

ΙΟΝΤΙΚΟΣ ΚΑΙ ΟΜΟΙΟΠΟΛΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ

Το είδος του χημικού δεσμού που θα προκύψει κατά την ένωση δύο ατόμων εξαρτάται από την σχετική ένταση των ελκτικών δυνάμεων που ασκούν οι πυρήνες των δύο ατόμων στα ηλεκτρόνια σθένους τους και από τον αριθμό των ηλεκτρονίων σθένους των δύο ατόμων.

Υπάρχουν δύο βασικά είδη δεσμών:

- ο ιοντικός ή ετεροπολικός δεσμός,
- ο ομοιοπολικός δεσμός,

ΙΟΝΤΙΚΟΣ Ή ΕΤΕΡΟΠΟΛΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ

Ιοντικός ή ετεροπολικός ονομάζεται ο δεσμός που σχηματίζεται με μεταφορά ηλεκτρονίων από άτομα ενός ηλεκτροθετικού στοιχείου (μετάλλου) σε άτομα ενός ηλεκτραρνητικού στοιχείου (αμετάλλου), με αποτέλεσμα τη δημιουργία αντίθετα φορτισμένων ιόντων, τα οποία συγκρατούνται μεταξύ τους με δυνάμεις ηλεκτροστατικής φύσεως.

Με τον τρόπο αυτό σχηματίζονται **αντίθετα φορτισμένα ιόντα**, τα οποία έλκονται μεταξύ τους με ισχυρές **ηλεκτροστατικές δυνάμεις Coulomb**.

Για να σχηματιστεί ιοντικός δεσμός, πρέπει να υπάρχουν:

- α) άτομο που έχει τάση να **αποβάλλει ηλεκτρόνια** και να μετατραπεί σε θετικό ιόν(κατιόν). Για παράδειγμα, τα **ηλεκτροθετικά μέταλλα** των ομάδων ΙΑ, ΙΙΑ και ΙΙΙΑ του Π.Π., που έχουν τάση να αποβάλλουν 1, 2, και 3 ηλεκτρόνια αντίστοιχα.
- β) άτομο που έχει τάση να **προσλάβει ηλεκτρόνια** και να μετατραπεί σε αρνητικό ιόν(ανιόν). Για παράδειγμα, τα **ηλεκτραρνητικά αμέταλλα** των ομάδων VΑ, VΙΑ και VΙΙΑ του Π.Π., που έχουν τάση να προσλάβουν 3, 2 και 1 ηλεκτρόνια αντίστοιχα.

Παρατηρήσεις:

- Ο ιοντικός δεσμός σχηματίζεται μεταξύ των ατόμων ενός μετάλλου Μ και ενός αμετάλλου Α.
- Δεν μπορεί να σχηματιστεί ιοντικός δεσμός ανάμεσα σε άτομα του ίδιου στοιχείου.

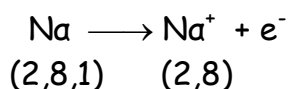
Παραδείγματα:

α) Σχηματισμός NaCl

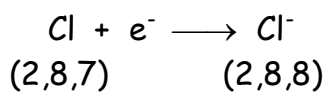
Οι ηλεκτρονιακές δομές των ατόμων $_{11}\text{Na}$ και $_{17}\text{Cl}$ είναι:



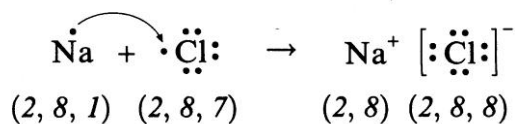
Το άτομο του Na, για να αποκτήσει σταθερή ηλεκτρονιακή δομή ευγενούς αερίου στην εξωτερική του στιβάδα έχει τάση να αποβάλλει το 1 ηλεκτρόνιο της εξωτερικής του στιβάδας και να μετατραπεί σε κατιόν:



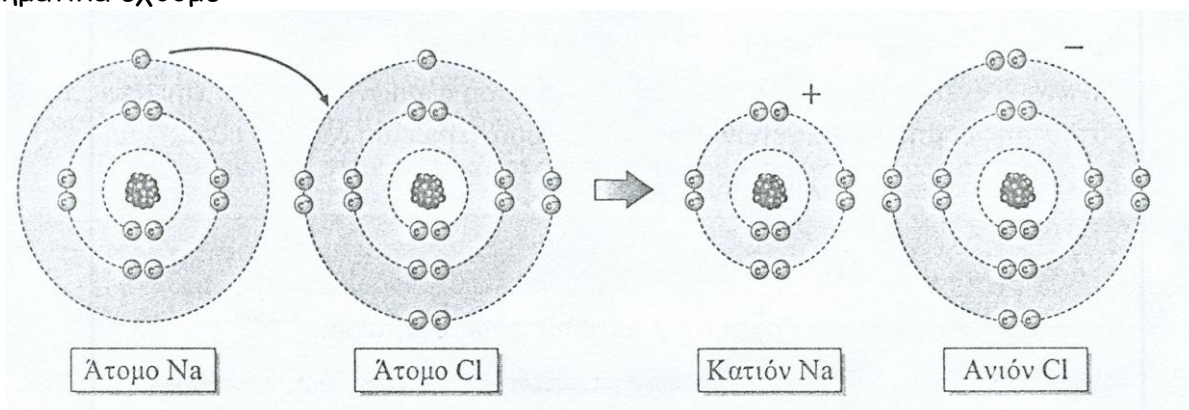
Το άτομο του Cl, για να αποκτήσει σταθερή ηλεκτρονιακή δομή ευγενούς αερίου, έχει τάση να προσλάβει 1 ηλεκτρόνιο στην εξωτερική του στιβάδα και να μετατραπεί σε ανιόν:



