

Ομοιοπολικός Δεσμός

❖ **Παράδειγμα:** Να βρεθεί ο ηλεκτρονιακός τύπος κατά Lewis του NOCl (χλωριούχου νιτροσυλίου) με δεδομένο ότι η ηλεκτραρνητικότητα του O είναι 3,5 και οι αντίστοιχες των N και Cl είναι μεταξύ τους ίσες, 3.

➤ **Βήμα 1:** υπολογισμός e- σθένους $\Rightarrow 5+6+7 = 18e^-$

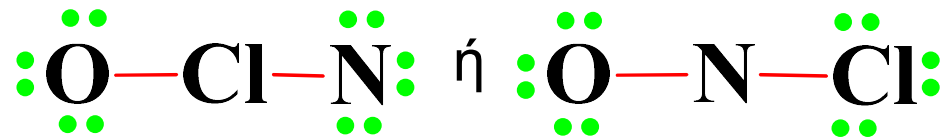
➤ **Βήμα 2:** εύρεση του κεντρικού ατόμου \Rightarrow N ή Cl

➤ **Βήμα 3:** σύνδεση του κεντρικού ατόμου με τα περιφερειακά άτομα



➤ **Βήμα 4:** συνολικός αριθμός e- σθένους = $18e^-$
δεσμικά e- $2 \times 2 = 4e^-$ } \ominus

 14e-



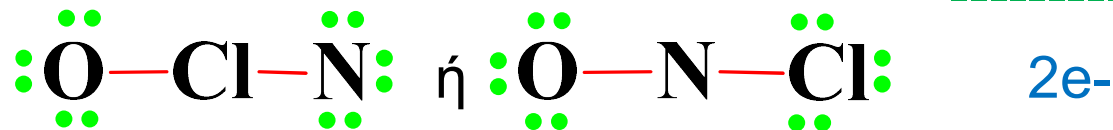
Ομοιοπολικός Δεσμός

❖ Παράδειγμα

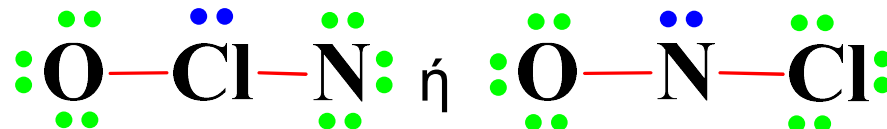
- **Βήμα 5:** περίσσειμα e^- σθένους και τοποθέτηση στο κεντρικό άτομο

$$\left. \begin{array}{l} \text{συνολικός αριθμός } e^- \text{ σθένους} = 18e^- \\ \text{δεσμικά } e^- \text{ } 2 \times 2 = 4e^- \end{array} \right\} \ominus$$

$$\left. \begin{array}{l} 14e^- \\ \text{μη δεσμικά } e^- \text{ } 6 \times 2 = 12e^- \end{array} \right\} \ominus$$



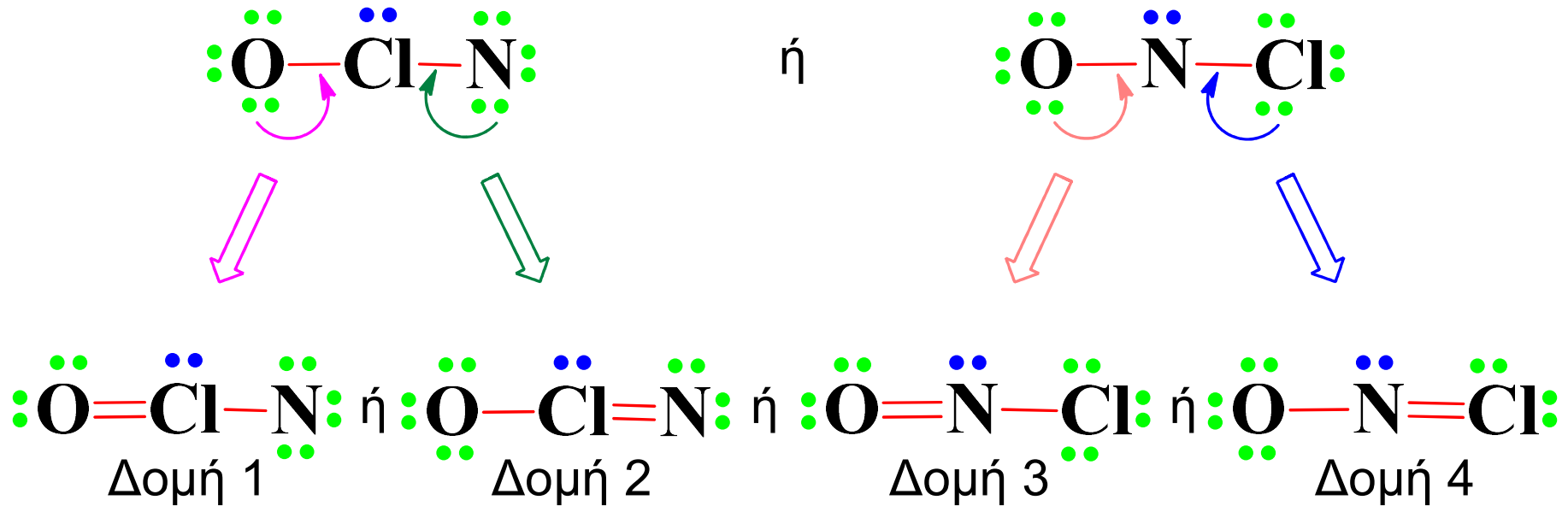
2e-



Ομοιοπολικός Δεσμός

❖ Παράδειγμα

- **Βήμα 6:** το κεντρικό άτομο δεν έχει δε-σθένους, οπότε ένα μη δεσμικό ζεύγος e- από τα περιφερειακά άτομα μετατρέπεται σε δεσμικό σχηματίζοντας διπλό δεσμό με το κεντρικό άτομο



Τέσσερις δυνατές ηλεκτρονιακές δομές κατά Lewis

- Ποια από αυτές είναι η πιο πιθανή ή σταθερή δομή Lewis? Αυτό μπορεί να καθοριστεί από το **τυπικό φορτίο**.

