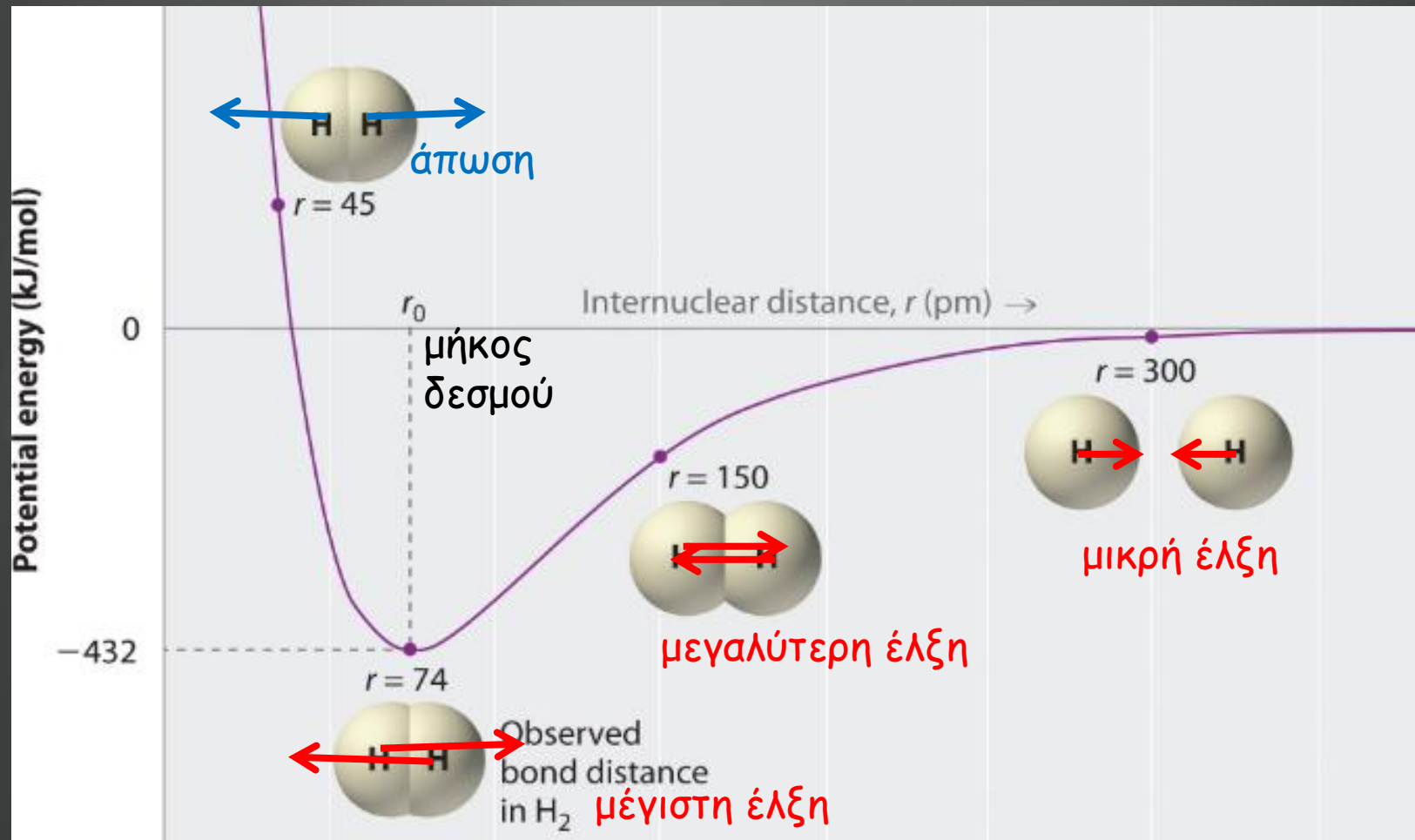


Χημικός δεσμός

Χημικός δεσμός

- Δημιουργείται, όταν οι δομικές μονάδες της ύλης πλησιάσουν αρκετά, ώστε **οι ελκτικές δυνάμεις να υπερβούν τις απωστικές.**
- Γίνεται μέσω των **ηλεκτρονίων σθένους**, δηλαδή των ηλεκτρονίων της εξωτερικής στιβάδας.
- Οδηγεί το σύστημα σε **χαμηλότερη ενέργεια**, το κάνει δηλαδή **σταθερότερο.**