Έτσι, όταν πλησιάσουν τα δύο άτομα, μεταφέρεται ένα ηλεκτρόνιο από το άτομο του Na στο άτομο του Cl.



Σχηματικά έχουμε:



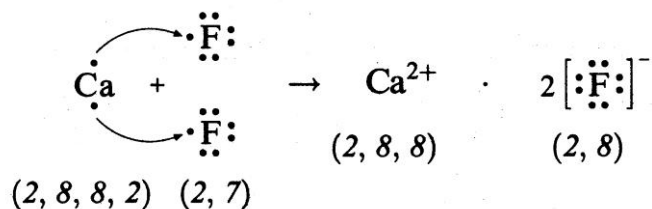
Τα ιόντα Na^+ και Cl^- που προκύπτουν έχουν την δομή ευγενούς αερίου και έλκονται μεταξύ τους με ηλεκτροστατικές δυνάμεις Coulomb, οπότε προκύπτει η ένωση Na^+Cl^- .

β) Σχηματισμός του CaF_2

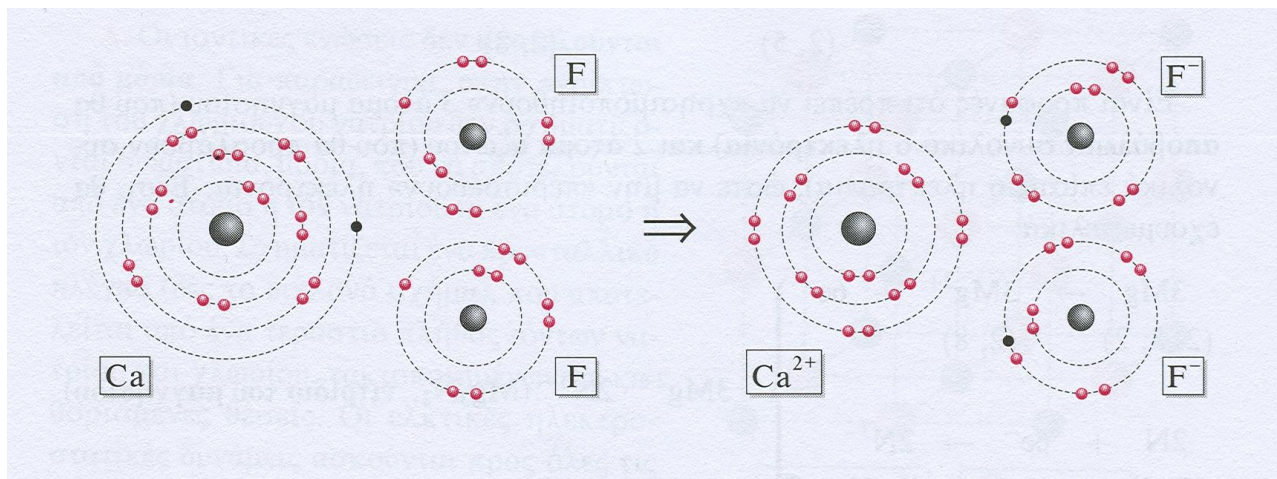
Οι ηλεκτρονιακές δομές των ατόμων ${}_{20}\text{Ca}$ και ${}_{9}\text{F}$ είναι:



Κάθε άτομο Ca αποβάλλει 2 ηλεκτρόνια και μετατρέπεται στο ιόν Ca^{2+} , που έχει δομή ευγενούς αερίου (2,8,8). Τα δύο ηλεκτρόνια που αποβάλλει το άτομο Ca προσλαμβάνονται από δύο άτομα F. Έτσι, το κάθε άτομο F μετατρέπεται σε ιόν F^- , που έχει δομή ευγενούς αερίου (2,8).



Η ιοντική ένωση CaF_2 που προκύπτει περιέχει τα ιόντα Ca^{2+} και F^- με αναλογία 1:2 αντίστοιχα.