Ομοιοπολικός Δεσμός

❖ **Τυπικό φορτίο (FC, formal charge):** άτομο σε μια δομή κατά Lewis, είναι το φαινομενικό φορτίο που αποκτά το άτομο αν οι δεσμοί στο μόριο θεωρηθούν τέλεια ομοιοπολικοί και τα κοινά ζεύγη ηλεκτρονίων διαμεριστούν εξίσου μεταξύ των συνδεδεμένων ατόμων.

➤ **Το FC δίνεται από τη σχέση: $FC = V - L - \frac{1}{2} \times P$, όπου**

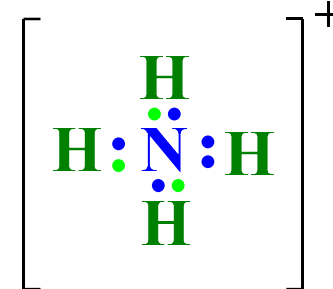
❑ **V:** ο αριθμός των **ηλεκτρονίων σθένους** του **ατόμου** του οποίου προσδιορίζουμε το τυπικό φορτίο (Valence e⁻)

❑ **L:** ο αριθμός των **μη δεσμικών ηλεκτρονίων** του εξεταζόμενου **ατόμου** (Lone paired e⁻)

❑ **P:** ο αριθμός των **δεσμικών ηλεκτρονίων** του εξεταζόμενου **ατόμου** (Paired e⁻)

➤ Για παράδειγμα το τυπικό φορτίο του N στο NH_4^+ :

$$FC_N = 5 - 0 - (\frac{1}{2} \times 8) = +1$$



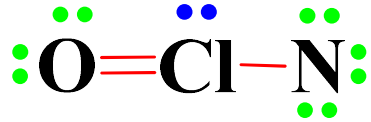
Ομοιοπολικός Δεσμός

❖ Τυπικό φορτίο και σταθερότερη δομή Lewis:

- ✓ Η **πιθανότερη δομή** κατά Lewis είναι αυτή που εξασφαλίζει στα **άτομα μηδενικά τυπικά φορτία**.
- ✓ Σε περίπτωση που τα τυπικά φορτία των ατόμων είναι διαφορετικά του μηδενός, τότε **θα πρέπει να έχουν τη μικρότερη δυνατή τιμή**.
- ✓ **Αρνητικά τυπικά φορτία** έχουν συνήθως τα **ηλεκτραρνητικότερα άτομα** και **θετικά** τα **λιγότερο ηλεκτραρνητικά άτομα**.
- ✓ Το **άθροισμα των τυπικών φορτίων** των ατόμων σε μια δομή κατά Lewis θα πρέπει να είναι **ίσο με μηδέν** για τα ουδέτερα σωματίδια (μόρια ή ρίζες) ή **ίσο με το φορτίο του ιόντος** στα πολυατομικά ιόντα.

Ομοιοπολικός Δεσμός

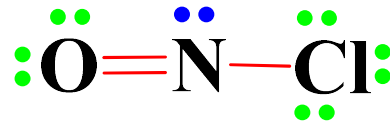
❖ Τυπικό φορτίο και σταθερότερη δομή Lewis:



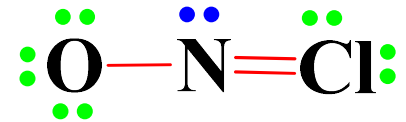
Δομή 1



Δομή 2



Δομή 3



Δομή 4

➤ Δομή 1

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

$$FC_{\text{Cl}} = 7 - 2 - (\frac{1}{2} \times 6) = +2$$

$$FC_{\text{N}} = 5 - 6 - (\frac{1}{2} \times 2) = -2$$

➤ Δομή 2

$$FC_{\text{O}} = 6 - 6 - (\frac{1}{2} \times 2) = -1$$

$$FC_{\text{Cl}} = 7 - 2 - (\frac{1}{2} \times 6) = +2$$

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

➤ Δομή 3

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

$$FC_{\text{N}} = 5 - 2 - (\frac{1}{2} \times 6) = 0$$

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

➤ Δομή 4

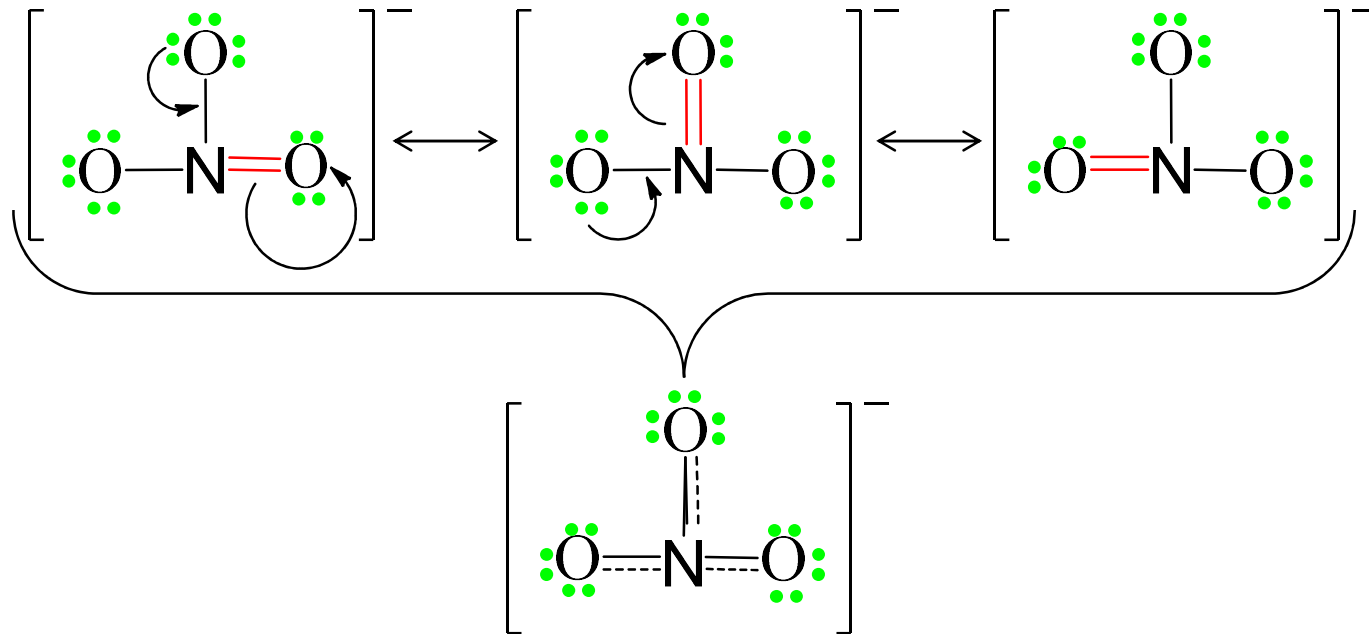
$$FC_{\text{O}} = 6 - 6 - (\frac{1}{2} \times 2) = -1$$