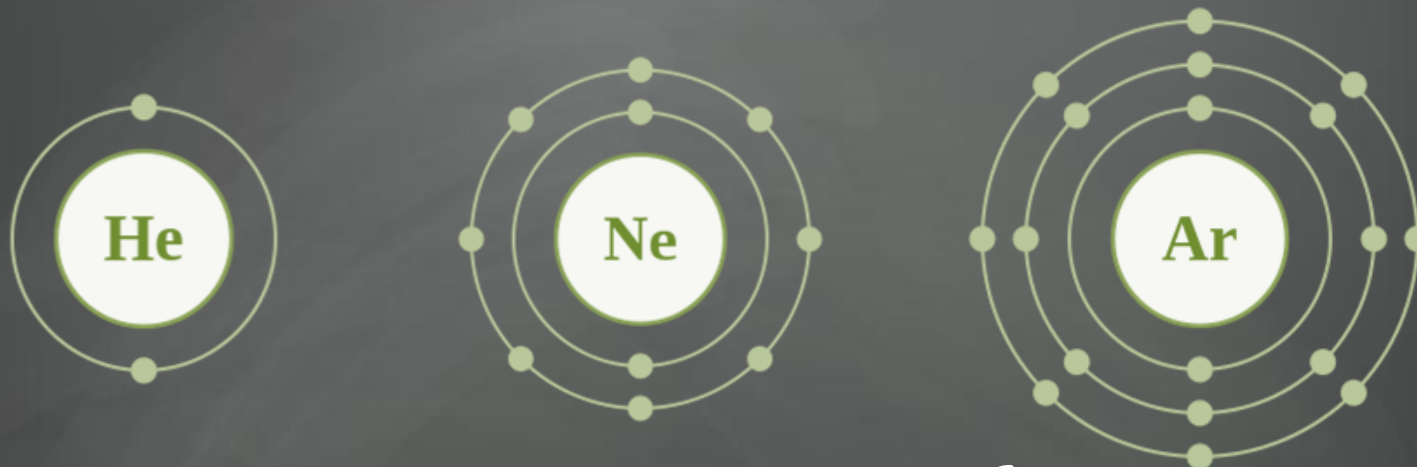
Χημικός δεσμός



Παράγοντες που καθορίζουν τη χημική συμπεριφορά των ατόμων

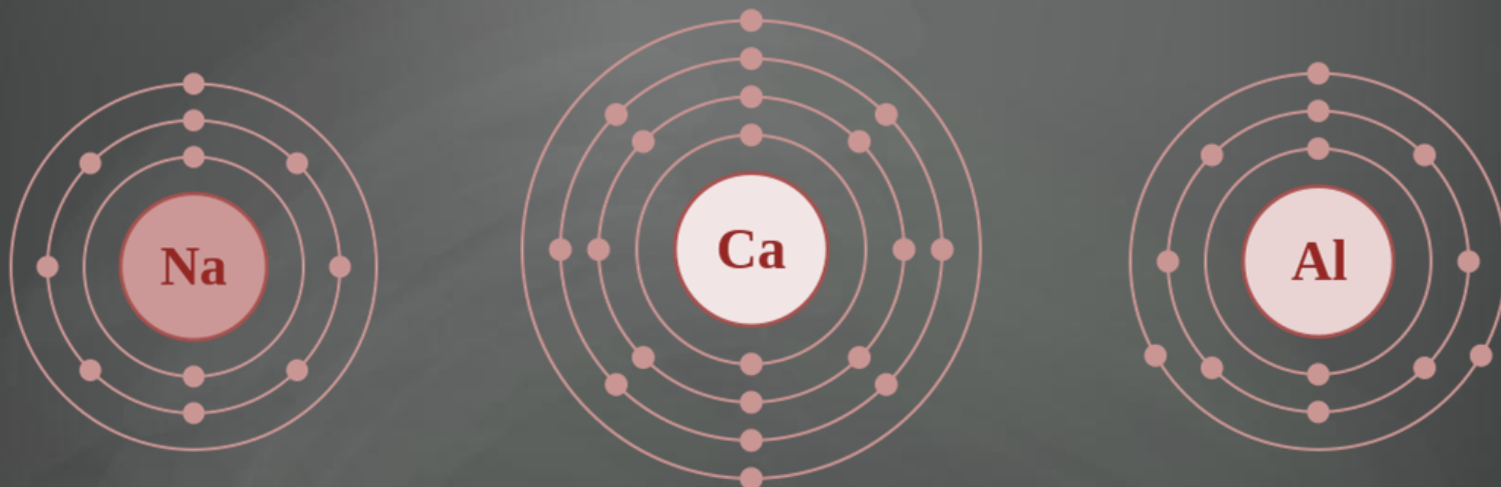
1. ηλεκτρόνια σθένους
2. μέγεθος του ατόμου (ατομική ακτίνα)