γ) Σχηματισμός Ca_3N_2

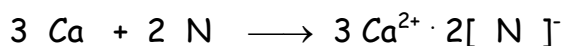
Οι ηλεκτρονιακές δομές των δύο ατόμων είναι:



Το άτομο του Ca έχει τάση να αποβάλλει τα δύο ηλεκτρόνια της εξωτερικής του στιβάδας και να μετατραπεί στο ιόν Ca^{2+} με δομή (2,8,8), το οποίο έχει δομή ευγενούς αερίου στην εξωτερική στιβάδα. Το άτομο του N έχει τάση να προσλάβει τρία ηλεκτρόνια στην εξωτερική του στιβάδα και να μετατραπεί στο ιόν N^{3-} με δομή (2,8), οπότε έχουμε:



Έτσι, 3 άτομα Ca αποβάλλουν συνολικά 6 ηλεκτρόνια, τα οποία προσλαμβάνονται από 2 άτομα N.

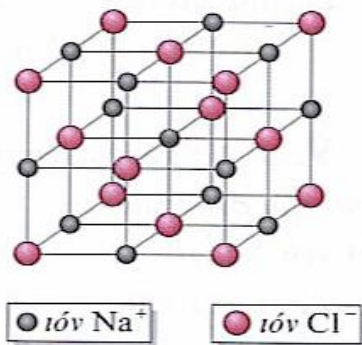


Η ιοντική ένωση Ca_3N_2 που προκύπτει περιέχει τα ιόντα Ca^{2+} και N^{3-} με αναλογία 3:2 αντίστοιχα.

► Χημικός τύπος ιοντικών ενώσεων

Στις ιοντικές ενώσεις τα ιόντα που σχηματίζονται έλκονται μεταξύ τους με ηλεκτροστατικές δυνάμεις Coulomb και διατάσσονται στον χώρο σε κανονικά γεωμετρικά σχήματα (π.χ. κυβικό ή οκταεδρικό σχήμα). Στον ιοντικό κρύσταλλο που σχηματίζεται οι ελκτικές δυνάμεις Coulomb ασκούνται προς όλες τις διευθύνσεις και γι'αυτό δεν υπάρχει η έννοια του μορίου.

Για παράδειγμα, στον κρύσταλλο του NaCl κάθε κατιόν Na^+ περιβάλλεται από 6 ανιόντα Cl^- και κάθε ανιόν Cl^- περιβάλλεται από 6 κατιόντα Na^+ . Το κρυσταλλικό πλέγμα του NaCl έχει σχήμα κύβου και φαίνεται στο διπλανό σχήμα.



Το κρυσταλλικό πλέγμα του NaCl ανήκει στο κυβικό σύστημα.

Ο μοριακός τύπος μιας ιοντικής ένωσης δεν συμβολίζει το μόριο ένωσης, αλλά δείχνει την απλούστερη ακέραια αναλογία των ιόντων στο κρυσταλλικό πλέγμα της ένωσης.

Επιμέλεια: Πέτρος Καραπέτριος

Για παράδειγμα, ο μοριακός τύπος του NaCl δεν συμβολίζει το μόριο του NaCl, αλλά δείχνει ότι στο κρυσταλλικό πλέγμα της ένωσης υπάρχουν ιόντα Na⁺ και Cl⁻ με αναλογία 1:1.

► Χαρακτηριστικά ιοντικών ενώσεων

Στις *ιοντικές ή ετεροπολικές* ενώσεις ανήκουν τα άλατα(π.χ. NaCl, K₂SO₄, NH₄Br), τα περισσότερα οξείδια των μετάλλων(π.χ. CaO, Na₂O) και τα υδρίδια των μετάλλων (π.χ. NaH, CaH₂).

Οι ιοντικές ενώσεις έχουν τα εξής χαρακτηριστικά:

α) **Δεν αποτελούνται από μόρια:** δομικές μονάδες των ιοντικών ενώσεων είναι τα ιόντα. Οι κρύσταλλοι που σχηματίζονται περιέχουν ιόντα με καθορισμένη αναλογία.

β) Είναι **στερεά κρυσταλλικά σώματα με υψηλό σημείο τήξης**, λόγω των ισχυρών ηλεκτροστατικών δυνάμεων Coulomb μεταξύ των ιόντων.

γ) Οι κρύσταλλοί τους (**ιοντικοί κρύσταλλοι**) είναι **σκληροί και εύθραυστοι** και όχι ελατοί και όλκιμοι, όπως είναι οι κρύσταλλοι των μετάλλων(μεταλλικά πλέγματα).

δ) **Τα τήγματά τους και τα υδατικά τους διαλύματα είναι καλοί αγωγοί του ηλεκτρισμού**(έχουν ηλεκτρική αγωγιμότητα). Αντίθετά, οι ιοντικές ενώσεις σε στερεή κατάσταση δεν εμφανίζουν ηλεκτρική αγωγιμότητα. Τα ιόντα από τα οποία αποτελούνται, λόγω των ισχυρών ηλεκτροστατικών δυνάμεων που τα συγκρατούν στην θέση τους, δεν μπορούν να μετακινηθούν με την εφαρμογή ηλεκτρικής τάσης. Έτσι ο κρύσταλλος δεν είναι αγωγίμος. Όμως, τα **διαλύματα** και τα **τήγματα** των ιοντικών ενώσεων **είναι καλοί αγωγοί του ηλεκτρισμού**, διότι στις περιπτώσεις αυτές τα ιόντα έχουν φύγει από τις ακλόνητες θέσεις στο πλέγμα (το πλέγμα έχει καταστραφεί) και, με την εφαρμογή της ηλεκτρικής τάσης, μπορούν να μετακινηθούν προς την άνοδο ή την κάθοδο.