$$FC_{\text{N}} = 5 - 2 - (\frac{1}{2} \times 6) = 0$$

$$FC_{\text{Cl}} = 7 - 4 - (\frac{1}{2} \times 4) = +1$$

Ομοιοπολικός Δεσμός

- ❖ **Συντονισμός ή μεσομέρεια:** παρουσιάζεται σε μόρια ή ιόντα που μπορούν να παρασταθούν με δύο ή περισσότερες ηλεκτρονιακές δομές κατά Lewis, οι οποίες είναι ενεργειακά ισοδύναμες, η δε πραγματική δομή του μορίου (ή ιόντος) είναι υβρίδιο των οριακών αυτών δομών. Ο συντονισμός συμβολίζεται με διπλό βέλος που τίθεται ανάμεσα στις οριακές δομές Lewis.

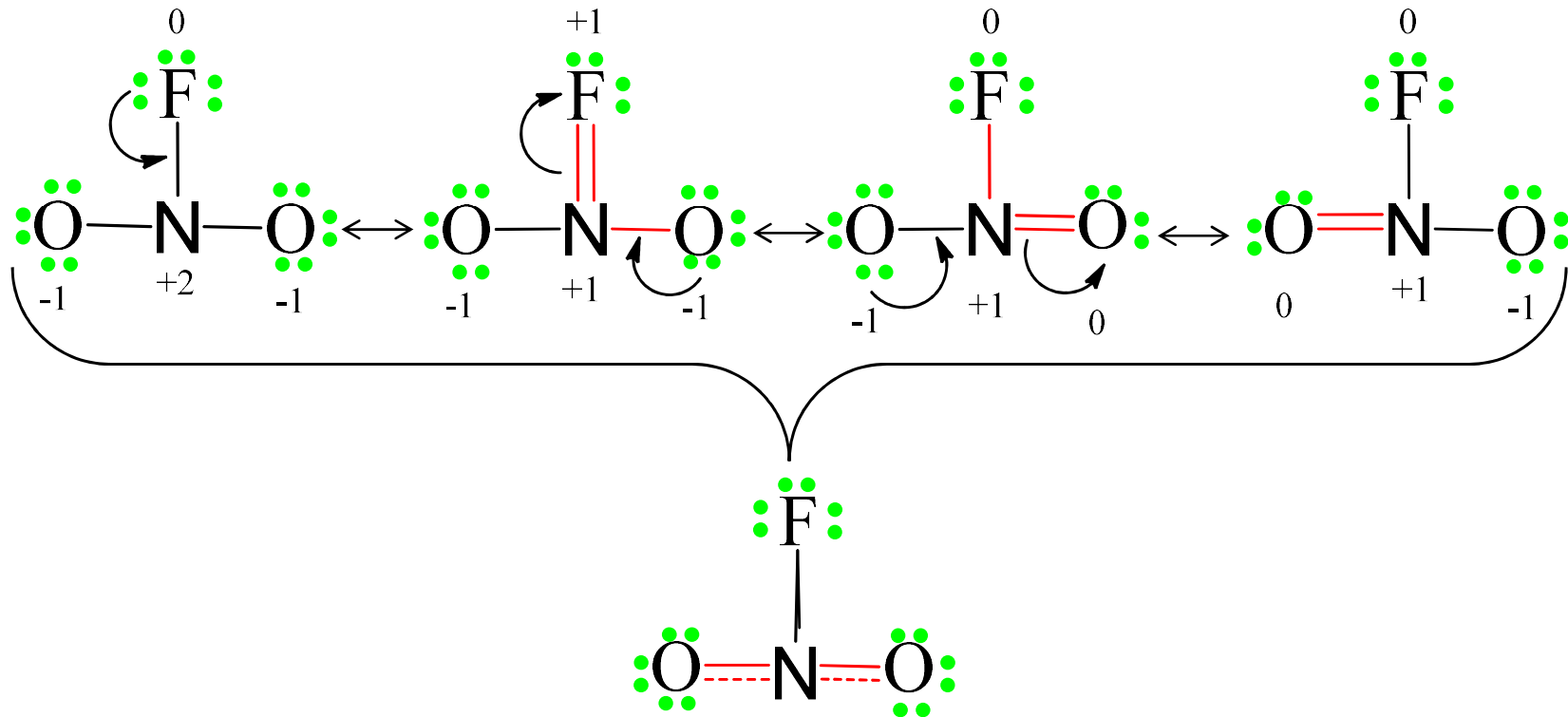


Ομοιοπολικός Δεσμός

- ❖ Βασικοί κανόνες για τον προσδιορισμό των μεσομερών μορφών ενός μορίου είναι:
 - ✓ Η σειρά διάταξης των ατόμων είναι σε κάθε περίπτωση ίδια. Για παράδειγμα, στο υποξείδιο του αζώτου (N_2O) κάθε μεσομερή μορφή ακολουθεί τη σειρά N-N-O και ουδέποτε την N-O-N.
 - ✓ Ο αριθμός των μη δεσμικών ηλεκτρονίων πρέπει να είναι ο ίδιος σε όλες τις μεσομερείς μορφές.
 - ✓ Οι μεσομερείς μορφές θα πρέπει να χαρακτηρίζονται από αποκέντρωση φορτίων και όχι από τη δημιουργία κέντρων με υψηλά φορτία.
 - ✓ Τα τυπικά φορτία των γειτονικών ατόμων στο μόριο δεν θα πρέπει να είναι όμοια και τα άτομα που έχουν ανόμοια τυπικά φορτία δεν θα πρέπει να είναι πολύ απομακρυσμένα.
 - ✓ Οι μεσομερείς μορφές θα πρέπει να έχουν παραπλήσιες ενεργειακά δομές.

Ομοιοπολικός Δεσμός

- ❖ **Παράδειγμα:** Να γράψετε τις μεσομερείς δομές του NO_2F και να εξετάσετε ποια ή ποιες από αυτές έχουν τη μεγαλύτερη συμμετοχή στη διαμόρφωση της δομής του μορίου.

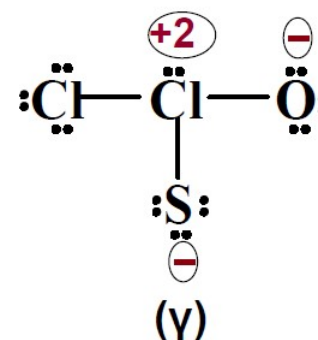
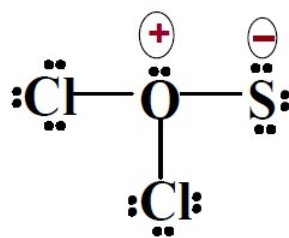
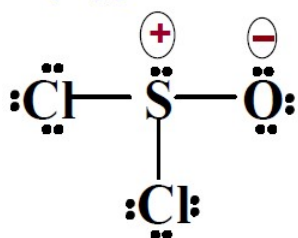


❖ Ασκήσεις

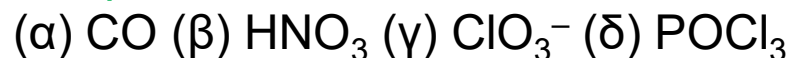
Ποιες είναι οι δομές συντονισμού του μυρμηκικού ιόντος HCO_2^- ;

❖ Ασκήσεις

Ποια από τις τρεις σκελετικές δομές του θειονυλοχλωριδίου, SOCl_2 είναι η πιθανότερη και γιατί.



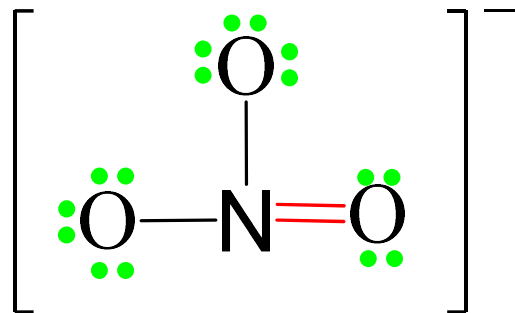
Γράψτε μια δομή Lewis για καθένα από τα παρακάτω μόρια και βρείτε τα τυπικά φορτία των ατόμων.



