

## ΠΩΣ ΔΙΑΤΑΣΣΟΝΤΑΙ ΤΑ ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΑ ΣΤΗΝ ΕΞΩΤΕΡΙΚΗ ΣΤΙΒΑΔΑ

Πριν προχωρήσουμε στον τρόπο που συνδέονται τα άτομα σκέψου τα παρακάτω και επιστράτευσε τη φαντασία σου για να μπορέσεις να καταλάβεις καλύτερα πως κινούνται και διατάσσονται τα ηλεκτρόνια στην εξωτερική στιβάδα.

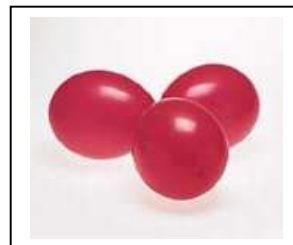
**Ένα ηλεκτρόνιο ( $1e^-$ )** στη στιβάδα κινείται σ' όλη τη στιβάδα.



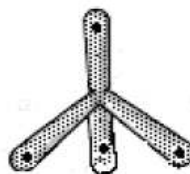
**Δύο ηλεκτρόνια ( $2e^-$ )** στην ίδια στιβάδα απωθούν το ένα το άλλο όσο το δυνατόν περισσότερο. Έτσι αυτά κινούνται σε θέσεις αντιδιαμετρικές του πυρήνα. Δοκιμάστε να δέσετε δύο μπαλόνια και θα δείτε πως απωθούνται.



**Τρία ηλεκτρόνια (3)** στην ίδια στιβάδα απωθούν το ένα το άλλο όσο το δυνατόν περισσότερο και έχουν την τάση να βρίσκονται στις κορυφές ενός ισοσκελούς τριγώνου. (Δοκιμάστε να δέσετε τρία μπαλόνια)

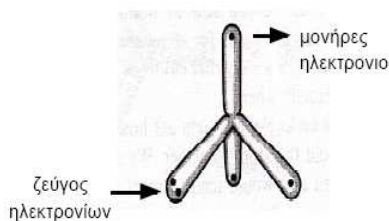


**Τέσσερα ηλεκτρόνια (4)** στην ίδια στιβάδα βρίσκονται στις κορυφές ενός κανονικού τετραέδρου. Τα ηλεκτρόνια κινούνται συνέχεια και έτσι ποτέ δεν μπορούμε να είμαστε σίγουροι για το πού ακριβώς θα βρίσκονται. Αυτή η γεωμετρική εικόνα είναι πιθανόν λίγο ως πολύ ακριβής του που βρίσκονται τα 4 ηλεκτρόνια.



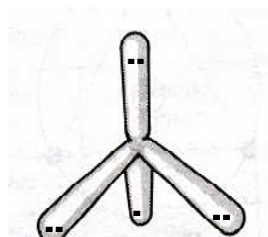
**Τι γίνεται όταν έχουμε πάνω από τέσσερα ηλεκτρόνια να χωρέσουν στην ίδια στιβάδα;**

**Πέντε ηλεκτρόνια (5):** Το πέμπτο ηλεκτρόνιο θα μοιραστεί το ίδιο ηλεκτρονιακό νέφος με ένα από τα τέσσερα ηλεκτρόνια, τα οποία βρίσκονται στην κορυφή ενός κανονικού τετραέδρου και θα σχηματίσει ένα ζευγάρι

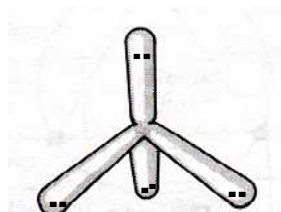


**Έξι ηλεκτρόνια (6):** Το ίδιο θα κάνει και το έκτο ηλεκτρόνιο. Έτσι θα έχουμε δύο ζεύγη ηλεκτρονίων και δύο μονήρη ηλεκτρόνια τοποθετημένα στις κορυφές ενός κανονικού τετραέδρου. Δοκιμάστε να το σχεδιάσετε στο διπλανό χώρο!

