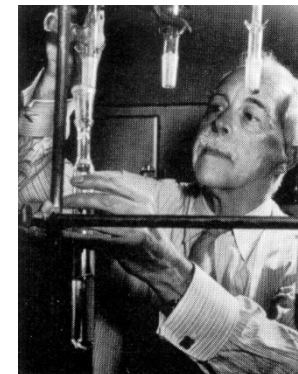


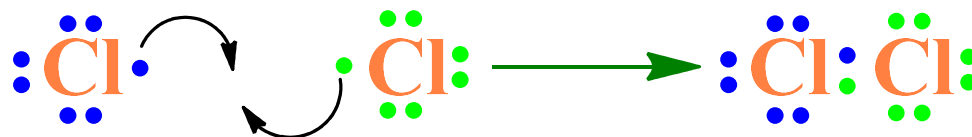
## Ομοιοπολικός Δεσμός



❖ **Θεωρία Lewis (1916):** Ο ομοιοπολικός δεσμός αναπτύσσεται μεταξύ δύο ατόμων παραπλήσιας ή ίδιας ηλεκτραρνητικότητας με αμοιβαία συνεισφορά ηλεκτρονίων σθένους και δημιουργία κοινών ζευγών ηλεκτρονίων για να αποκτήσουν τα άτομα δομή ευγενούς αερίου (κανόνας της οκτάδας).

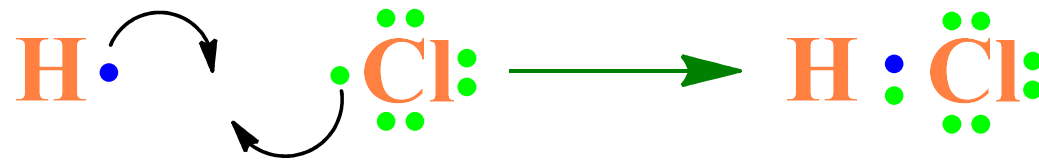
□ Το ζεύγος ηλεκτρονίων ονομάζεται **δεσμικό ζεύγος** ηλεκτρονίων

□ **Σύμβολα Lewis:** για την γραφή των ηλεκτρονιακών τύπων ο Lewis εισήγαγε απλά σύμβολα, όπου τα ηλεκτρόνια σθένους (της τελευταίας στιβάδας) **συμβολίζονται με τελείες:**

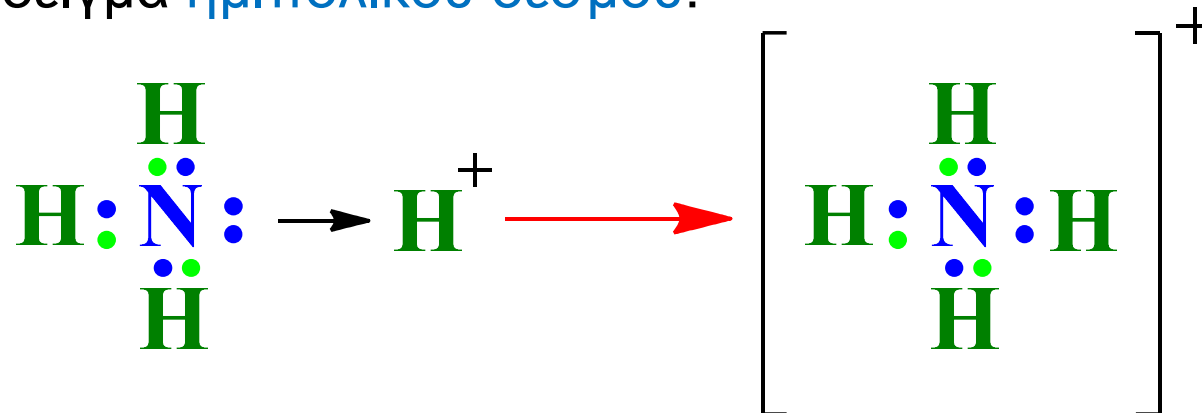


# Ομοιοπολικός Δεσμός

- Το **δεσμικό ζεύγος** ηλεκτρονίων δημιουργείται είτε με:
  - **αμοιβαία συνεισφορά** ενός ηλεκτρονίου σθένους από κάθε άτομο
- ❖ παράδειγμα ομοιοπολικού δεσμού:

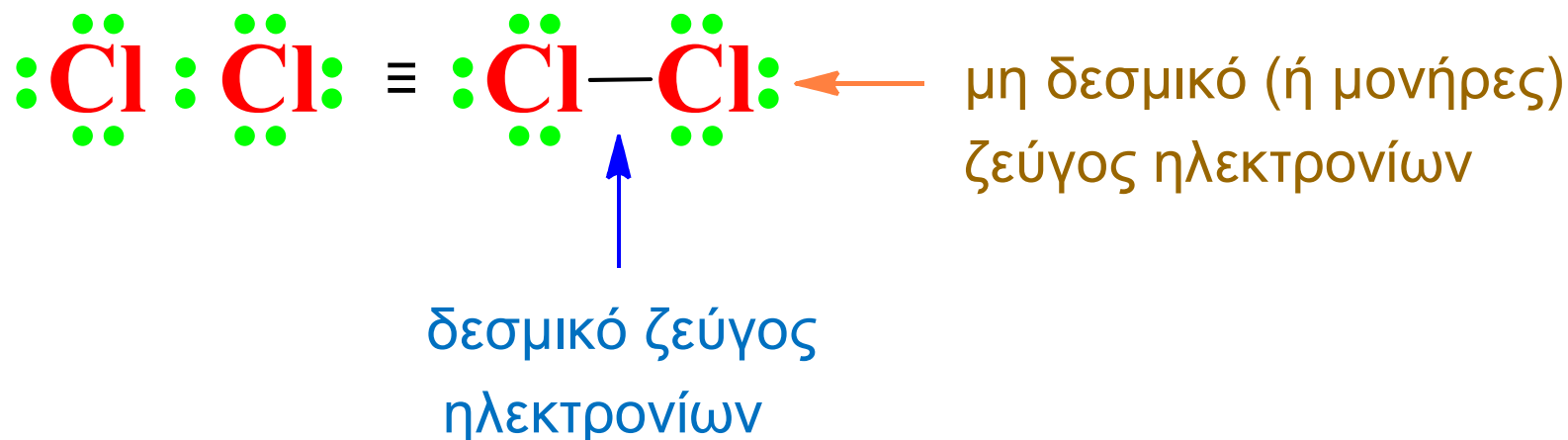


- ή με **προσφορά και των 2 ηλεκτρονίων** σθένους από το ένα μόνο άτομο (ημιπολικός δεσμός).
- ❖ παράδειγμα ημιπολικού δεσμού:



## Ομοιοπολικός Δεσμός

- ❖ Ηλεκτρονιακοί τύποι κατά Lewis



- ❖ Ο ηλεκτρονιακός τύπος κατά Lewis μοιάζει με το συντακτικό τύπο μιας ένωσης μιας και δείχνει τον τρόπο με τον οποίο ενώνονται τα άτομα στην ένωση, όμως εκτός των δεσμών μεταξύ των ατόμων απεικονίζει και τα μη δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων στα άτομα, κάτι που οι συντακτικοί τύποι δεν δείχνουν.