Ηλεκτρόνια σθένους



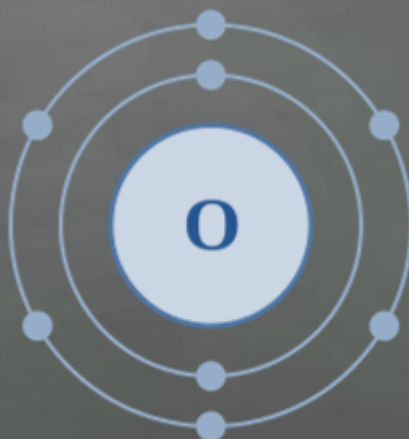
Στοιχεία με **συμπληρωμένη** την εξωτερική στιβάδα του ατόμου τους με **8 e** (ή με 2 αν είναι η K), δεν σχηματίζουν χημικές ενώσεις. Στην κατηγορία αυτή ανήκουν τα **ευγενή αέρια**. Τα άτομά τους βρίσκονται σε **πολύ σταθερή ενεργειακή κατάσταση**.

Ηλεκτρόνια σθένους



Στοιχεία που έχουν **1 - 3 e** στην εξωτερική τους στιβάδα έχουν την τάση να **δίνουν ηλεκτρόνια**, προκειμένου να αποκτήσουν δομή ευγενούς αερίου. Αυτό συμβαίνει συνήθως με τα στοιχεία των **IA, IIA, και IIIA ομάδων** του περιοδικού πίνακα.

Ηλεκτρόνια σθένους



Στοιχεία που έχουν **5 - 7 e** στην εξωτερική τους στιβάδα έχουν την τάση να **παίρνουν ηλεκτρόνια**, προκειμένου να αποκτήσουν δομή ευγενούς αερίου. Αυτό συμβαίνει συνήθως με τα στοιχεία των **VA**, **VIA**, και **VIIA ομάδων** του περιοδικού πίνακα.

Ατομική ακτίνα



- Μικρή ατομική ακτίνα.
- Μεγάλη έλξη από τον πυρήνα.
- Δύσκολα χάνει e.
- Εύκολα παίρνει e.



- Μεγάλη ατομική ακτίνα.
- Μικρή έλξη από τον πυρήνα.
- Εύκολα χάνει e.
- Δύσκολα παίρνει e.