Το αζίδιο του βαρίου $\text{Ba}(\text{N}_3)_2$ είναι μία εκρηκτική ουσία, η οποία χρησιμοποιείται για την παρασκευή αζιδίων άλλων μετάλλων, όπως, νατρίου, καλίου, λιθίου, ρουβιδίου κ.λ.π., από τα αντίστοιχα θειικά τους άλατα. Κάθε ιόν αζιδίου έχει καθαρό φορτίο -1. (α) Σχεδιάστε όλες τις δομές συντονισμού για το ιόν αζιδίου, N_3^- , σημειώνοντας τα τυπικά φορτία όλων των στοιχείων σε κάθε δομή. (β) Ποια δομή συντονισμού περιγράφει καλύτερα αυτό το ιόν;

Ομοιοπολικός Δεσμός

- ❖ Αριθμός οξείδωσης είναι το φαινομενικό φορτίο που αποκτά το άτομο στις ομοιοπολικές ενώσεις (ή πραγματικό φορτίο στις ιοντικές ενώσεις), αν οι δεσμοί που σχηματίζει θεωρηθούν τέλεια ιοντικοί. Είναι δηλαδή το φορτίο που αποκτά το άτομο αν τα κοινά ζεύγη ηλεκτρονίων αποδοθούν στο ηλεκτραρνητικότερο άτομο.
- Για παράδειγμα στο **νιτρικό ιόν** (NO_3^-), όπως προκύπτει με βάση την ηλεκτρονιακή δομή του ιόντος και με δεδομένο ότι το N είναι λιγότερο ηλεκτραρνητικό του O, **ο αριθμός οξείδωσης του N είναι +5**.



Ομοιοπολικός Δεσμός

❖ Αριθμός οξείδωσης – Εμπειρικοί κανόνες

1. Το άθροισμα των αριθμών οξείδωσης των ατόμων σε μια ένωση ισούται με το μηδέν, ενώ το άθροισμα των αριθμών οξείδωσης των ατόμων σε ένα πολυατομικό ιόν ισούται με το φορτίο του ιόντος.
2. Τα άτομα των στοιχείων σε ελεύθερη κατάσταση έχουν αριθμό οξείδωσης μηδέν.
3. Τα άτομα της 1ης ομάδας του περιοδικού πίνακα (αλκάλια) στις ενώσεις τους έχουν αριθμό οξείδωσης +1.
4. Τα άτομα της 2ης ομάδας του περιοδικού πίνακα στις ενώσεις τους έχουν αριθμό οξείδωσης +2.
5. Τα άτομα της 13ης ομάδας του περιοδικού πίνακα στις ενώσεις τους (εκτός του Β) έχουν συνήθως αριθμό οξείδωσης +3.
6. Το υδρογόνο στις ενώσεις του με αμέταλλα έχει +1 και στις ενώσεις του με μέταλλα έχει -1.
7. Το οξυγόνο στις ενώσεις του έχει αρ. οξ. -2, στις ενώσεις με F έχει +2, στα υπεροξείδια (O_2^{2-}) έχει -1, στα σουπεροξείδια (O_2^-) έχει -1/2 και στα οζονίδια (O_3^-) έχει -1/3.
8. Το φθόριο στις ενώσεις του -1.