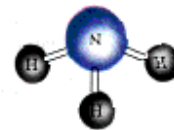
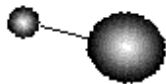
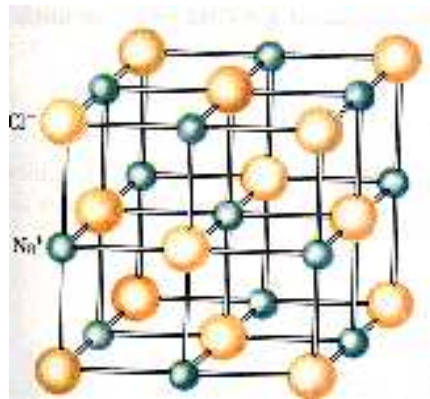
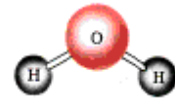
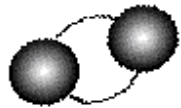
**Επτά ηλεκτρόνια (7):** Σ' αυτή την περίπτωση θα έχουμε τρία ζεύγη ηλεκτρονίων και ένα μονήρες ηλεκτρόνιο.



**Οκτώ ηλεκτρόνια(8):** Τέσσερα ζεύγη ηλεκτρονίων.

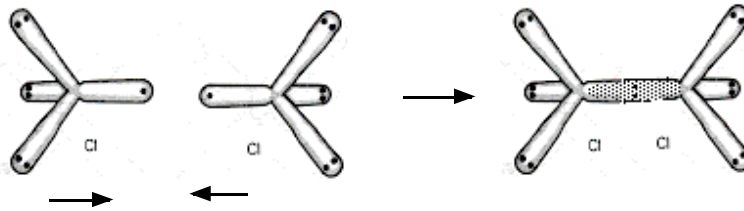
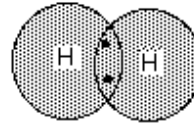


## ΓΙΑΤΙ ΚΑΙ ΠΩΣ ΕΝΩΝΟΝΤΑΙ ΤΑ ΑΤΟΜΑ



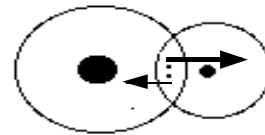
## ΓΙΑΤΙ ΕΝΩΝΟΝΤΑΙ ΤΑ ΑΤΟΜΑ

Η τάση και η ικανότητα δύο ηλεκτρονίων να μοιράζονται το ίδιο διαμέρισμα (ηλεκτρονιακό νέφος) είναι ο βασικός λόγος που τα άτομα ενώνονται για να δημιουργήσουν μόρια.



- Μόνο τα ηλεκτρόνια της εξωτερικής στιβάδας συμμετέχουν στη διαδικασία του δεσμού με σκοπό τη συμπλήρωσή της με οκτώ ηλεκτρόνια (υπάρχουν και εξαιρέσεις).
- Το είδος του δεσμού που θα σχηματιστεί καθορίζεται από το πόσο ο πυρήνας του ατόμου έλκει τα ηλεκτρόνια της εξωτερικής στιβάδας. Όσο πιο μεγάλος ο όγκος του ατόμου τόσο μικρότερη έλξη ασκεί ο πυρήνας σε αυτό. Όσο πιο μικρός ο όγκος του ατόμου τόσο μεγαλύτερη η έλξη.

Έτσι όταν δύο άτομα ενώνονται, ο πυρήνας του μικρότερου σε μέγεθος ατόμου έλκει περισσότερο το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων.

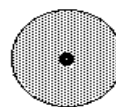


### 1. ΑΠΟ ΤΑ ΑΤΟΜΑ ΣΤΑ ΜΟΡΙΑ

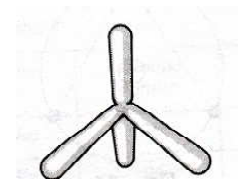
Στα παρακάτω παραδείγματα χρησιμοποιούμε σχέδια τα οποία μας βοηθάνε να φανταστούμε πώς κινούνται στο χώρο τα ηλεκτρόνια της εξωτερικής στιβάδας. Αυτά τα σχέδια μας βοηθάνε να δούμε τι γίνεται, όταν τα άτομα μοιράζονται τα ηλεκτρόνιά τους.

