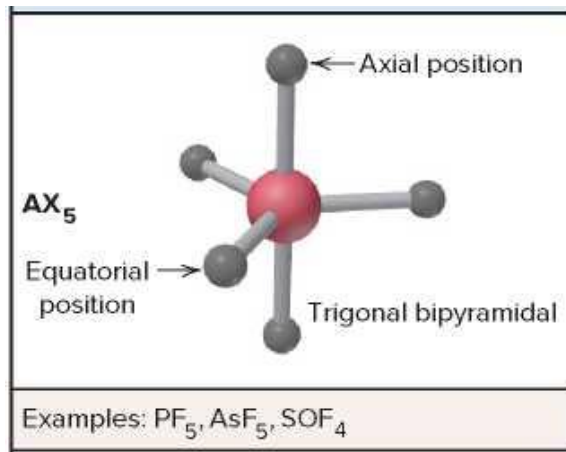
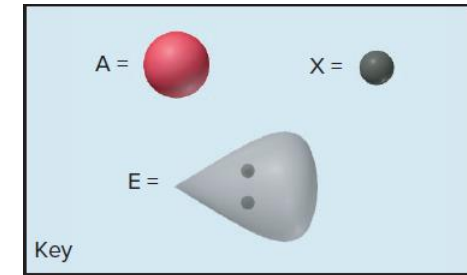
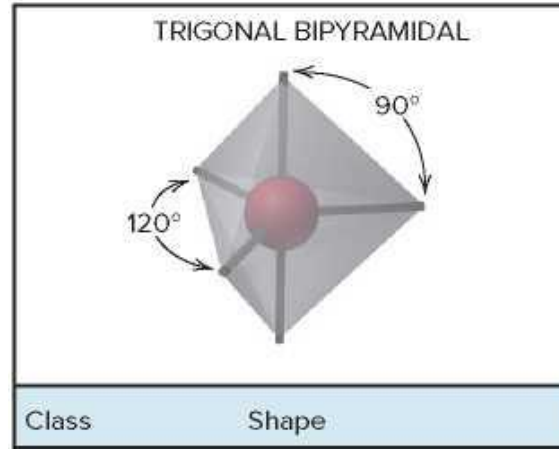
- Στην τριγωνική διπυραμιδική διάταξη, τα μονήρη ζεύγη ηλεκτρονίων καταλαμβάνουν τις ισημερινές θέσεις επειδή μειώνονται οι απωστικές δυνάμεις μεταξύ των ζευγών ηλεκτρονίων.





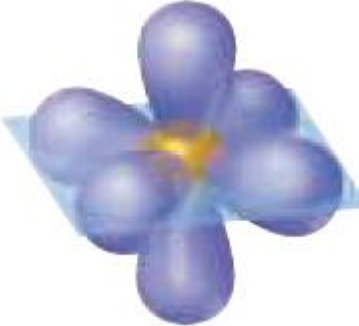
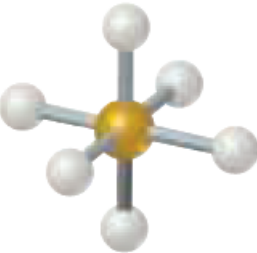
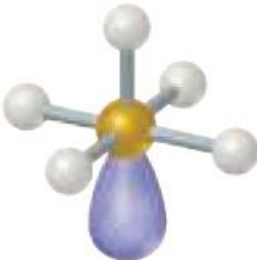
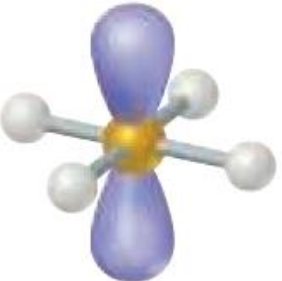
Electron Pairs			Arrangement of Pairs	Molecular Geometry	Example
Total	Bonding	Lone			
5	5	0	Trigonal bipyramidal	Trigonal bipyramidal AX_5 	PCl_5 
	4	1		Seesaw (or distorted tetrahedron) AX_4 	SF_4 
	3	2		T-shaped AX_3 	ClF_3 
	2	3		Linear AX_2 	XeF_2 