# Ομοιοπολικός Δεσμός

- ❖ Πέντε βήματα για την αναγραφή των τύπων Lewis των ενώσεων
- **Βήμα 1:** Πρόσθεση των ηλεκτρονίων σθένους όλων των ατόμων της ένωσης. Για τα πολυατομικά ανιόντα ή κατιόντα προσθέτουμε ή αφαιρούμε, αντίστοιχα, το φορτίο του ιόντος.
- για παράδειγμα:
  - ✓  $\text{CCl}_4$ : 4 (για C) +  $4 \times 7$  (για τα τέσσερα Cl) = 32 συνολικά e- σθένους
  - ✓  $\text{NO}_3^-$ : 5 (για N) +  $3 \times 6$  (για τα τρία O) + 1 (για αρνητικό φορτίο του ιόντος) = 24 συνολικά e- σθένους.
  - ✓  $\text{NH}_4^+$ : 5 (για N) +  $4 \times 1$  (για τα τέσσερα H) - 1 (για το θετικό φορτίο) = 8 συνολικά e- σθένους

## Ομοιοπολικός Δεσμός

➤ **Βήμα 2:** Βρίσκουμε το κεντρικό άτομο της ένωσης. Κεντρικό άτομο είναι αυτό που έχει δείκτη 1 (εκτός του H). Σε περίπτωση που υπάρχουν περισσότερα τους ενός ατόμου με δείκτη 1, τότε κεντρικό άτομο είναι το λιγότερο ηλεκτραρνητικό.

❖ για παράδειγμα:

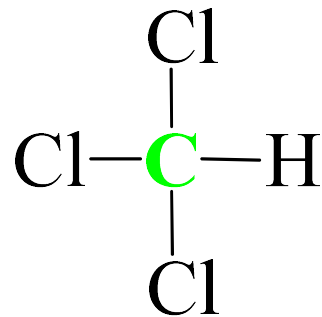
✓  $\text{CHCl}_3$ : κεντρικό άτομο ο C, λόγω του ότι έχει δείκτη 1.

✓  $\text{HCN}$ : κεντρικό άτομο ο C, λόγω του ότι έχει δείκτη 1 και είναι λιγότερο ηλεκτραρνητικό από το άζωτο.

Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0
K 0,8	Ca 1,0	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8
Rb 0,8	Ba 1,0	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5
Cs 0,7						

## Ομοιοπολικός Δεσμός

- **Βήμα 3:** Συνδέουμε το κεντρικό με τα περιφερειακά άτομα με απλούς δεσμούς. Κάθε δεσμός αντιστοιχεί σε ένα ζεύγος ηλεκτρονίων ( $2e^-$ )

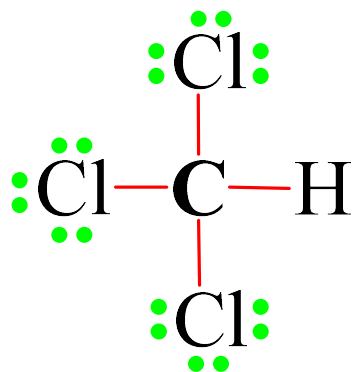


## Ομοιοπολικός Δεσμός

➤ **Βήμα 4:** Αφαιρούμε από το συνολικό αριθμό e<sup>-</sup> σθένους τα δεσμικά e<sup>-</sup> και αυτά τα e<sup>-</sup> που περισσεύουν τα τοποθετούμε ανά ζεύγη στα περιφερειακά άτομα για να αποκτήσουν δεσθένους.

❖ για παράδειγμα:

✓ CHCl<sub>3</sub>:



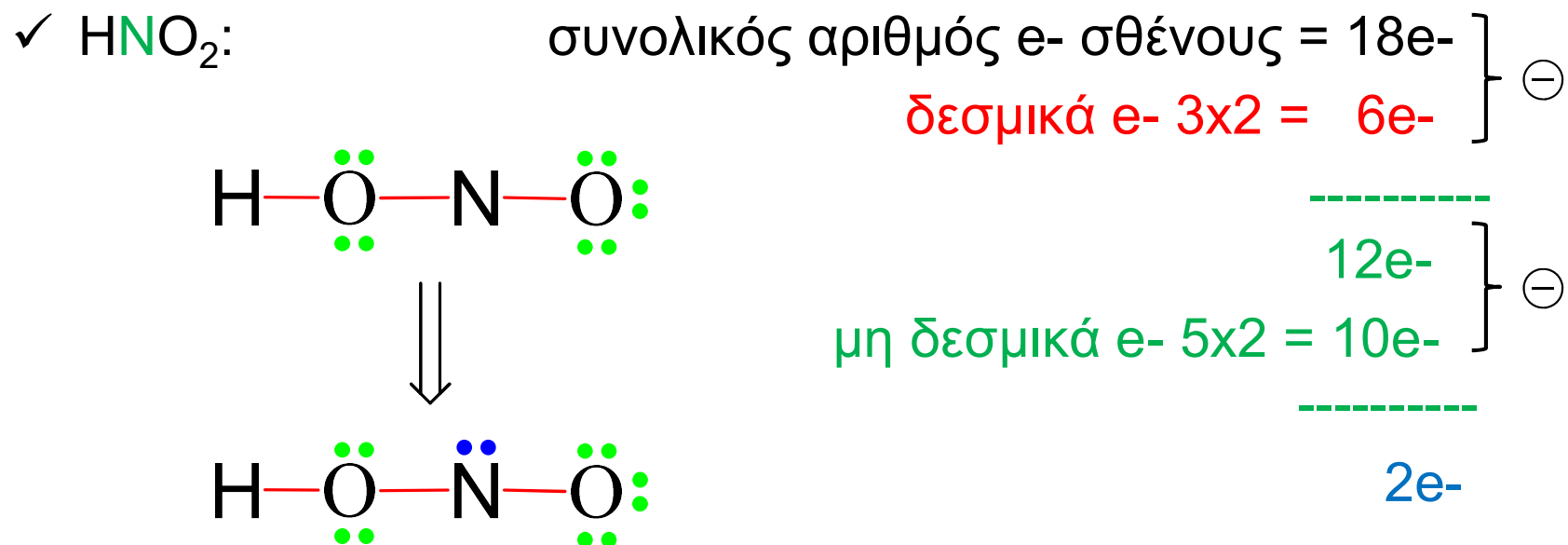
συνολικός αριθμός e<sup>-</sup> σθένους = 26e<sup>-</sup> } ⊖  
δεσμικά e<sup>-</sup> 4x2 = 8e<sup>-</sup> }

-----  
18e<sup>-</sup>



## Ομοιοπολικός Δεσμός

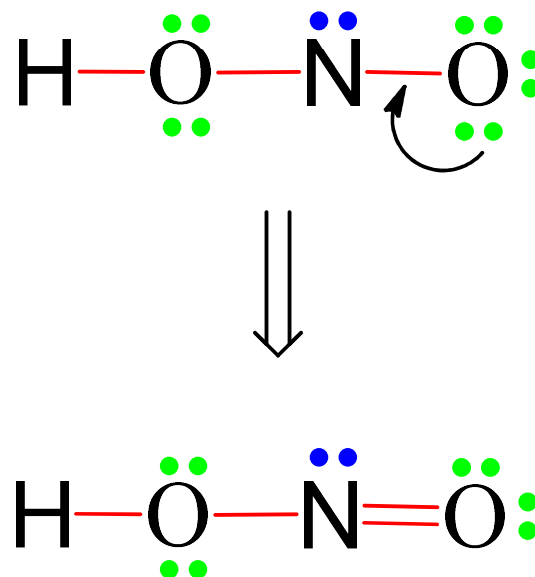
- **Βήμα 5:** Αν μετά την τοποθέτηση των  $e^-$  στα περιφερειακά άτομα περισσέψουν  $e^-$ , τότε αυτά τοποθετούνται στο κεντρικό άτομο για να αποκτήσει οκτώ  $e^-$ .
- ❖ για παράδειγμα:



## Ομοιοπολικός Δεσμός

- **Βήμα 6:** Αν μετά την τοποθέτηση των περισσευόμενων e- στο κεντρικό άτομο, το κεντρικό άτομο δεν έχει 8e-, τότε μη δεσμικά ζεύγη e- των περιφερειακών ατόμων μετατρέπονται σε δεσμικά, σχηματίζοντας διπλό ή τριπλό δεσμό με το κεντρικό άτομο, έτσι ώστε να αποκτήσει το κεντρικό άτομο οκτώ e-.