Χρησιμοποιούμε δύο διαφορετικά σχέδια:

1. Για τα άτομα με ένα ή δύο ηλεκτρόνια (π.χ. H) στην εξωτερική στιβάδα σχήμα σφαίρας (εικόνα 1).
2. Για όλα τα άλλα άτομα σχήμα τεσσάρων λοβών (λουκάνικων) (σχήμα 2).



εικόνα 1



εικόνα 2

## 1.A) ΟΜΟΙΟΠΟΛΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ

### Όμοιο μοίρασμα του κοινού ζεύγους ηλεκτρονίων

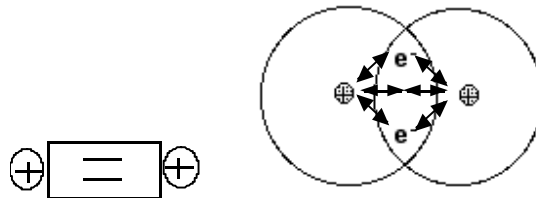
Στα παρακάτω παραδείγματα το κοινό ή τα κοινά ζεύγη ηλεκτρονίων βρίσκονται μεταξύ δύο όμοιων σε όγκο και σε φορτίο πυρήνων, έλκονται από τους πυρήνες με τις ίδιες δυνάμεις.



Αν και το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων κινείται συνεχώς γύρω από τους πυρήνες, έχει τη τάση να περνάει τον περισσότερο καιρό μεταξύ των δύο πυρήνων των ατόμων που συγκρατούνται μαζί. Αυτό το είδος του δεσμού που τα ηλεκτρόνια συγκρατούνται ομοίως λέγεται **ομοιοπολικός δεσμός**. Ο ιδανικός ομοιοπολικός δεσμός υπάρχει μόνο μεταξύ ατόμων του ίδιου στοιχείου. Αυτού του είδους ο δεσμός είναι πάρα πολύ σταθερός.

### Ποια είναι η φύση του ομοιοπολικού δεσμού

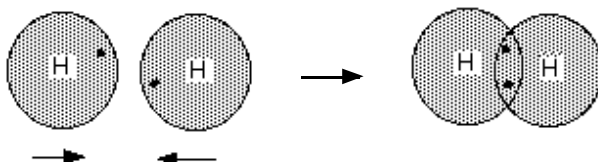
Θα αναρωτιέστε βέβαια πως δύο ηλεκτρόνια μοιράζονται ένα κοινό νέφος μεταξύ δύο πυρήνων μπορούν και κρατούν τα άτομα ενωμένα; Η απάντηση βρίσκεται στις ελκτικές δυνάμεις που ασκούν τα αρνητικά φορτισμένα ηλεκτρόνια στους θετικούς πυρήνες. Καθώς οι πυρήνες είναι θετικά φορτισμένοι και ως εκ τούτου απωθούν ο ένας τον άλλον, ένα ζεύγος ηλεκτρονίων μεταξύ των δύο πυρήνων δημιουργεί τις κατάλληλες συνθήκες για να συγκρατούνται κοντά ο ένας στον άλλον, όπως δύο φέτες ψωμί συγκρατούνται, αν τους βάλεις μεταξύ τους μαρμελάδα.



## Παραδείγματα

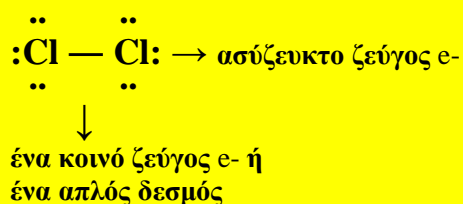
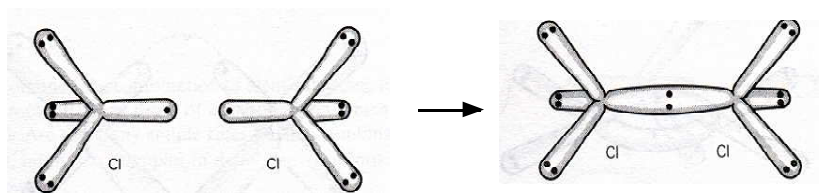
### Παράδειγμα 1: Η περίπτωση του Υδρογόνου