Σχήματα των μορίων με βάση το μοντέλο VSEPR



Σχήματα των μορίων με βάση το μοντέλο VSEPR



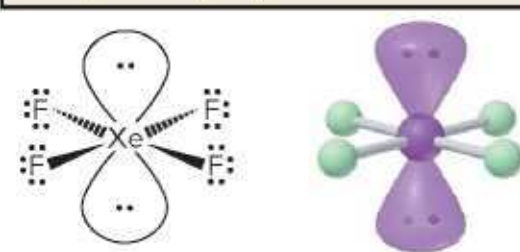
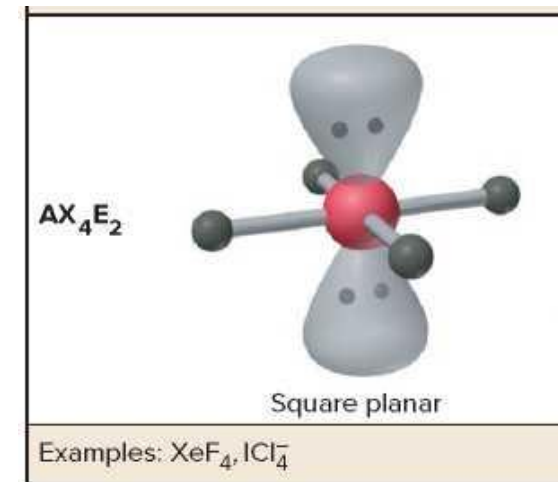
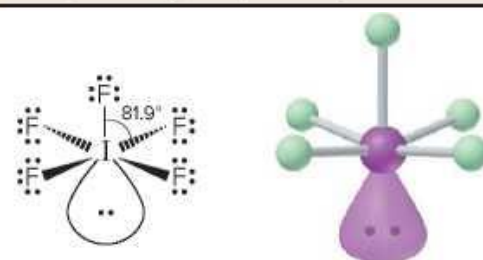
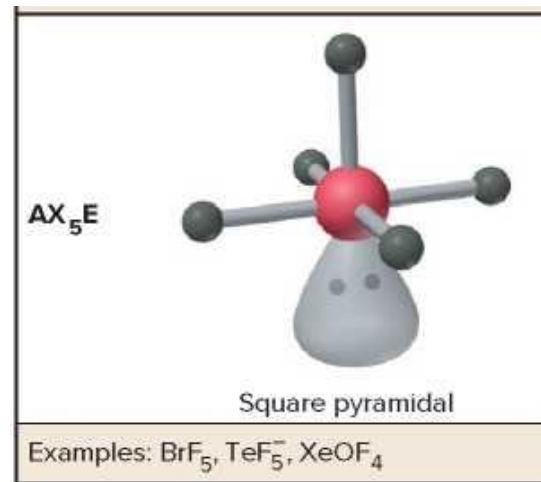
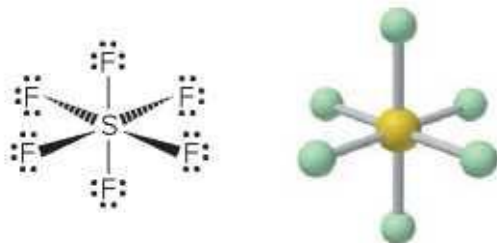
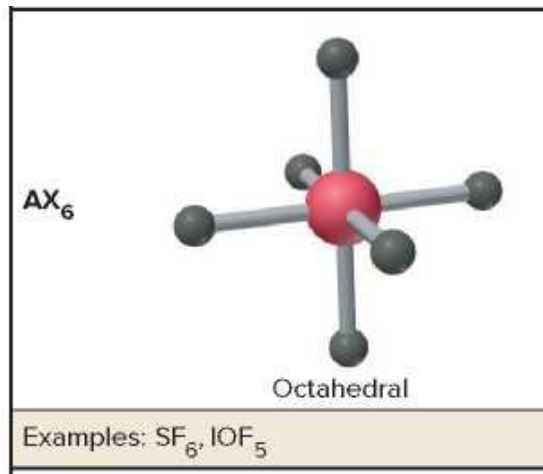
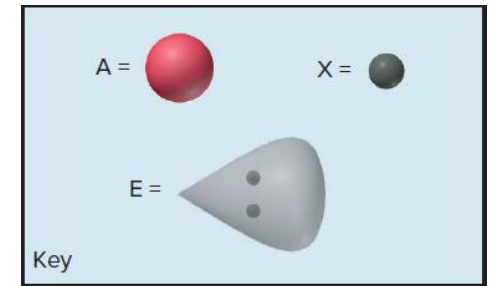
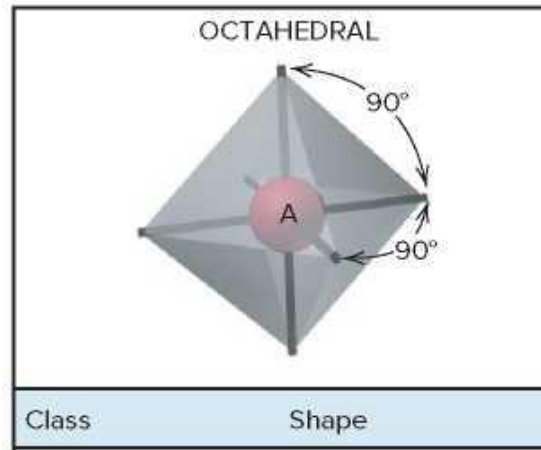
Περιοχές ηλεκτρονικής πυκνότητας	Γεωμετρία περιοχών ηλεκτρονικής πυκνότητας	Δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων	Μη δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων	Γεωμετρία του μορίου	Παράδειγμα
		6	0	 οκταεδρική	SF ₆
6	οκταεδρική	5	1	 τετραγωνική πυραμιδική	BrF ₅
		4	2	 επίπεδη τετραγωνική	XeF ₄

Σχήματα των μορίων με βάση το μοντέλο VSEPR

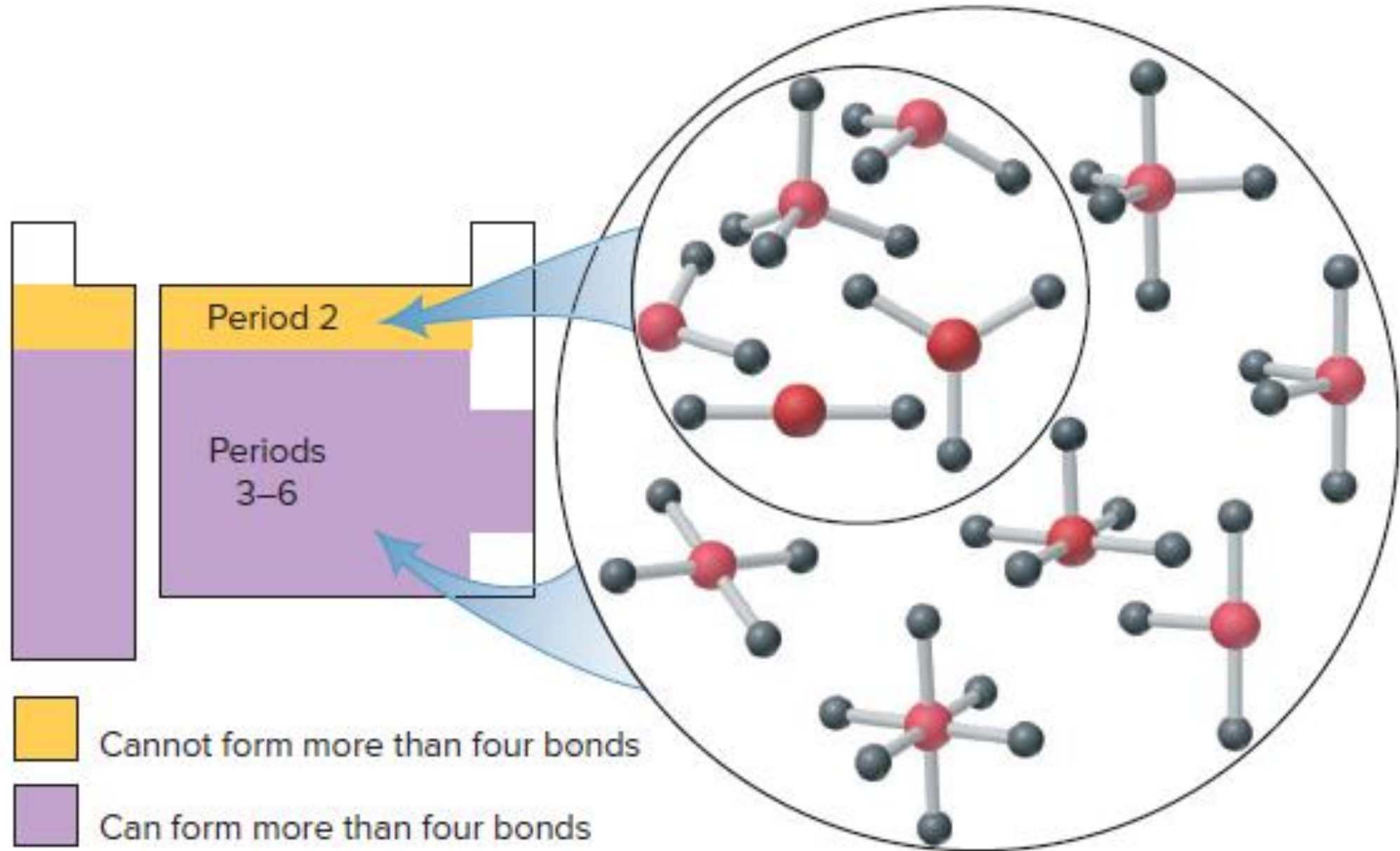


Electron Pairs			Arrangement of Pairs	Molecular Geometry	Example
Total	Bonding	Lone			
6	6	0	Octahedral	Octahedral AX_6	SF_6
	5	1		Square pyramidal AX_5	IF_5
	4	2		Square planar AX_4	XeF_4