Ομοιοπολικός Δεσμός

❖ Αριθμός οξείδωσης – Ασκήσεις

Να βρεθούν οι αριθμοί οξείδωσης: H_3PO_4 , $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$, KH ,
 H_2O_2 , $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$

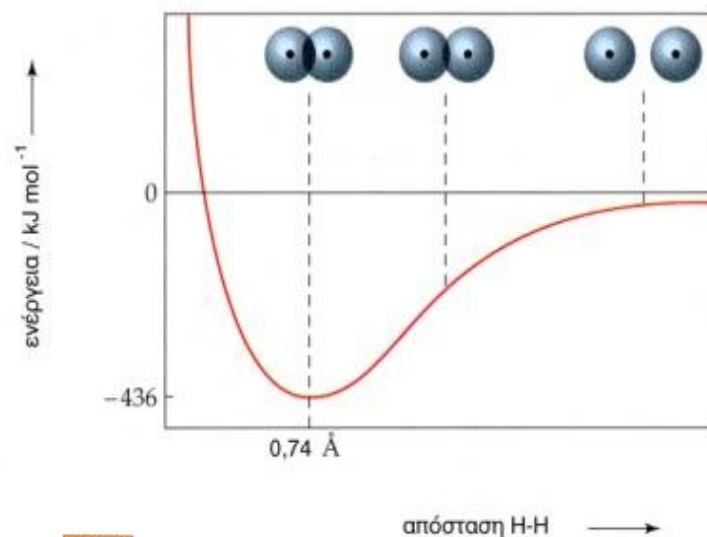
Ομοιοπολικός Δεσμός

□ Βασικά χαρακτηριστικά του ομοιοπολικού δεσμού:

❖ **Μήκος δεσμού:** ενός διατομικού μορίου AB είναι η διαπυρηνική απόσταση μεταξύ των συνδεμένων ατόμων A και B, η οποία αντιστοιχεί στην ελάχιστη ενέργεια του συστήματος

Εξαρτάται από:

- Το μέγεθος των συνδεομένων ατόμων
- Την πολικότητα του δεσμού (ισχυρά πολωμένοι δεσμοί είναι και βραχύτεροι)
- Την τάξη του δεσμού (οι πολλαπλοί δεσμοί είναι βραχύτεροι)



F-F	142
Cl-Cl	199
Br-Br	228
I-I	268

Ομοιοπολικός Δεσμός

□ Βασικά χαρακτηριστικά του ομοιοπολικού δεσμού:

❖ **Ισχύς δεσμού**

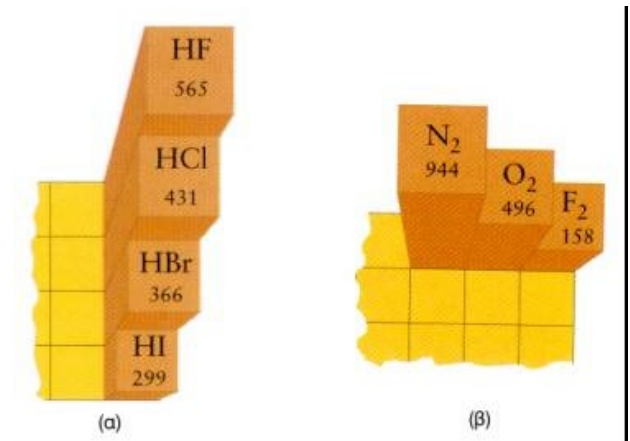
❖ Ενθαλπία ή ενέργεια δεσμού: είναι η μεταβολή της ενθαλπίας, ΔH , κατά τη διάσπαση 1 mol αέριας ουσίας.

• π.χ. $\text{Cl} - \text{Cl} (\text{g}) \rightarrow 2\text{Cl} (\text{g}), \Delta H^\circ = +242 \text{ kJ}$

❖ Όσο πιο μεγάλη είναι η ενέργεια που απαιτείται για τη διάσπαση του δεσμού δύο ατόμων, τόσο πιο ισχυρός είναι ο δεσμός.

❖ Εξαρτάται από:

- Το μήκος του δεσμού
- Την πολικότητα του δεσμού (ισχυρά πολωμένοι δεσμοί είναι βραχύτεροι) μεγαλύτερη ενέργεια, άρα ισχυρότεροι δεσμοί
- Την τάξη δεσμού (οι πολλαπλοί δεσμοί είναι βραχύτεροι) άρα απαιτείται μεγαλύτερη ενέργεια για τη διάσπαση του δεσμού, άρα ισχυρότερος δεσμός.



Γεωμετρία Μορίων – Θεωρία VSEPR

- ❖ **Μοριακή γεωμετρία:** είναι η διάταξη των ατόμων του μορίου στο χώρο.
- Εξαρτάται από το είδος των ατόμων που απαρτίζουν την ένωση και τον τρόπο με τον οποίο ενώνονται.
- ❖ Η ερμηνεία της μοριακής γεωμετρίας βασίζεται στη θεωρία της απώσεως των ηλεκτρονιακών ζευγών της στιβάδας σθένους (**VSEPR, Valence Shell Electron Pair Repulsion**).
- Τα ηλεκτρονιακά ζεύγη της στιβάδας σθένους του κεντρικού ατόμου τοποθετούνται έτσι ώστε να υπάρχουν οι ελάχιστες δυνατές απώσεις, δηλαδή τα ηλεκτρονιακά ζεύγη βρίσκονται όσο το δυνατό πιο μακριά το ένα από το άλλο.
- ❖ Με τη θεωρία VSEPR μπορεί να γίνει πρόβλεψη της γεωμετρίας των ενώσεων.