Το άτομο του υδρογόνου έχει ένα μονήρες ηλεκτρόνιο στην πρώτη και εξωτερική στιβάδα, η οποία μπορεί να χωρέσει 2 ηλεκτρόνια. Δύο άτομα υδρογόνου ενώνονται και δημιουργούν ένα μόριο υδρογόνου μοιραζόμενα τα μονήρη ηλεκτρόνια τους.



### Παράδειγμα 2: Η περίπτωση του Χλωρίου

Το κάθε άτομο χλωρίου έχει στην εξωτερική στιβάδα από 7 ηλεκτρόνια τα οποία κατανέμονται σε 3 ζευγάρια ηλεκτρονίων και ένα μονήρες ηλεκτρόνιο. Αν το μονήρες ηλεκτρόνιο του ενός ατόμου μοιραστεί το ίδιο ηλεκτρονιακό νέφος με το μονήρες ηλεκτρόνιο του άλλου ατόμου τα δύο άτομα τότε ενώνονται και σχηματίζουν ένα μόριο.



Θα ήταν κουραστικό να σχεδιάζουμε όλα αυτά τα σχήματα κάθε φορά και γι' αυτό έχουμε βρει έναν πιο εύκολο τρόπο να αναπαραστήσουμε το μόριο του κάθε στοιχείου. Έτσι συμβολίζουμε με μία απλή γραμμή το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων, αυτό που συχνά ονομάζουμε χημικό δεσμό και παραλείπουμε τα ασύζευκτα ζεύγη ηλεκτρονίων.

**Αυτή την μέθοδο των συμβόλων που αντιπροσωπεύει ένα μόριο την ονομάζουμε χημικό τύπο.**

## Χημικοί τύποι

Υπάρχουν πολλών ειδών χημικοί τύποι. Μερικά παραδείγματα είναι:

**1. Μοριακοί τύποι:** Δείχνουν πόσα άτομα από το κάθε στοιχείο περιέχονται στο μόριο της ένωσης π.χ.  $H_2$ ,  $Cl_2$ ,  $H_2O$ .

**2. Συντακτικοί τύποι:** Δείχνουν πως ενώνονται τα άτομα στο μόριο. π.χ  
 $H-H$ ,  $Cl-Cl$ ,  $H-O-H$

**3. Ηλεκτρονιακοί τύποι:** Δείχνουν την διευθέτηση των ηλεκτρονίων στις εξωτερικές στιβάδες των ατόμων που ενώνονται.

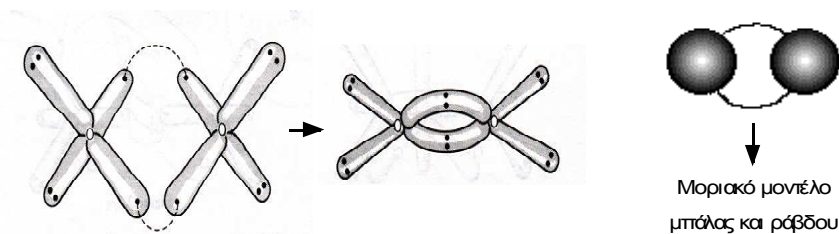


Πολύ συχνά συνηθίζουμε να αναπαριστούμε τα μόρια των στοιχείων ή των χημικών ενώσεων χρησιμοποιώντας μοντέλα μορίων. Ένα από τα μοντέλα που χρησιμοποιούμε για την περίπτωση του χλωρίου είναι το μοντέλο (a) και για το υδροχλωρικό οξύ το μοντέλο (b) όπως αυτά δείχνονται στην εικόνα 3.