Σχήματα των μορίων με βάση το μοντέλο VSEPR



Σχήματα των μορίων με βάση το μοντέλο VSEPR

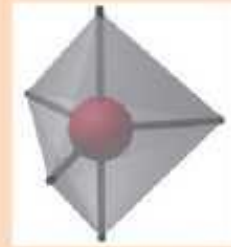


190

Σχήματα των μορίων με βάση το μοντέλο VSEPR



e⁻ Group
arrangement
(no. of groups)

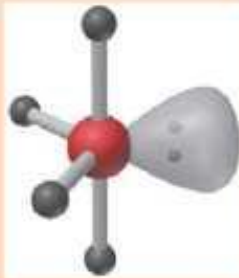


Trigonal
bipyramidal (5)

Molecular
shape
(class)



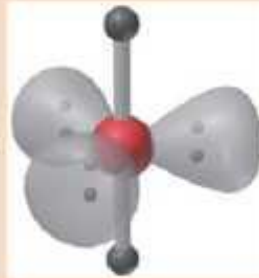
Trigonal
bipyramidal
(AX₅)



Seesaw
(AX₄E)



T shaped
(AX₃E₂)



Linear
(AX₂E₃)

No. of
bonding
groups

5

4

3

2

No. of
lone pairs

0

1

2

3

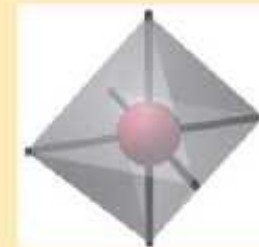
Bond
angle

90° (ax)
120° (eq)

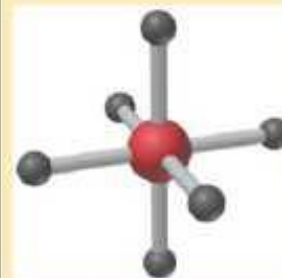
<90° (ax)
<120° (eq)

<90° (ax)

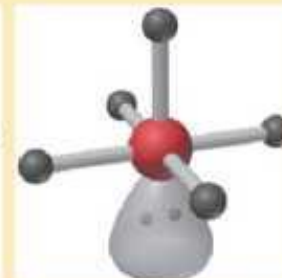
180°



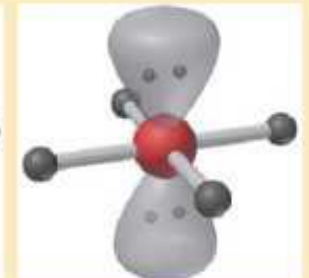
Octahedral (6)



Octahedral
(AX₆)



Square
pyramidal
(AX₅E)



Square
planar
(AX₄E₂)