❖ για παράδειγμα:



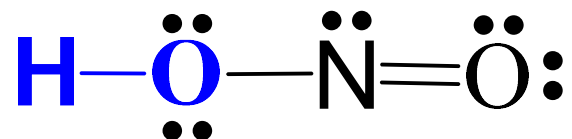
## Ομοιοπολικός Δεσμός

### ❖ Κανόνες:

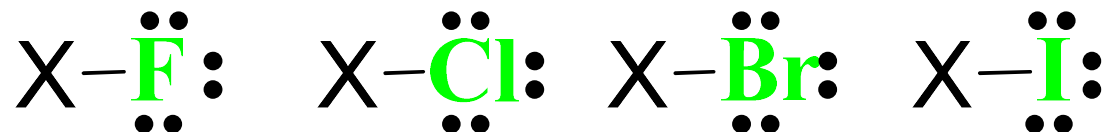
- Αν σε μία ένωση περιέχονται τα άτομα H και O μεταξύ των διαφόρων ατόμων της ένωσης, και το O δεν είναι το κεντρικό άτομο, τότε συνήθως το H συνδέεται με το περιφερειακό O και όχι με το κεντρικό άτομο.

### ❖ για παράδειγμα:

✓ HNO<sub>2</sub>:



- Αν σε μία ένωση υπάρχει ή υπάρχουν αλογόνα ως περιφερειακά άτομα τότε σχηματίζουν πάντα απλό δεσμό με το κεντρικό άτομο.



Όπου X, το κεντρικό άτομο.

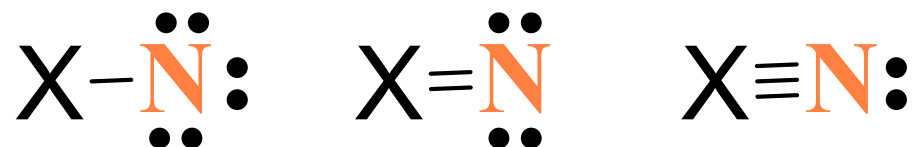
## Ομοιοπολικός Δεσμός

### ❖ Κανόνες:

- Αν σε μία ένωση υπάρχει ή υπάρχουν O και S ως περιφερειακά άτομα τότε τα άτομα αυτά μπορούν να σχηματίζουν με το κεντρικό άτομο απλό ή διπλό δεσμό.



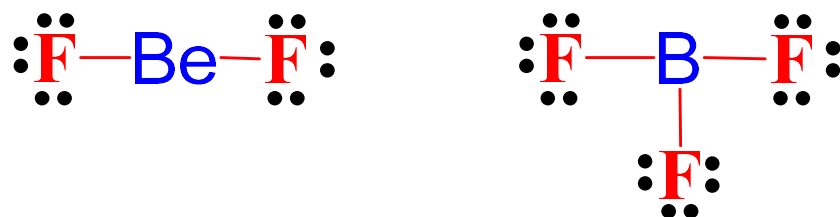
- Αν σε μία ένωση υπάρχει N ως περιφερειακό άτομο τότε το N μπορεί να σχηματίσει με το κεντρικό άτομο απλό, διπλό ή τριπλό δεσμό.