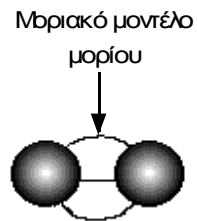
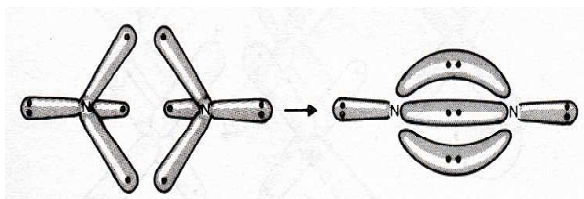
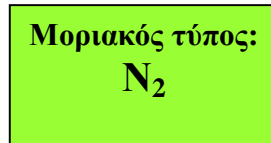
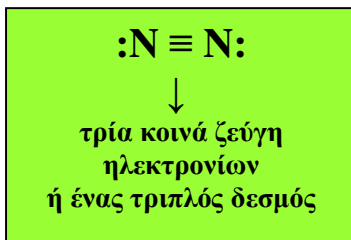
### Παράδειγμα 3: Η περίπτωση του Οξυγόνου

Στην περίπτωση του οξυγόνου έχουμε 6 ηλεκτρόνια στην εξωτερική στιβάδα, δύο ζεύγη και δύο μονήρη. Κάθε μονήρες ηλεκτρόνιο του ενός ατόμου μοιράζεται το ίδιο ηλεκτρονιακό νέφος με το μονήρες ηλεκτρόνιο του άλλου ατόμου. Τα δύο άτομα τότε ενώνονται και σχηματίζουν ένα μόριο, το μόριο του οξυγόνου.



#### Παράδειγμα 4: Η περίπτωση του Αζώτου

Στην περίπτωση του αζώτου έχουμε 5 ηλεκτρόνια στην εξωτερική στιβάδα, ένα ζεύγος και τρία μονήρη. Κάθε μονήρες ηλεκτρόνιο του ενός ατόμου μοιράζεται το ίδιο ηλεκτρονιακό νέφος με το μονήρες ηλεκτρόνιο του άλλου ατόμου. Τα δύο άτομα τότε ενώνονται και σχηματίζουν ένα μόριο, το μόριο του αζώτου.





## 1.B) ΟΜΟΙΟΠΟΛΙΚΟΣ ΠΟΛΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ

*Ανόμοιο μοίρασμα του κοινού ζεύγους ηλεκτρονίων*

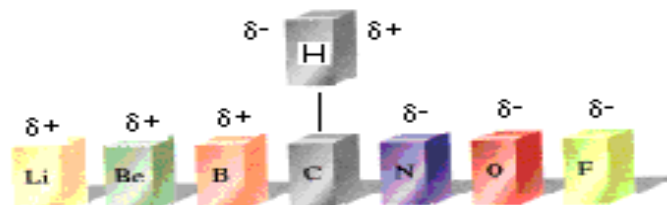
Στα παρακάτω παραδείγματα η έλξη που ασκούν οι δύο πυρήνες στο κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων δεν είναι η ίδια.

Εάν ο όγκος των δύο ατόμων που ενώνονται έχει μικρή διαφορά, συνήθως το άτομο με το μικρότερο όγκο έλκει το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων περισσότερο.



Έτσι το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων βρίσκεται τον περισσότερο καιρό κοντύτερα στο άτομο αυτό. Η τάση των στοιχείων να έλκουν τα κοινά ζεύγη ηλεκτρονίων όταν ενώνονται με άλλα άτομα, ονομάζεται **ηλεκτραρνητικότητα**. Αυτό το ανόμοιο μοίρασμα του ηλεκτρονικού νέφους έχει σαν αποτέλεσμα να κάνει το δεσμό λίγο πιο αρνητικό στο ένα άκρο του μορίου από ότι στο άλλο. Αυτό το μικρό φορτίο συνηθίζουμε να το δείχνουμε διεθνώς χρησιμοποιώντας το μικρό γράμμα δ του ελληνικού αλφάβητου.