6

5

4

0

1

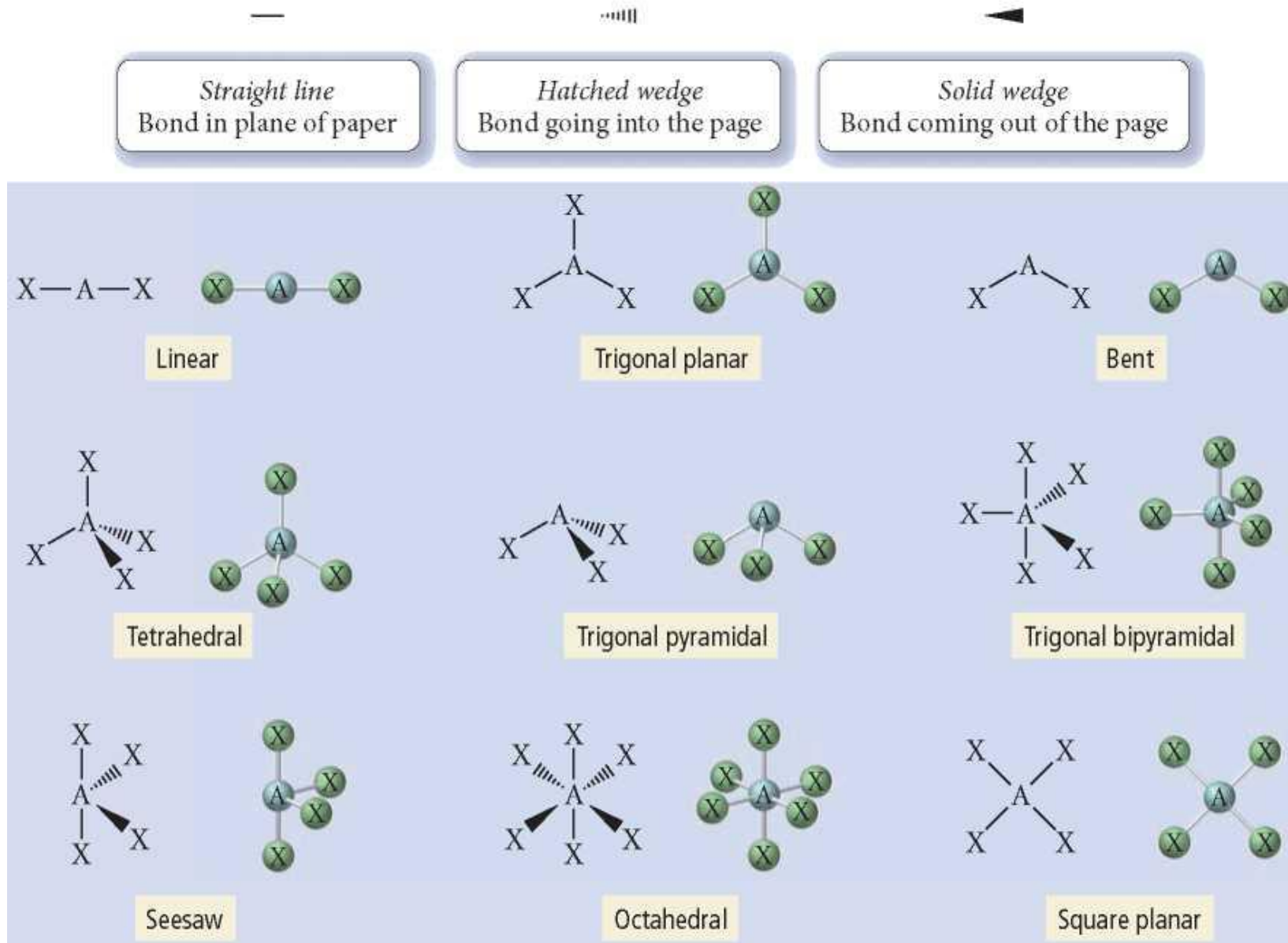
2

90°

<90°

90°

Σχεδιασμός μοριακών δομών





Σχήματα μεγαλύτερων μορίων

- Το μοντέλο VSEPR μπορεί να εφαρμοστεί και σε πιο σύνθετα μόρια.
- Έστω για παράδειγμα το μόριο του οξικού οξέος: CH_3COOH .

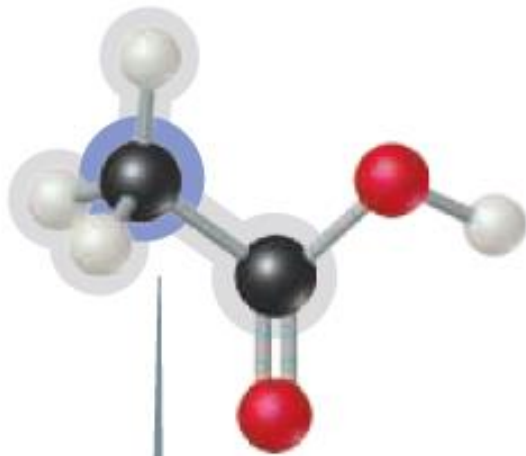
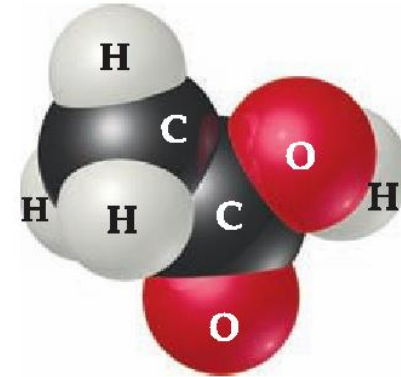
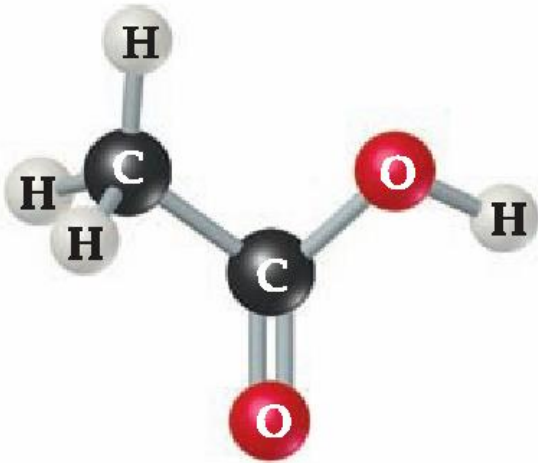


	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}- \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{:O:} \\ \\ \text{C}- \end{array}$	$\begin{array}{c} \ddot{\text{O}}-\text{H} \end{array}$
Number of electron domains	4	3	4
Electron-domain geometry	Tetrahedral	Trigonal planar	Tetrahedral
Predicted bond angles	109.5°	120°	109.5°

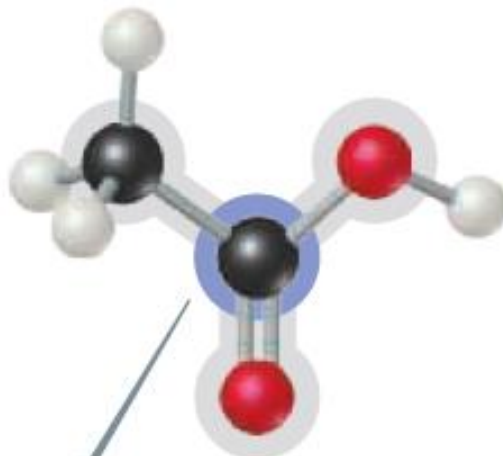
Σχήματα μεγαλύτερων μορίων



➤ Σχήμα του οξικού οξέος, CH_3COOH :



Electron-domain geometry tetrahedral,
molecular geometry tetrahedral

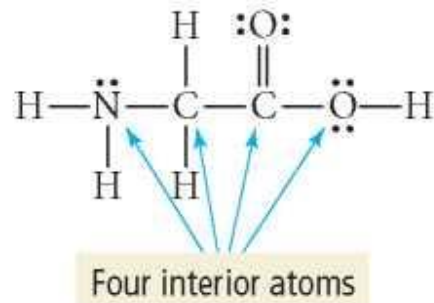
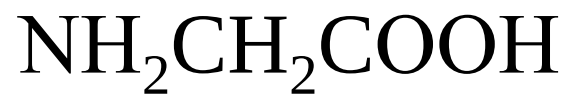
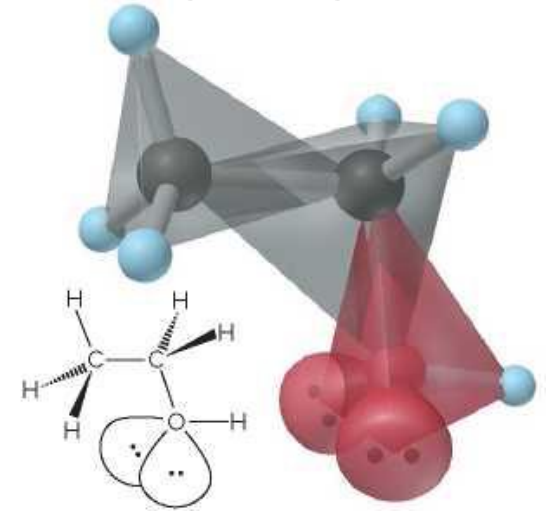
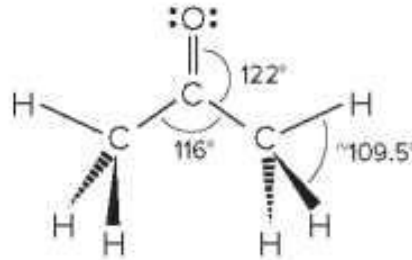
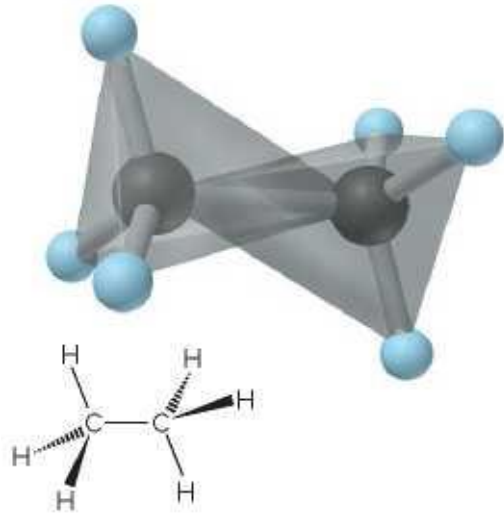
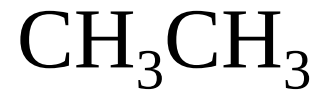