Γεωμετρία Μορίων – Θεωρία VSEPR

❖ Κανόνες που εφαρμόζονται στη θεωρία VSEPR

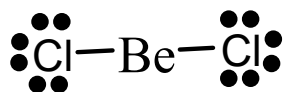
➤ Μόρια ή ιόντα που δε διαθέτουν μη δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων – Ιδανική γεωμετρία

❖ 1^η περίπτωση: Όταν το κεντρικό άτομο ενός μορίου (ή ιόντος) έχει δύο δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων και κανένα μη δεσμικό ζεύγος, τότε **το μόριο είναι γραμμικό**. Τα δύο ζεύγη ηλεκτρονίων διατάσσονται ευθύγραμμα έχοντας στη μέση το κεντρικό άτομο.

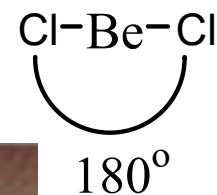
μοριακό τύπος



τύπος κατά Lewis



γεωμετρικό σχήμα



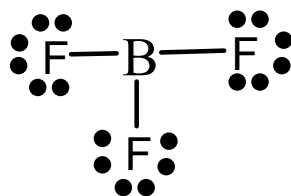
Γεωμετρία Μορίων – Θεωρία VSEPR

- ❖ 2^η περίπτωση: Όταν το κεντρικό άτομο ενός μορίου (ή ιόντος) έχει τρία δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων και κανένα μη δεσμικό ζεύγος, τότε **το μόριο είναι επίπεδο τριγωνικό**, καθώς τα τρία ζεύγη ηλεκτρονίων διατάσσονται τριγωνικά γύρω από το κεντρικό άτομο.

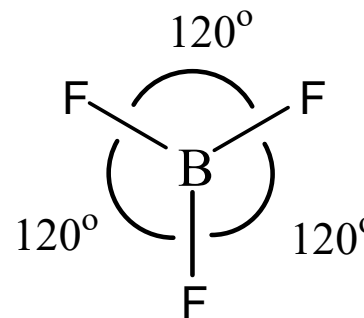
μοριακός τύπος



τύπος κατά Lewis



γεωμετρικό σχήμα



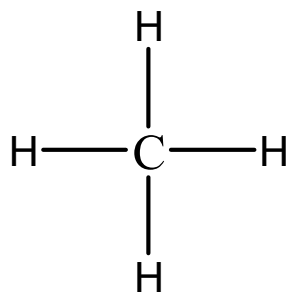
Γεωμετρία Μορίων – Θεωρία VSEPR

- ❖ 3^η περίπτωση: Όταν το κεντρικό άτομο ενός μορίου (ή ιόντος) έχει τέσσερα δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων και κανένα μη δεσμικό ζεύγος, τότε **το μόριο είναι τετραεδρικό**, καθώς τα τέσσερα δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων διατάσσονται τετραεδρικά γύρω από το κεντρικό άτομο.

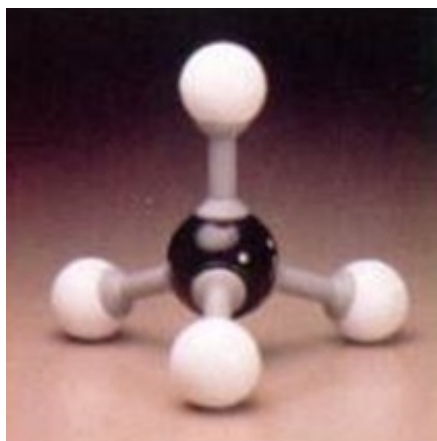
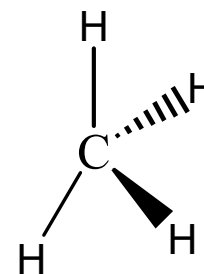
μοριακός τύπος



τύπος κατά Lewis



γεωμετρικό σχήμα

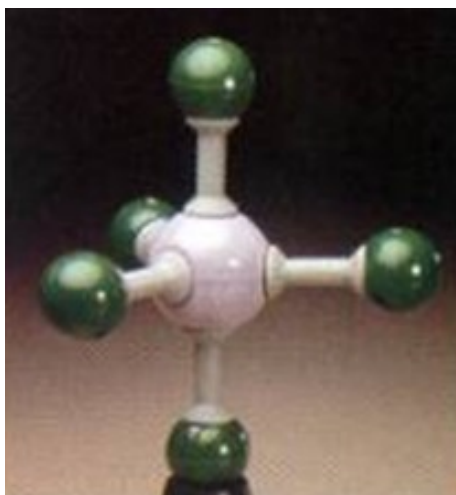
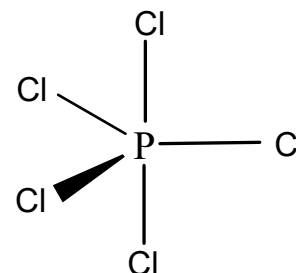
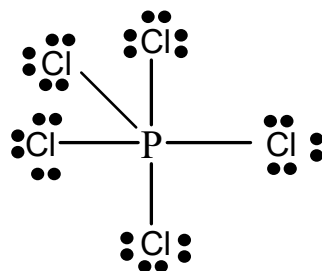


Γεωμετρία Μορίων – Θεωρία VSEPR

- ❖ 4^η περίπτωση: Όταν το κεντρικό άτομο ενός μορίου (ή ιόντος) έχει πέντε δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων και κανένα μη δεσμικό ζεύγος, τότε **το μόριο είναι τριγωνικό διπυραμιδικό**.