ε) Διαλύονται γενικά στο νερό.(Ορισμένες ιοντικές ενώσεις έχουν ελάχιστη διαλυτότητα στο νερό, όπως για παράδειγμα οι AgCl, CaCO₃, Fe(OH)₃).

ΟΜΟΙΟΠΟΛΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ

Ομοιοπολικός ονομάζεται ο δεσμός που σχηματίζεται με **αμοιβαία συνεισφορά** ενός ή περισσότερων μονήρων ηλεκτρονίων, οπότε τα άτομα συνδέονται μεταξύ τους με ένα ή περισσότερα **κοινά ζεύγη ηλεκτρονίων**.

Για να σχηματιστεί ομοιοπολικός δεσμός, πρέπει τα άτομα που συνδέονται:

α) να είναι αμέταλλα (ηλεκτραρνητικά στοιχεία)

Για παράδειγμα, τα αμέταλλα που θέλουν να προσλάβουν 1-4 ηλεκτρόνια για να συμπληρώσουν δομή ευγενούς αερίου.

β) να διαθέτουν στην εξωτερική τους στιβάδα ένα ή περισσότερα **μονήρη ηλεκτρόνια**.

Ο ομοιοπολικός δεσμός μεταξύ δύο ατόμων χαρακτηρίζεται ως απλός, διπλός ή τριπλός όταν δημιουργούνται αντίστοιχα ένα, δύο ή τρία κοινά ζεύγη ηλεκτρονίων.

Τα άτομα στον ομοιοπολικό δεσμό συνδέονται μεταξύ τους, γιατί οι πυρήνες τους έλκουν ταυτόχρονα τα κοινά ζεύγη ηλεκτρονίων. Ο ομοιοπολικός δεσμός είναι ηλεκτρομαγνητικής φύσης, σε αντίθεση με τον ιοντικό δεσμό που είναι ηλεκτροστατικής φύσης. Ο σχηματισμός ομοιοπολικού δεσμού οδηγεί το σύστημα σε χαμηλότερη ενέργεια, άρα σε πιο σταθερή κατάσταση.

Παρατηρήσεις:

- Με ομοιοπολικό δεσμό συνδέονται μεταξύ τους τα αμέταλλα που ανήκουν στις ομάδες IVA, VA, VIA, VIIA και το υδρογόνο (IA ομάδα).
- Τα άτομα που συνδέονται με ομοιοπολικό δεσμό είναι δυνατόν να ανήκουν στο ίδιο στοιχείο ή σε διαφορετικά στοιχεία.
- Ένα αμέταλλο μπορεί να σχηματίσει τόσους ομοιοπολικούς δεσμούς, όσα είναι τα μονήρη ηλεκτρόνια σθένους που διαθέτει. Ένα άτομο μπορεί να διαθέτει στην εξωτερική του στιβάδα μέχρι 4 μονήρη ηλεκτρόνια (τα άτομα των στοιχείων της IVA ομάδας του Π.Π.). Άρα ο μεγαλύτερος αριθμός ομοιοπολικών δεσμών που μπορεί να σχηματίσει ένα άτομο είναι 4.

Για τα αμέταλλα των ομάδων IVA, VA, VIA, VIIA ισχύουν τα εξής:

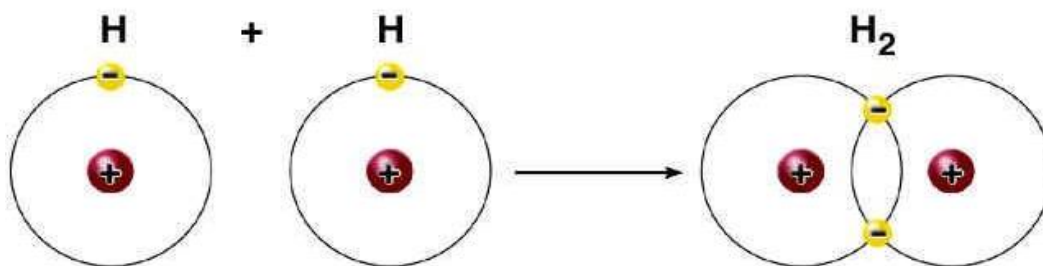
| Ομάδα | IVA | VA | VIA | VIIA |
|---------------------|----------------------------------|---|---|---|
| Άτομο | $\cdot\ddot{X}\cdot$ | $\cdot\ddot{X}\cdot$ | $\cdot\ddot{X}:$ | $\cdot\ddot{X}:$ |
| Ομοιοπολικός δεσμός | $-\overset{ }{\underset{ }{X}}-$ | $-\overset{\cdot\cdot}{\underset{ }{X}}-$ | $-\overset{\cdot\cdot}{\underset{ }{X}}:$ | $-\overset{\cdot\cdot}{\underset{ }{X}}:$ |

Παραδείγματα:

α) Σχηματισμός του μορίου H_2

Το υδρογόνο έχει ηλεκτρονιακή δομή Κ(1). Έτσι το άτομο του υδρογόνου χρειάζεται ένα ηλεκτρόνιο για να αποκτήσει δομή ευγενούς αερίου.