Electron-domain geometry trigonal planar,
molecular geometry trigonal planar

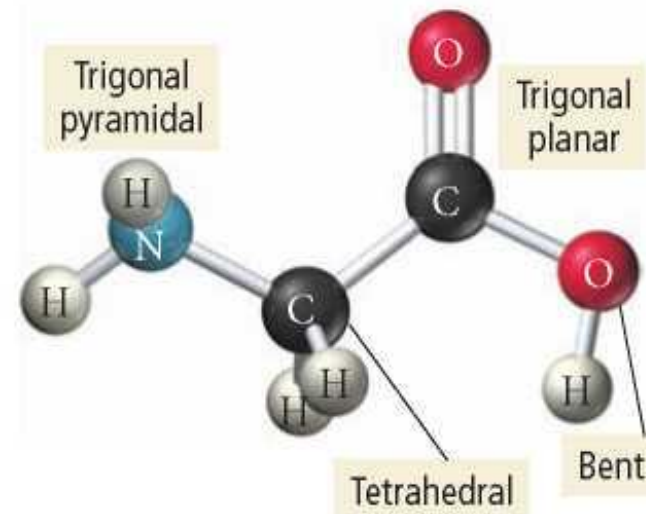


Electron-domain geometry tetrahedral,
molecular geometry bent

Σχήματα μεγαλύτερων μορίων



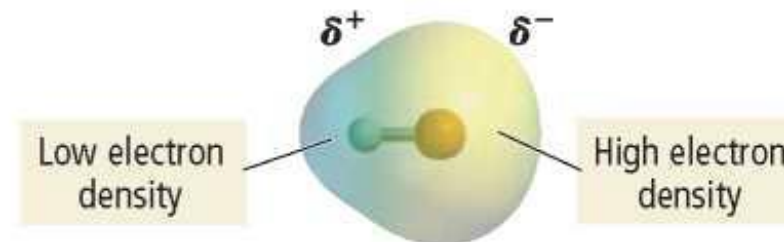
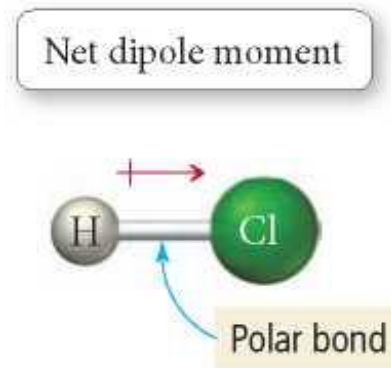
Glycine





Σχήμα και πολικότητα των μορίων

- Η διπολική ροπή είναι διανυσματικό μέγεθος και εξαρτάται από:
 - i. την πολικότητα των δεσμών του μορίου
 - ii. το σχήμα του μορίου.
- Στα διατομικά μόρια, αν ο δεσμός είναι πολωμένος, τότε το μόριο συνολικά είναι πολωμένο.



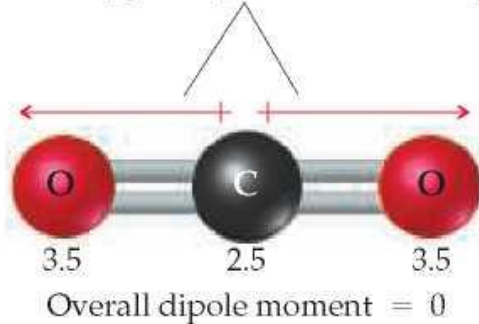


Σχήμα και πολικότητα των μορίων

- Στα πολυατομικά μόρια, η διπολική ροπή εξαρτάται από:
- την πολικότητα των δεσμών του μορίου
 - το σχήμα του μορίου.

CO₂, nonpolar

Equal and oppositely directed bond dipoles



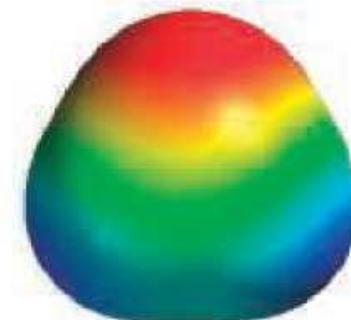
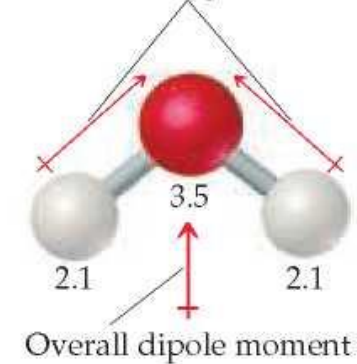
Low electron density