Αυτού του είδους ο δεσμός ονομάζεται **ομοιοπολικός πολικός**, γιατί έχουμε δύο πόλους, έναν αρνητικό και ένα θετικό. Το άκρο του δεσμού με το αρνητικό φορτίο ( $\delta^-$ ) είναι το άκρο που περιέχει το πιο ηλεκτραρνητικό άτομο. Όπως ήδη ξέρεις ο όγκος των ατόμων μικραίνει από τα αριστερά προς τα δεξιά του περιοδικού πίνακα και ως εκ τούτου η ηλεκτραρνητικότητα των στοιχείων αυξάνει από αριστερά προς τα δεξιά κατά μήκος μίας περιόδου. Στο παρακάτω σχήμα χρησιμοποιούμε τα σύμβολα  $\delta^+$ ,  $\delta^-$  για να δείξουμε την ηλεκτραρνητικότητα του υδρογόνου σε σχέση με τα άλλα στοιχεία του περιοδικού πίνακα.

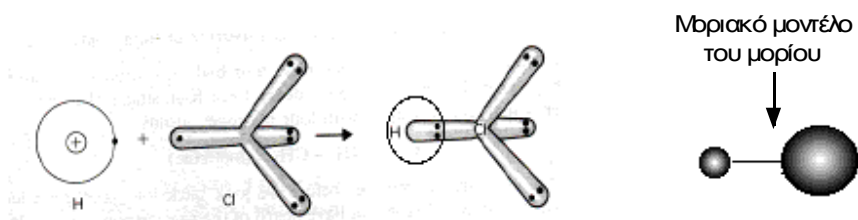
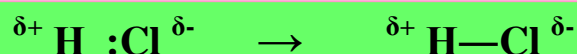


Εικόνα 4

## Παραδείγματα πολικών μορίων

### Παράδειγμα 1: Υδροχλώριο (H-Cl)

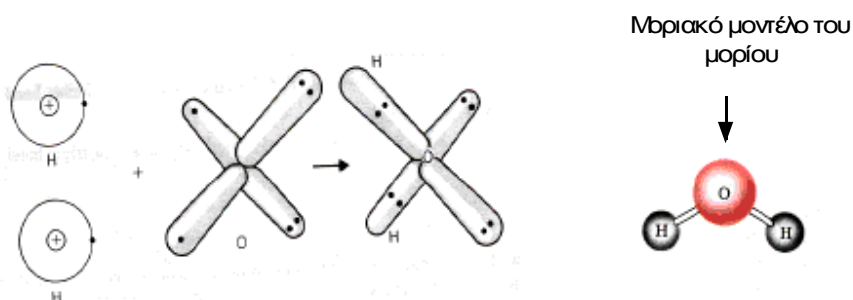
Στο παράδειγμα του υδροχλωρίου το μονήρες ηλεκτρόνιο του υδρογόνου μοιράζεται το ίδιο ηλεκτρονιακό νέφος με το μονήρες ηλεκτρόνιο του χλωρίου. Έτσι έχουμε ένα κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων και έναν απλό δεσμό. Επειδή το χλώριο έλκει περισσότερο το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων, δημιουργείται ένα πολικό μόριο, το οποίο συνηθίζουμε να γράφουμε ως εξής:



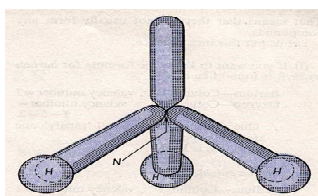
### Εργασία 1

Στα παρακάτω παραδείγματα του νερού και της αμμωνίας χρησιμοποίησε το σύμβολο  $\delta^-$  για να δείξεις το άτομο που έλκει περισσότερο το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων και το σύμβολο  $\delta^+$  για να δείξεις το άτομο που έλκει λιγότερο το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων

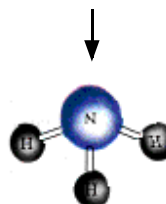
### Νερό H<sub>2</sub>O



## Αμμωνία NH<sub>3</sub>



Μοριακό μοντέλο του  
μορίου



### Εργασία 2: Παραδείγματα μη πολικών μορίων

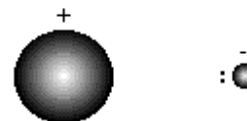
Με τη βοήθεια σχεδιαγραμμάτων να βρεις πως ενώνονται τα άτομα των στοιχείων στο διοξείδιο του άνθρακα (CO<sub>2</sub>) και στον τετραχλωράνθρακα (CCl<sub>4</sub>).