Τα δύο άτομα υδρογόνου συνεισφέρουν από ένα μονήρες ηλεκτρόνιο, οπότε σχηματίζεται ένα κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων. Στο μόριο του H_2 , το κάθε άτομο υδρογόνου έχει 2 ηλεκτρόνια στην εξωτερική του στιβάδα, οπότε έχει δομή ευγενούς αερίου.



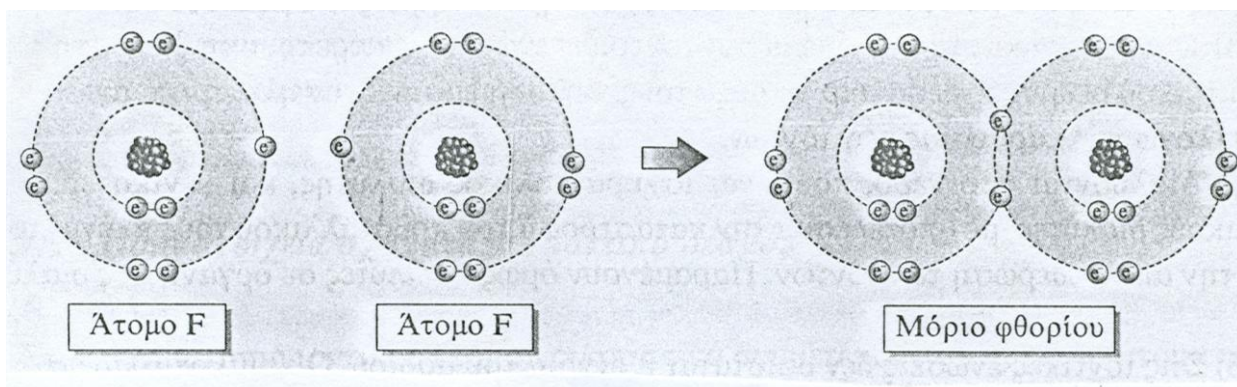
Στο μόριο του H_2 υπάρχει ένας απλός ομοιοπολικός δεσμός.

β) Σχηματισμός του μορίου F_2

Η ηλεκτρονιακή δομή του 9F είναι Κ(2) L(7), οπότε το άτομο του F έχει ηλεκτρόνιο στην εξωτερική του στιβάδα. Τα δύο άτομα F συνεισφέρουν από ένα ηλεκτρόνιο, οπότε σχηματίζεται ένα κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων.

Σχηματικά έχουμε:

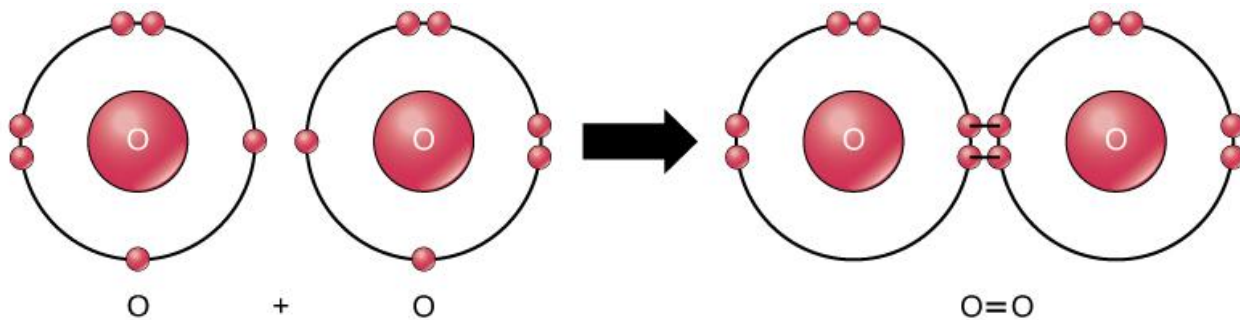
| | |
|--------|----|
| 9 | F |
| φθόριο | |
| Κ | 2e |
| Λ | 7e |



Στο μόριο του F_2 υπάρχει ένας απλός ομοιοπολικός δεσμός.

γ) Σχηματισμός μορίου O_2

Η ηλεκτρονιακή δομή του 8O είναι Κ(2) L(6), οπότε το άτομο O έχει δύο μονήρη ηλεκτρόνια στην εξωτερική του στιβάδα. Τα δύο άτομα O συνεισφέρουν από δύο μονήρη ηλεκτρόνια το καθένα, οπότε σχηματίζονται δύο κοινά ζεύγη ηλεκτρονίων.



Στο μόριο του O_2 υπάρχει ένας **διπλός ομοιοπολικός δεσμός**.