High electron density



H₂O, polar

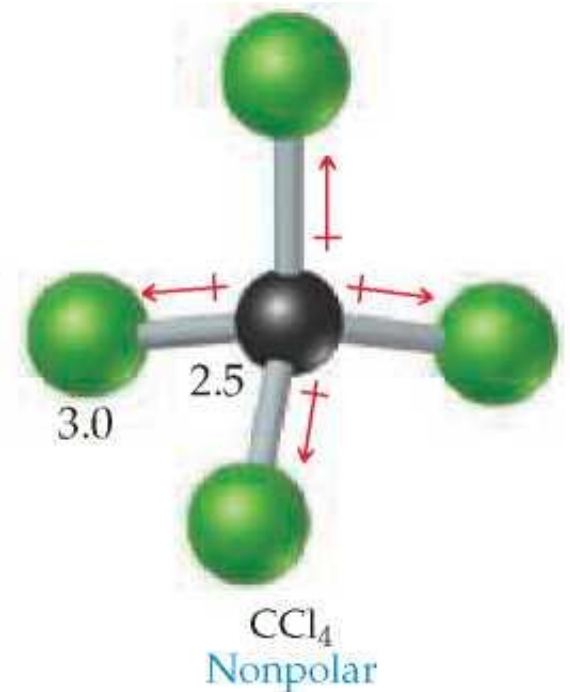
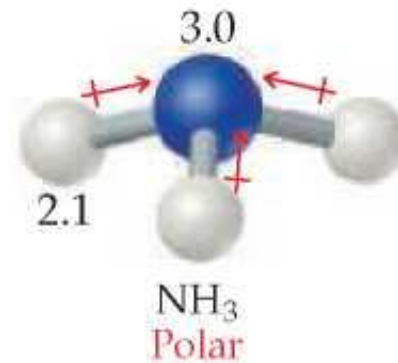
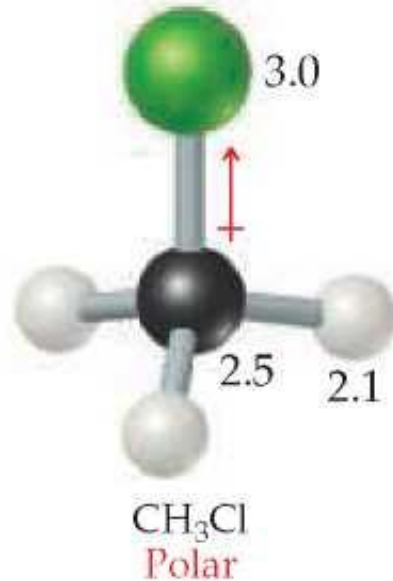
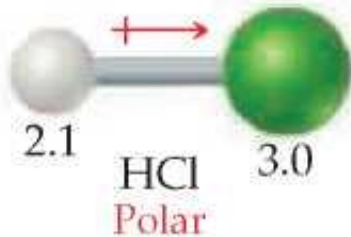
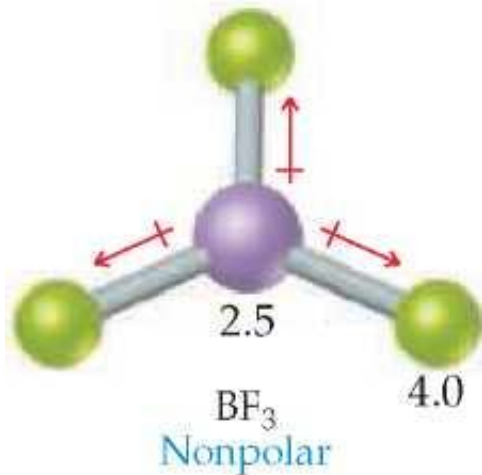
Bond dipoles





Σχήμα και πολικότητα των μορίων

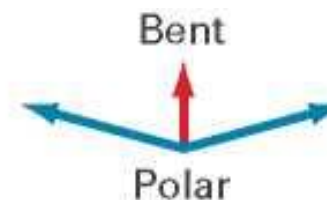
- Στα πολυατομικά μόρια, η διπολική ροπή εξαρτάται από:
- την πολικότητα των δεσμών του μορίου
 - το σχήμα του μορίου.



Σχήμα και πολικότητα των μορίων



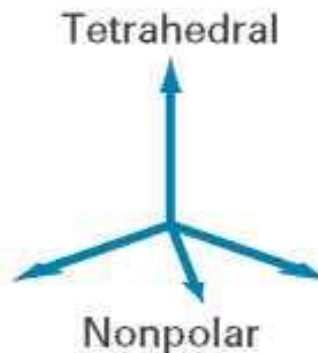
The dipole moments of two identical polar bonds pointing in opposite directions will cancel. The molecule is nonpolar.



The dipole moments of two polar bonds with an angle of less than 180° between them will not cancel. The resultant dipole moment vector is shown in red. The molecule is polar.



The dipole moments of three identical polar bonds at 120° from each other will cancel. The molecule is nonpolar.



The dipole moments of four identical polar bonds in a tetrahedral arrangement (109.5° from each other) will cancel. The molecule is nonpolar.

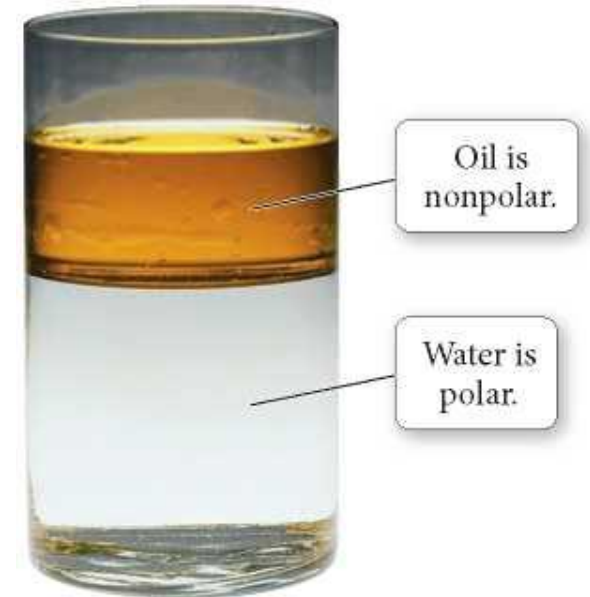


The dipole moments of three polar bonds in a trigonal pyramidal arrangement (109.5° from each other) will not cancel. The resultant dipole moment vector is shown in red. The molecule is polar.



Πολικότητα των μορίων και φυσικοχημικές ιδιότητες

- Η πολικότητα των μορίων επηρεάζει τις διαμοριακές δυνάμεις που ασκούνται μεταξύ των μορίων μίας χημικής ουσίας, οι οποίες με τη σειρά τους επηρεάζουν:
- ✓ τις φυσικές ιδιότητες (π.χ. σημείο τήξεως, σημείο ζέσεως)
- ✓ τη διαλυτότητα αλλά και τη διαλυτική ικανότητα
- ✓ τις χημικές ιδιότητες.

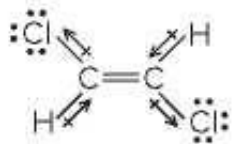


▲ Oil and water do not mix because water molecules are polar and the molecules that compose oil are nonpolar.