μοριακός τύπος τύπος κατά Lewis γεωμετρικό σχήμα

PCl_5

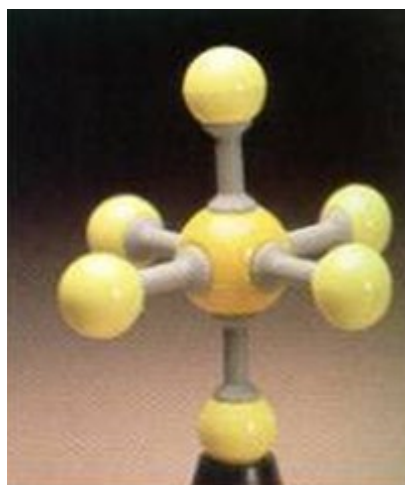
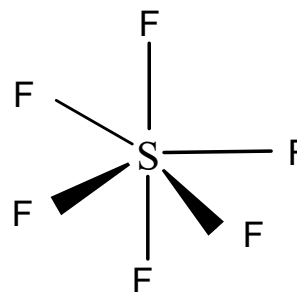
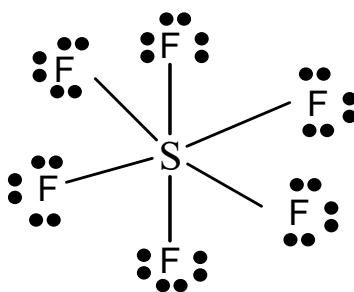


Γεωμετρία Μορίων – Θεωρία VSEPR

- ❖ 5^η περίπτωση: Όταν το κεντρικό άτομο ενός μορίου (ή ιόντος) έχει έξι δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων και κανένα μη δεσμικό ζεύγος, τότε **το μόριο είναι οκταεδρικό**.

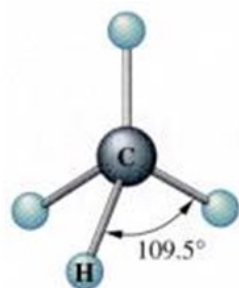
μοριακός τύπος τύπος κατά Lewis γεωμετρικό σχήμα

SF₆

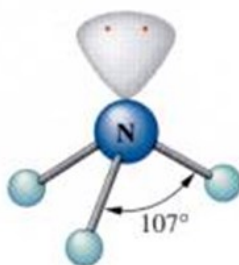


Γεωμετρία Μορίων – Θεωρία VSEPR

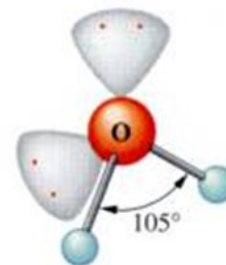
- ❖ Μόρια ή ιόντα που διαθέτουν μη δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων – Αποκλίσεις από την ιδανική γεωμετρία
- Η παρουσία μη δεσμικών ζευγών ηλεκτρονίων στο κεντρικό άτομο προκαλεί παραμόρφωση της στερεοχημικής διάταξης, όπως αυτή προκύπτει (με βάση τους προηγούμενους κανόνες) αν προσμετρήσουμε τα μη δεσμικά ως δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων.
- ✓ Αυτό συμβαίνει επειδή τα μη δεσμικά ζεύγη απωθούν περισσότερο τα άλλα ζεύγη ηλεκτρονίων, καταλαμβάνοντας πιο πολύ χώρο απ' ό,τι τα δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων



CH₄



NH₃

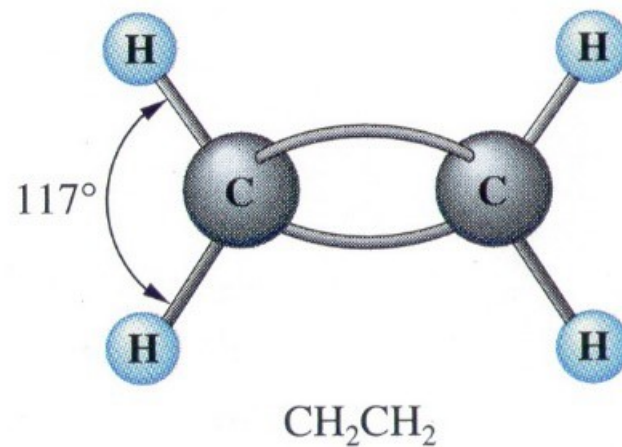
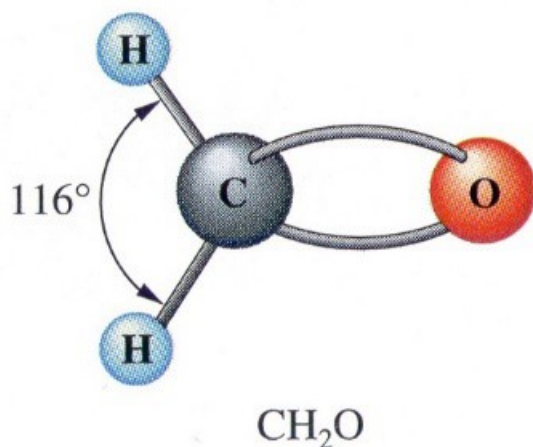


H₂O


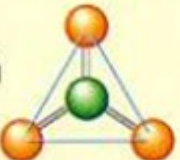


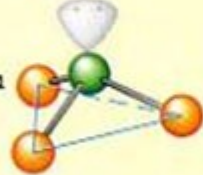
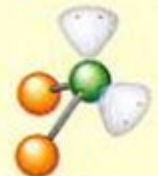
Γεωμετρία Μορίων – Θεωρία VSEPR

❖ Αποκλίσεις από την ιδανική γεωμετρία


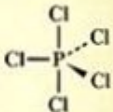


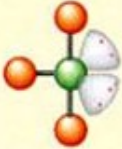
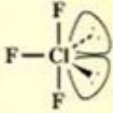
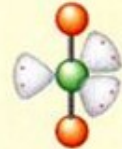
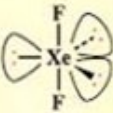




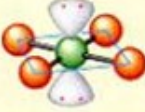

- Οι πολλαπλοί δεσμοί αντιμετωπίζονται όπως οι απλοί δεσμοί. Όμως, οι πολλαπλοί δεσμοί λόγω του μεγαλύτερου ηλεκτρονιακού φορτίου τους, απωθούν περισσότερο (σε σχέση με τους απλούς δεσμούς) τα γειτονικά ζεύγη ηλεκτρονίων, συνεπώς, καταλαμβάνουν πιο πολύ χώρο από ότι οι απλοί δεσμοί.