δ) Σχηματισμός του μορίου H_2O

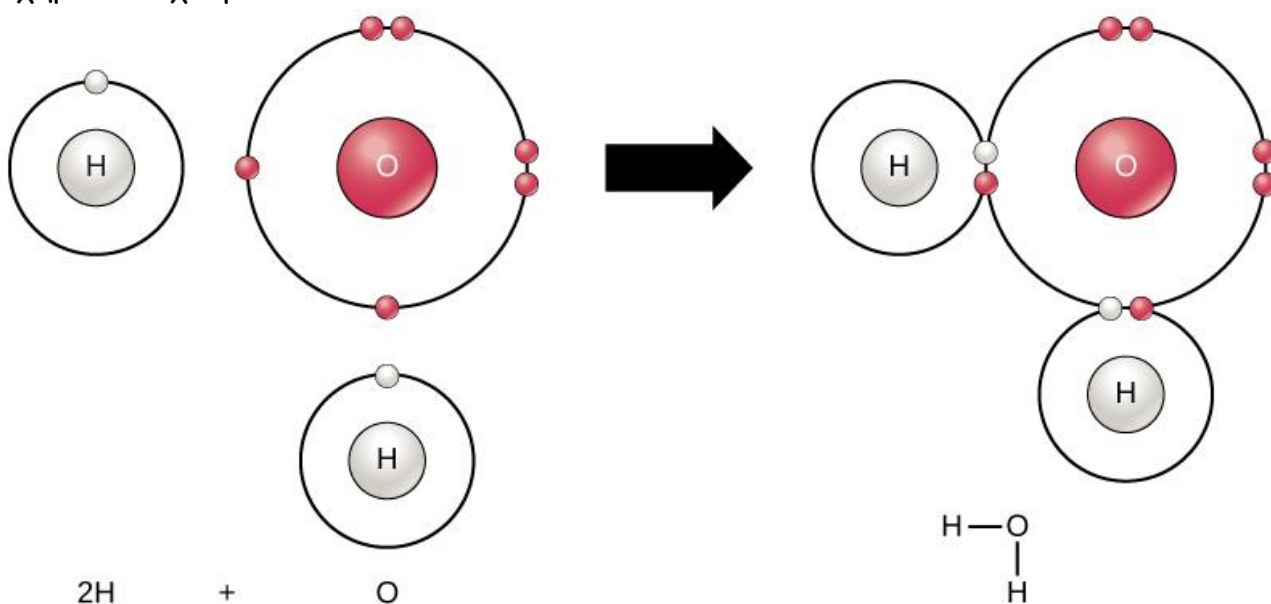
Το άτομο του H έχει 1 ηλεκτρόνιο στην εξωτερική του στιβάδα. Για να αποκτήσει δομή ευγενούς αερίου, δηλαδή για να έχει 2e στην εξωτερική στιβάδα K, πρέπει να πάρει 1e.

| | |
|----------------------------|-----------------------------------|
| 1 H Υδρογόνο K 1e | 8 O Οξυγόνο K 2e L 6e |
|----------------------------|-----------------------------------|

Το άτομο του O έχει δομή K(2) L(6), δηλαδή 6e στη στιβάδα L. Για να αποκτήσει δομή ευγενούς αερίου, δηλαδή για να έχει 8e στην εξωτερική στιβάδα, πρέπει να πάρει 2e ακόμα.

Επομένως δύο άτομα υδρογόνου θα ενωθούν με ένα άτομο οξυγόνου, όπου μεταξύ του κάθε ατόμου υδρογόνου και του ατόμου του οξυγόνου θα δημιουργηθεί ένα κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων (αμοιβαία συνεισφορά μονήρων ηλεκτρονίων), δηλαδή ένας απλός ομοιοπολικός δεσμός, με αποτέλεσμα τη δημιουργία του μορίου του νερού. Έτσι δημιουργείται το μόριο του νερού, όπου έχουμε δύο απλούς ομοιοπολικούς δεσμούς με μοριακό τύπο: H_2O .

Σχηματικά έχουμε:



ε) Σχηματισμός του μορίου CO₂

Το άτομο του C έχει ηλεκτρονιακή δομή K(2) L(4), δηλαδή 4e στην εξωτερική στιβάδα L.

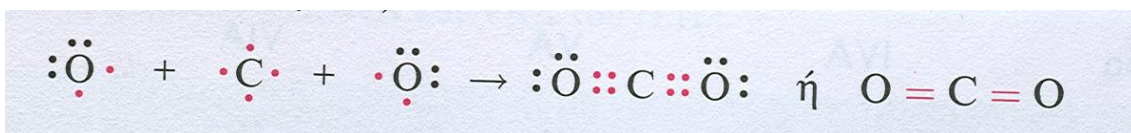
Για να αποκτήσει δομή ευγενούς αερίου, δηλαδή για να έχει 8e στην εξωτερική στιβάδα L, πρέπει να πάρει 4e στην L.

| | |
|--------------------|-------------------|
| 6 C Άνθρακας | 8 O Οξυγόνο |
| K 2e L 4e | K 2e L 6e |

Το άτομο του O έχει ηλεκτρονιακή δομή K(2) L(6), δηλαδή 6e στην εξωτερική στιβάδα L.