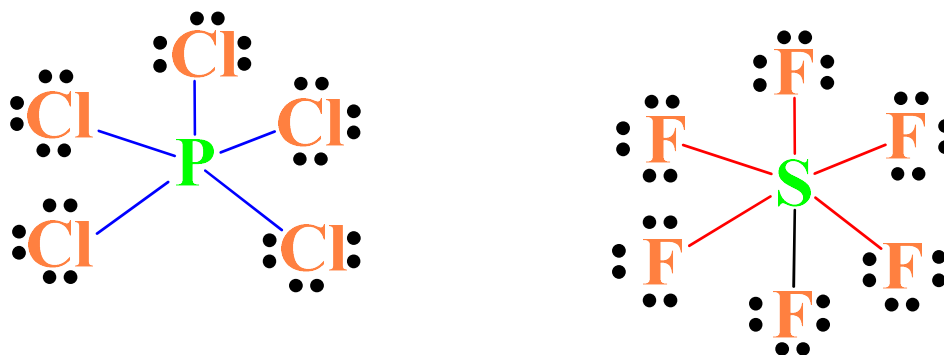
## Ομοιοπολικός Δεσμός

❖ Αποκλίσεις από τον κανόνα της οκτάδας:

➤ **Μόρια ελλιπή ηλεκτρονίων:** ενώσεις που έχουν ως κεντρικά άτομα, στοιχεία των ομάδων IIA και IIIA, όπως το Be και το B στις ενώσεις  $\text{BeF}_2$  και  $\text{BF}_3$  κ.λπ. έχουν ασυμπλήρωτες οκτάδες (κεντρικά άτομα με λιγότερο από  $8e^-$ ).

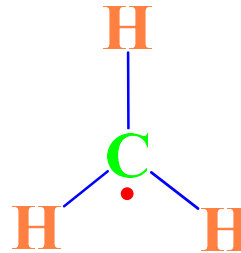


➤ **Υπερσθενή μόρια:** ενώσεις που έχουν ως κεντρικά άτομα τα στοιχεία P, I, S, Xe στις ενώσεις  $\text{PCl}_5$ ,  $\text{ICl}_5$ ,  $\text{SF}_6$ ,  $\text{XeF}_2$  κ.λπ. εμφανίζουν κεντρικά άτομα με περισσότερα από  $8e^-$ .

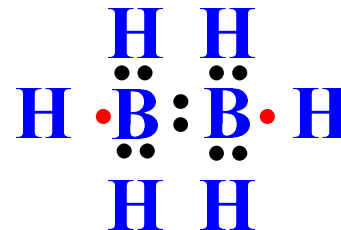


## Ομοιοπολικός Δεσμός

- ❖ Αποκλίσεις από τον κανόνα της οκτάδας:
- Μόρια με περιττό αριθμό ηλεκτρονίων σθένους – ρίζες: ενώσεις όπως το NO και το CH<sub>3</sub> δεν ικανοποιούν τον κανόνα της οκτάδας (ύπαρξη ασύζευκτου e<sup>-</sup>).



- Μόρια με δεσμούς 1e<sup>-</sup>: σε αυτές τις ενώσεις ή ιόντα, τα άτομα που συμμετέχουν στους ομοιοπολικούς δεσμούς μοιράζονται ένα μόνο ηλεκτρόνιο, π.χ. H<sub>2</sub><sup>+</sup>, B<sub>2</sub>H<sub>6</sub>.



# Ομοιοπολικός Δεσμός

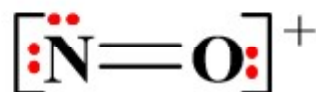
## ❖ Ασκήσεις

Να γραφούν οι ηλεκτρονιακοί τύποι κατά Lewis των ενώσεων ή ιόντων:  $\text{PCl}_3$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{HCN}$ ,  $\text{OH}^-$ ,  $\text{BrO}_3^-$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ .

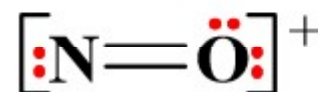
Ποια από τις παρακάτω δομές Lewis του ιόντος νιτροσυλίου,  $\text{NO}^+$ , είναι η σωστή;



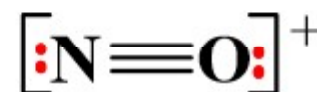
(α)



(β)



(γ)



(δ)