Πολικότητα των μορίων και φυσικοχημικές ιδιότητες



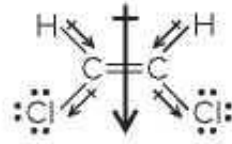
CHCl=CHCl 1,2-διχλωροαιθένιο



trans

$\mu = 0 \text{ D}$

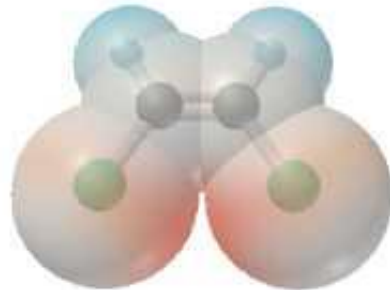
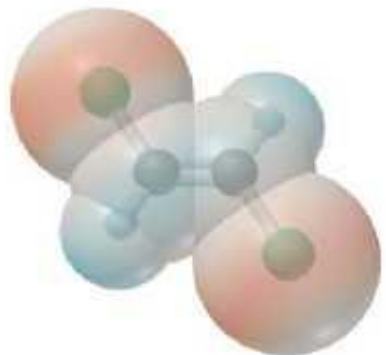
Boiling point = 47.5°C



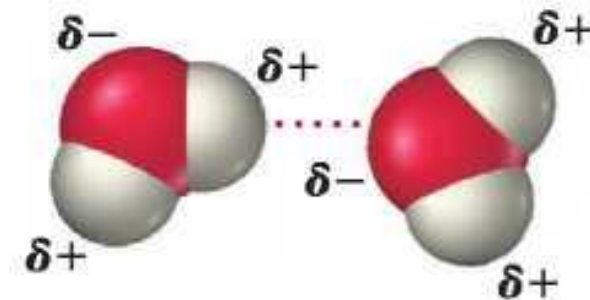
cis

$\mu = 1.90 \text{ D}$

Boiling point = 60.3°C



Opposite magnetic poles
attract one another.



Opposite partial charges on molecules
attract one another.



Μαθησιακά αποτελέσματα

- Αφού μελετήσετε αυτό το κεφάλαιο, θα πρέπει να είστε σε θέση:
- ✓ Να κατανοείτε πώς οι διαφορές στις ιδιότητες των ατόμων οδηγούν σε διαφορές στο είδος του χημικού δεσμού που σχηματίζουν.
- ✓ Να διακρίνετε τα τρία βασικά είδη του χημικού δεσμού.
- ✓ Να γράφετε τα σύμβολα κατά Lewis των διαφόρων ατόμων και ιόντων.
- ✓ Να χρησιμοποιείτε τον κανόνα της οκτάδας για να προβλέψετε τον αριθμό των ηλεκτρονίων που αποβάλλει, προσλαμβάνει ή συνεισφέρει αμοιβαία ένα άτομο προς σχηματισμό χημικών δεσμών.



Μαθησιακά αποτελέσματα

- ✓ Να περιγράφετε τη διαφορά μεταξύ ενός ιοντικού και ενός ομοιοπολικού δεσμού.
- ✓ Να περιγράφετε τα βασικά χαρακτηριστικά του ιοντικού δεσμού: την αποβολή και πρόσληψη ηλεκτρονίων προς σχηματισμό ιόντων και την συνεπακόλουθη ηλεκτροστατική τους έλξη προς σχηματισμό ιοντικών στερών ενώσεων.
- ✓ Να περιγράφετε το ρόλο που διαδραματίζει η ενέργεια του κρυσταλλικού πλέγματος στο σχηματισμό ιοντικών ενώσεων.



Μαθησιακά αποτελέσματα

- ✓ Να κατανοείτε πώς ο νόμος του Coulomb εξηγεί τις περιοδικές τάσεις στην ενέργεια του κρυσταλλικού πλέγματος.
- ✓ Να εξηγείτε γιατί οι ιονικές ενώσεις είναι εύθριπτες, έχουν υψηλό σημείο τήξης και άγουν το ηλεκτρικό ρεύμα μόνο όταν λειώνουν (τήκονται) ή όταν διαλύονται στο νερό.
- ✓ Να εξηγείτε πώς τα αμέταλλα άτομα σχηματίζουν ομοιοπολικούς δεσμούς.
- ✓ Να κατανοείτε πώς τα δεσμικά και μονήρη ζεύγη ηλεκτρονίων συμπληρώνουν τη στιβάδα σθένους των ατόμων ενός μορίου.



Μαθησιακά αποτελέσματα

- ✓ Να κατανοείτε πώς σχετίζονται μεταξύ τους η τάξη, το μήκος και η ενέργεια του ομοιοπολικού δεσμού.
- ✓ Να εξηγείτε τις ιδιότητες των ομοιοπολικών μορίων και των κρυσταλλικών ομοιοπολικών στερεών με βάση το είδος των δυνάμεων που αναπτύσσονται.
- ✓ Να χρησιμοποιείτε τις διαφορές ηλεκτροαρνητικότητας για το χαρακτηρισμό των δεσμών ως μη πολικών ομοιοπολικών, πολικών ομοιοπολικών και ιοντικών.
- ✓ Να σχεδιάζετε τις δομές κατά Lewis των πολυατομικών μορίων και ιόντων.



Μαθησιακά αποτελέσματα

- ✓ Να αναγνωρίζετε τα μόρια και τα ιόντα όπου απαιτείται η αναγραφή δομών συντονισμού για την περιγραφή των χημικών τους δεσμών.
- ✓ Να αναγνωρίζετε τις εξαιρέσεις από τον κανόνα της οκτάδας και να σχεδιάζετε τις αντίστοιχες δομές κατά Lewis.
- ✓ Να προβλέπετε και να σχεδιάζετε το σχήμα ενός μορίου χρησιμοποιώντας το μοντέλο VSEPR.
- ✓ Να προσδιορίζετε αν ένα μόριο είναι πολικό ή μη πολικό με βάση το σχήμα και την πολικότητα των δεσμών του.



Άσκηση 7.1

- Χρησιμοποιήστε σύμβολα κατά Lewis για να παραστήσετε το σχηματισμό χημικού δεσμού μεταξύ του μαγνησίου ($_{12}\text{Mg}$) και του φθορίου ($_{9}\text{F}$).
- Γράψτε τη δομή κατά Lewis και το χημικό τύπο της ένωσης που προκύπτει.

Άσκηση 7.2

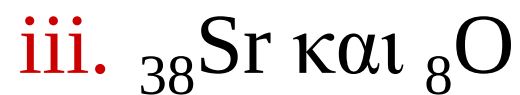


- Χρησιμοποιήστε σύμβολα κατά Lewis για να παραστήσετε το σχηματισμό χημικού δεσμού μεταξύ του ασβεστίου ($_{20}\text{Ca}$) και του οξυγόνου ($_{8}\text{O}$).
- Γράψτε τη δομή κατά Lewis και το χημικό τύπο της ένωσης που προκύπτει.