Τα μόρια αυτά δεν εμφανίζουν πολικότητα, παρά το γεγονός ότι οι δεσμοί μεταξύ των ατόμων είναι πολικοί. Μπορείς να εξηγήσετε το γεγονός αυτό;

## 2. ΑΠΟ ΤΑ ΑΤΟΜΑ ΣΤΑ ΙΟΝΤΑ

### Ιοντικός δεσμός

Εάν ο όγκος των δύο ατόμων που ενώνονται έχει μεγάλη διαφορά, το άτομο με το μικρότερο όγκο μπορεί να έλκει το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων πολύ δυνατά και τελικά το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων να εγκαταλείψει το μεγαλύτερο άτομο.



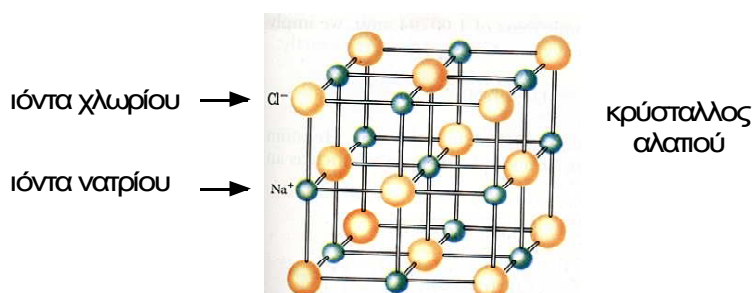
Αυτό το γεγονός έχει σαν αποτέλεσμα το άτομο με τον μικρότερο όγκο να αποκτήσει ένα ηλεκτρόνιο παραπάνω και να **φορτιστεί αρνητικά** και το άτομο με το μεγαλύτερο **φορτιστεί θετικά**. Τα φορτισμένα σωματίδια ονομάζονται ιόντα και αυτού του είδους ο δεσμός ονομάζεται **ιοντικός ή ετεροπολικός**.

Τα φορτισμένα σωματίδια συγκρατούνται μαζί, όχι επειδή μοιράζονται ένα κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων, αλλά με ελκτικές δυνάμεις που ασκούνται μεταξύ των θετικών και αρνητικών ιόντων.

Τα ιόντα διατάσσονται στο χώρο γεωμετρικά και σχηματίζουν ένα **κρυσταλλικό πλέγμα**. Αν και δεν έχουμε μόρια στις ιοντικές ενώσεις αλλά κρυστάλλους, χρησιμοποιούμε τους μοριακούς τύπους για να δείξουμε ποια στοιχεία και πόσα άτομα από το κάθε στοιχείο ενώνονται για να σχηματίσουν τον κρύσταλλο.

#### Παράδειγμα

Ένα πολύ καλό παράδειγμα είναι ο δεσμός μεταξύ του Νατρίου (Na) που έχει (2,8,1) ηλεκτρόνια και του χλωρίου (Cl) που έχει (2,8,7) ηλεκτρόνια.



Μοριακός τύπος: NaCl

## Βιβλιογραφία

- Λιοδάκης, Σ., Γάκης Δ., Θεοδωρόπουλος Δ., Θεοδωρόπουλος Π., & Κάλλης Α. (1999). Χημεία Α΄ Λυκείου. ΟΕΔΒ. Αθήνα
- Johnstone, A.H. and Morrison, T.I. “Chemistry Takes Shape”. Book 1. London: Heinemann Education Books, 1972.
- Masterton, W.L. and Hurley, C.N. “Chemistry: Principles and Reactions”. International Edition , Florida: Saunders College Publishing, 1989.
- Renfrew, R. and Conquest, N. “Standard Grade Chemistry”. Hobber & Stoughton, London, 1999.
- Ryan, L. ‘Advanced Chemistry for you’. UK. Stanley Thornes Ltd 2000