Γεωμετρία Μορίων – Θεωρία VSEPR

ΖΕΥΓΗ ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΩΝ συνολικά δεσμικά μηδεσμικά			ΔΙΑΤΑΞΗ ΖΕΥΓΩΝ ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΩΝ	ΓΕΩΜΕΤΡΙΑ ΜΟΡΙΩΝ	ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑΤΑ
2	2	0	γραμμική	γραμμική AX_2	 BeF_2 $F-Be-F$
3	$\left\{ \begin{array}{l} 3 \\ 0 \end{array} \right\}$	$\left\{ \begin{array}{l} 0 \\ 1 \end{array} \right\}$	επίπεδη τριγωνική	επίπεδη τριγωνική AX_3	 BF_3 $\begin{array}{c} F \\ \\ F-B-F \end{array}$
				γωνιακή AX_2E	 SO_2 $\begin{array}{c} \cdot \\ \\ O-S-O \end{array}$
4	$\left\{ \begin{array}{l} 4 \\ 3 \\ 2 \end{array} \right\}$	$\left\{ \begin{array}{l} 0 \\ 1 \\ 2 \end{array} \right\}$	τετραεδρική	τετραεδρική AX_4	 CH_4 $\begin{array}{c} H \\ \\ H-C-H \\ \\ H \end{array}$
				τριγωνική πυραμίδα AX_3E	 NH_3 $\begin{array}{c} \cdot \\ \\ H-N-H \\ \\ H \end{array}$
				γωνιακή AX_2E_2	 H_2O $\begin{array}{c} \cdot \\ \\ H-O-\cdot \\ \\ H \end{array}$

Γεωμετρία Μορίων – Θεωρία VSEPR

ΖΕΥΓΗ ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΩΝ συνολικά δεσμικά μη δεσμικά	ΔΙΑΤΑΞΗ ΖΕΥΓΩΝ ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΩΝ	ΓΕΩΜΕΤΡΙΑ ΜΟΡΙΩΝ	ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑΤΑ
5	$\left. \begin{array}{l} 5 & 0 \\ 4 & 1 \\ 3 & 2 \\ 2 & 3 \end{array} \right\}$ τριγωνική διπυραμίδα	τριγωνική διπυραμίδα AX_5 	PCl_5 
		παραμορφωμένο τετράεδρο AX_4E 	SF_4 
		T-μορφή AX_3E_2 	ClF_3 
		γραμμικό AX_2E_3 	XeF_2 
6	$\left. \begin{array}{l} 6 & 0 \\ 5 & 1 \\ 4 & 2 \end{array} \right\}$ οκτάεδρο	οκτάεδρο AX_6 	SF_6 
		τετραγωνική πυραμίδα AX_5E 	IF_5 
		επίπεδο τετράγωνο AX_4E_2 	XeF_4 

Γεωμετρία Μορίων – Θεωρία VSEPR

- ❖ Μεθοδολογία για την πρόβλεψη της μοριακής γεωμετρίας:
 - Γράφουμε τον ηλεκτρονιακό τύπο κατά Lewis.
 - Μετρούμε το συνολικό αριθμό δεσμικών και μη δεσμικών ζευγών ηλεκτρονίων του κεντρικού ατόμου.
 - Προσμετρούμε τους πολλαπλούς δεσμούς ως απλούς δεσμούς.
 - Με βάση τις περιπτώσεις 1-5 της θεωρίας VSEPR, βρίσκουμε την ιδανική γεωμετρική διάταξη των ζευγών ηλεκτρονίων γύρω από το κεντρικό άτομο, θεωρώντας τα μη δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων σαν «υποκαταστάτες».
 - Προσμετρούμε τα μη δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων και καθορίζουμε την παραμόρφωση της γεωμετρίας, λαμβάνοντας υπόψη ότι τα μη δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων, καθώς και οι πολλαπλοί δεσμοί, καταλαμβάνουν περισσότερο χώρο από ότι τα δεσμικά και οι απλοί δεσμοί, αντίστοιχα.

Ομοιοπολικός Δεσμός

❖ Ασκήσεις

Να προβλέψετε τα γεωμετρικά σχήματα των παρακάτω μορίων ή ιόντων με βάση τη θεωρία VSEPR: α) HCN, β) NH₄⁺, γ) NO₃⁻, δ) NSF

Ένα από τα παρακάτω ιόντα έχει επίπεδη τριγωνική διάταξη. Ποιο είναι αυτό; Να δικαιολογήσετε την απάντησή σας. α) SO₃²⁻, β) PO₄³⁻, γ) PF₆⁻, δ) CO₃²⁻.

Καθένα από τα παρακάτω μόρια έχουν ένα ή περισσότερους πολλαπλούς δεσμούς. Να γράψετε τις δομές Lewis των μορίων και να προβλέψετε με βάση τη θεωρία VSEPR τη γεωμετρία των μορίων: α) CO₂, β) Cl₂CO, γ) ClNO₂.

Με βάση τη θεωρία VSEPR προβλέψτε τη γεωμετρία των παρακάτω ενώσεων ή πολυατομικών ιόντων: TeF₆, H₂Se, IF₄⁻, BBr₃, AsCl₅, GeI₄, BrF₃, SeF₄. Δίνονται: ₅₂Te, ₃₄Se, ₅₃I, ₃₅Br, ₃₃As, ₃₂Ge.