Άσκηση 7.3

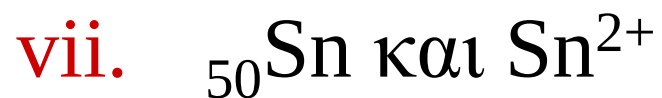
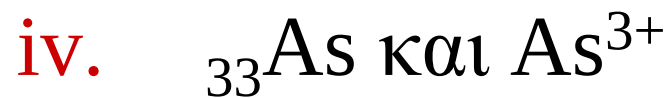
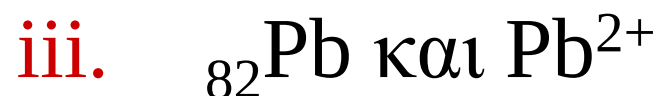
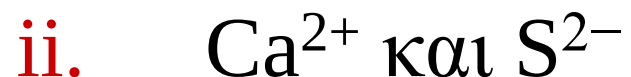
➤ Χρησιμοποιήστε σύμβολα κατά Lewis για να παραστήσετε το σχηματισμό χημικού δεσμού μεταξύ των παρακάτω στοιχείων. Σε κάθε περίπτωση, να γράψετε τη δομή κατά Lewis και το χημικό τύπο της ένωσης που προκύπτει.



Άσκηση 7.4



➤ Γράψτε την ηλεκτρονική δομή και το σύμβολο κατά Lewis για τα παρακάτω:



Άσκηση 7.5



➤ Γράψτε την ηλεκτρονική δομή και το σύμβολο κατά Lewis για τα παρακάτω:

i. $_{26}\text{Fe}$, Fe^{2+} και Fe^{3+}

ii. $_{25}\text{Mn}$ και Mn^{2+}

iii. $_{28}\text{Ni}$, Ni^{2+} και Ni^{3+}

iv. $_{29}\text{Cu}$, Cu^{+} και Cu^{2+}



Άσκηση 7.6

- Να εξηγήσετε ποιο από τα ακόλουθα έχει την μεγαλύτερη ακτίνα:
- i. το S ή το S^{2-} ;
 - ii. το Br ή το Br^{-} ;
 - iii. το Sr ή το Sr^{2+} ;
 - iv. το Al ή το Al^{3+} ;
 - v. το Te ή το Te^{2-} ;

Άσκηση 7.7



- Τοποθετήστε τα ακόλουθα ιόντα κατά σειρά αυξανόμενης ιοντικής ακτίνας:
- i. Sr^{2+} , Mg^{2+} , Ca^{2+}
 - ii. Se^{2-} , Te^{2-} , S^{-}
 - iii. N^{3-} , P^{3-}



Άσκηση 7.8

➤ Τοποθετήστε τα ακόλουθα ιόντα κατά σειρά ελαττούμενης ιοντικής ακτίνας:





Άσκηση 7.9

➤ Σε κάθε περίπτωση, χρησιμοποιώντας σύμβολα κατά Lewis να εξηγήσετε το σχηματισμό χημικών δεσμών και να γράψετε το χημικό τύπο της ένωσης που προκύπτει:



Άσκηση 7.10



➤ Σχεδιάστε τους τύπους κατά Lewis των παρακάτω μορίων:



Άσκηση 7.11



➤ Σχεδιάστε τους τύπους κατά Lewis των παρακάτω ιόντων:





Άσκηση 7.12

➤ Περιγράψτε τη δομή των παρακάτω ενώσεων ή ιόντων χρησιμοποιώντας τύπους κατά Lewis:





Άσκηση 7.13

➤ Για καθένα από τα παρακάτω ζεύγη στοιχείων, εξετάστε αν η δυαδική ένωση που σχηματίζουν είναι κυρίως ιοντική ή ομοιοπολική. Σε κάθε περίπτωση, δώστε τον τύπο και ονομάστε την ένωση που προκύπτει.

- i. K, Se
- ii. Al, F
- iii. Ba, Br
- iv. Si, Cl

Άσκηση 7.14



- Δώστε τον τύπο κατά Lewis για το σεληνιώδες ιόν, SeO_3^{2-} .
- Γράψτε τον τύπο του σεληνιώδους αργιλίου.

Άσκηση 7.15



- Το σεληνικό οξύ, H_2SeO_4 , είναι μια κρυσταλλική ουσία και ένα ισχυρό οξύ. Ποιος είναι ο τύπος κατά Lewis του σεληνικού οξέος;



Άσκηση 7.16

- Το οξικό οξύ έχει τη δομή $\text{CH}_3\text{CO}(\text{OH})$, όπου η ομάδα OH συνδέεται με το ένα άτομο C . Οι δύο δεσμοί άνθρακα-οξυγόνου έχουν διαφορετικά μήκη.
- Όταν ένα μόριο οξικού οξέος χάνει το H από την ομάδα OH , σχηματίζεται το οξικό ιόν, στο οποίο οι δύο δεσμοί άνθρακα-οξυγόνου γίνονται ίσοι σε μήκος. Εξηγήστε.



Άσκηση 7.17

➤ Προβλέψτε τη γεωμετρία των παρακάτω μορίων ή ιόντων χρησιμοποιώντας το μοντέλο VSEPR:





Άσκηση 7.18

➤ Προβλέψτε τη γεωμετρία των παρακάτω μορίων ή ιόντων χρησιμοποιώντας το μοντέλο VSEPR:





Άσκηση 7.19

- Καθένα από τα ακόλουθα μόρια έχει διπολική ροπή διάφορη του μηδενός. Επιλέξτε τη μοριακή γεωμετρία που συμφωνεί με αυτό το δεδομένο και να αιτιολογήσετε την απάντησή σας:
- i. SO_3 : γραμμικό ή κεκαμένο
 - ii. PH_3 : επίπεδο τριγωνικό ή τριγωνικό πυραμιδικό

Άσκηση 7.20



- Το τριφθορίδιο του βρωμίου, BrF_3 , έχει διπολική ροπή διάφορη του μηδενός. Βρείτε ποια από τις ακόλουθες γεωμετρίες συμφωνεί με αυτό το δεδομένο:
- i. επίπεδη τριγωνική
 - ii. τριγωνική πυραμιδική
 - iii. σχήματος T



Άσκηση 7.21

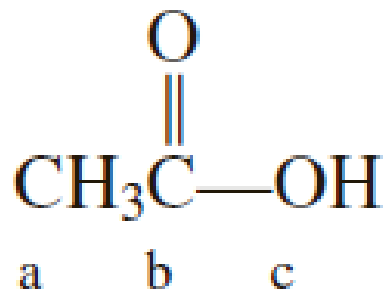
➤ Να εξηγήσετε ποια από τα παρακάτω μόρια θα περιμένατε, για λόγους συμμετρίας, να έχουν διπολική ροπή ίση με μηδέν:



Άσκηση 7.22



- Το οξικό οξύ έχει την ακόλουθη δομή:



- Υποδείξτε ποια από τις ακόλουθες γεωμετρίες ταιριάζει σε καθένα από τα άτομα a, b και c.