Για να αποκτήσει δομή ευγενούς αερίου, δηλαδή για να έχει 8e στην εξωτερική στιβάδα L, πρέπει να πάρει 2e ακόμα.

Επομένως δύο άτομα οξυγόνου θα ενωθούν με ένα άτομο άνθρακα και μεταξύ των ατόμων οξυγόνου και άνθρακα θα δημιουργηθούν δύο κοινά ζεύγη ηλεκτρονίων (αμοιβαία συνεισφορά δύο μονήρων ηλεκτρονίων), δηλαδή ένας διπλός ομοιοπολικός δεσμός. Αυτό έχει ως αποτέλεσμα τη δημιουργία του μορίου του διοξειδίου του άνθρακα, όπως φαίνεται και από τον ηλεκτρονιακό τύπο του μορίου του διοξειδίου του άνθρακα:



Ηλεκτραρνητικότητα

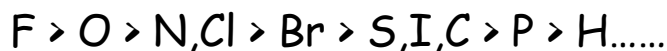
Ηλεκτραρνητικότητα ενός στοιχείου ονομάζεται η τάση που έχει το άτομο του στοιχείου να έλκει ηλεκτρόνια, όταν σχηματίζει δεσμούς με άλλα άτομα.

Όσο μεγαλύτερη ηλεκτραρνητικότητα έχει ένα άτομο, τόσο περισσότερο έλκει το κοινό ζευγάρι των ηλεκτρονίων του ομοιοπολικού δεσμού.

Η ηλεκτραρνητικότητα ενός στοιχείου αυξάνεται όσο:

- ελαττώνεται η ατομική ακτίνα
- αυξάνεται ο αριθμός των ηλεκτρονίων σθένους στο άτομο

Η ηλεκτραρνητικότητα μεταβάλλεται στον Π.Π. όπως και ο αμεταλλικός χαρακτήρας. Η σειρά ηλεκτραρνητικότητας των κυριότερων αμετάλλων είναι:

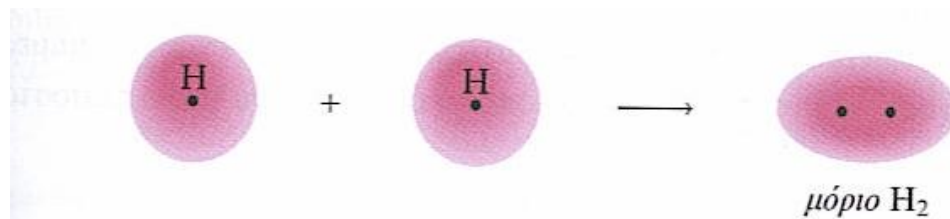


Το περισσότερο ηλεκτραρνητικό στοιχείο είναι το φθόριο(F).

Πολικός και Μη Πολικός Ομοιοπολικός Δεσμός

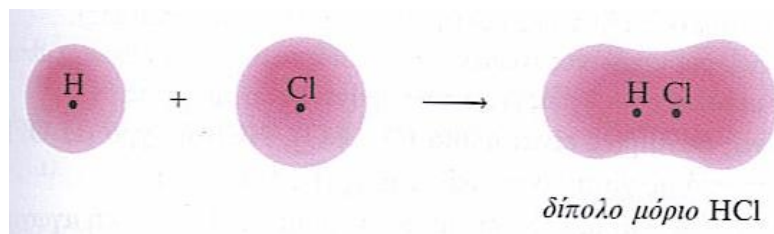
Όταν τα **άτομα** που συνδέονται με ομοιοπολικό δεσμό **ανήκουν στο ίδιο στοιχείο**, έχουν την ίδια ηλεκτραρνητικότητα, οπότε το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων του ομοιοπολικού δεσμού έλκεται εξίσου από τους πυρήνες των δύο ατόμων. Στην περίπτωση αυτή δημιουργείται μια συμμετρική (ομοιόμορφη) κατανομή του κοινού ζεύγους ηλεκτρονίων μεταξύ των δύο ατόμων. Ο δεσμός αυτός χαρακτηρίζεται **μη πολικός(μη πολωμένος) ομοιοπολικός δεσμός**.

Χαρακτηριστικά παραδείγματα αποτελούν τα μόρια των στοιχείων: H-H , Cl-Cl , O=O .

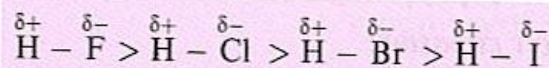


Όταν τα άτομα που συνδέονται με ομοιοπολικό δεσμό ανήκουν σε διαφορετικά στοιχεία, έχουν διαφορετική ηλεκτραρνητικότητα, με αποτέλεσμα το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων να έλκεται περισσότερο από το ηλεκτραρνητικότερο άτομο. Στην περίπτωση αυτή το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων μετατοπίζεται προς τον πυρήνα του ηλεκτραρνητικότερου ατόμου. Έτσι δημιουργείται μια ασύμμετρη(ανομοιόμορφη) κατανομή του κοινού ζεύγους ηλεκτρονίων, οπότε εμφανίζεται μια μικρή περίσσεια αρνητικού φορτίου(δ^-) προς την πλευρά του ηλεκτραρνητικότερου ατόμου(δημιουργείται δίπολο). Ο δεσμός αυτός ονομάζεται **πολικός (ή πολωμένος) ομοιοπολικός δεσμός**.

Για παράδειγμα, στο μόριο του HCl το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων έλκεται περισσότερο από το ηλεκτραρνητικότερο Cl , οπότε ο δεσμός είναι πολικός. Έτσι το Cl εμφανίζει μια μικρή περίσσεια αρνητικού φορτίου(δ^-), ενώ το H εμφανίζει μια μικρή περίσσεια θετικού φορτίου(δ^+). Έτσι το μόριο του HCl συμπεριφέρεται ως **ηλεκτρικό δίπολο**.



Όσο μεγαλύτερη είναι η διαφορά ηλεκτραρνητικότητας μεταξύ των δύο ατόμων που συνδέονται, τόσο περισσότερο πολωμένος είναι ο ομοιοπολικός δεσμός(έχει μεγαλύτερη πολικότητα). Για παράδειγμα για τα μόρια των υδραλογόνων η πόλωση του δεσμού ελαττώνεται σύμφωνα με τη σειρά:



← πόλωση δεσμού

Όταν ενώνονται δύο άτομα του ίδιου στοιχείου, ο μη πολικός ομοιοπολικός δεσμός είναι καθαρά ομοιοπολικός(π.χ. H_2 , Cl_2 ,...). Αντίθετα, ο πολικός ομοιοπολικός δεσμός δεν είναι καθαρά ομοιοπολικός, αλλά έχει σε κάποιο ποσοστό και ιοντικό χαρακτήρα.

► Χαρακτηριστικά ομοιοπολικών ενώσεων

Ομοιοπολικές ή μοριακές ενώσεις είναι γενικά οι ενώσεις μεταξύ των αμετάλλων (H_2O , NH_3 ,...). Στις ομοιοπολικές ενώσεις ανήκουν τα μόρια των στοιχείων (H_2 , O_2 , Cl_2 , N_2 ,...), τα οξέα (HCl , H_2S , H_2SO_4 , HNO_3 ,...), τα οξείδια των αμετάλλων (SO_2 , CO_2 , CO ...) και οι περισσότερες οργανικές ενώσεις.

Οι ομοιοπολικές ενώσεις έχουν τα ακόλουθα χαρακτηριστικά:

- Οι **δομικές μονάδες** των ομοιοπολικών ενώσεων είναι τα **μόρια**.
- Στις συνηθισμένες συνθήκες είναι αέρια (O_2 , CO_2 , HCl) ή υγρά (H_2O , HNO_3 ,...) ή μαλακά στερεά με χαμηλό σημείο τήξης (I_2 , SO_3 ...).
- Σε καθαρή μορφή είναι **κακοί αγωγοί του ηλεκτρισμού**. Ηλεκτρική αγωγιμότητα εμφανίζουν τα υδατικά διαλύματα ορισμένων ομοιοπολικών ενώσεων που είναι ηλεκτρολύτες (π.χ. τα οξέα HCl , H_2SO_4 ,...).
- Είναι γενικά δυσδιάλυτες στο νερό, εκτός αν αντιδρούν με αυτό (π.χ. HCl , NH_3 , SO_3) ή περιέχουν πολικές ομάδες (π.χ. $-OH$).



Ποιες διαφορές παρουσιάζουν ο ιοντικός και ο ομοιοπολικός δεσμός;

| Ιοντικός δεσμός | Ομοιοπολικός δεσμός |
|---|---|
| 1. Τα άτομα που συνδέονται έχουν μεγάλη διαφορά ηλεκτραρνητικότητας (μέταλλο-αμέταλλο). | 1. Τα άτομα που συνδέονται έχουν μικρή διαφορά ηλεκτραρνητικότητας (αμέταλλο-αμέταλλο) ή είναι άτομα του ίδιου στοιχείου. |
| 2. Σχηματίζεται με μεταφορά ηλεκτρονίων από το ηλεκτροθετικό στο ηλεκτραρνητικό άτομο (αποβολή-πρόσληψη ηλεκτρονίων). | 2. Σχηματίζεται με αμοιβαία συνεισφορά ηλεκτρονίων, οπότε δημιουργούνται κοινά ζεύγη ηλεκτρονίων. |
| 3. Οι ελκτικές δυνάμεις μεταξύ των ιόντων είναι ηλεκτροστατικής φύσης (Coulomb). | 3. Οι ελκτικές δυνάμεις μεταξύ των ατόμων είναι ηλεκτρομαγνητικής φύσης. |
| 4. Σχηματίζεται κρυσταλλικό πλέγμα που περιέχει ιόντα. | 4. Σχηματίζονται μόρια. |