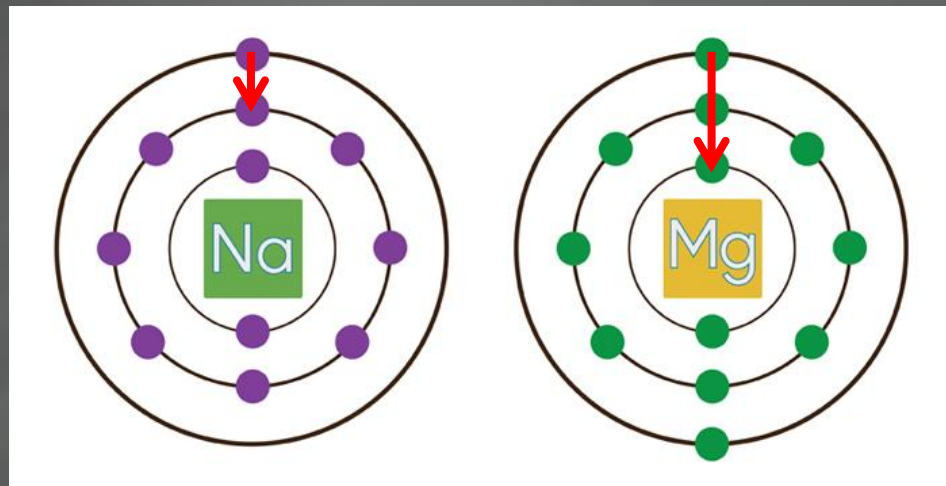
Ατομική ακτίνα σε περίοδο

Κατά μήκος μιας περιόδου η ατομική ακτίνα **ελαττώνεται από τα αριστερά προς τα δεξιά.**

Όσο πηγαίνουμε προς τα δεξιά:

- αυξάνεται ο ατομικός αριθμός.
- αυξάνεται το φορτίο του πυρήνα.
- λόγω μεγαλύτερης έλξης των ηλεκτρονίων της εξωτερικής στιβάδας από τον πυρήνα, η ατομική ακτίνα μειώνεται.

Ατομική ακτίνα σε περίοδο



$Z = 11$
 $r = 1,86 \text{ \AA}$

$Z = 12$
 $r = 1,60 \text{ \AA}$

Μεγαλύτερη έλξη
Μικρότερη ακτίνα

* $1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$

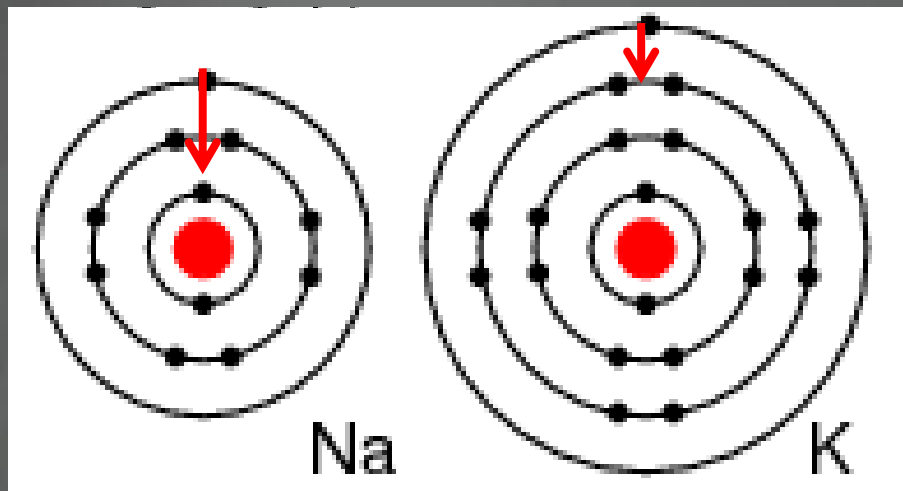
Ατομική ακτίνα σε ομάδα

Σε μια ομάδα του περιοδικού πίνακα η ατομική ακτίνα **αυξάνεται από πάνω προς τα κάτω**.

Καθώς προχωράμε προς τα κάτω:

- προστίθενται στιβάδες στο άτομο
- μεγαλώνει η απόσταση των ηλεκτρονίων εξωτερικής στιβάδας - πυρήνα,
- μειώνεται η έλξη των ηλεκτρονίων εξωτερικής στιβάδας - πυρήνα
- αυξάνεται η ατομική ακτίνα.

Ατομική ακτίνα σε ομάδα



στιβάδες 3
 $r = 1,86 \text{ \AA}$

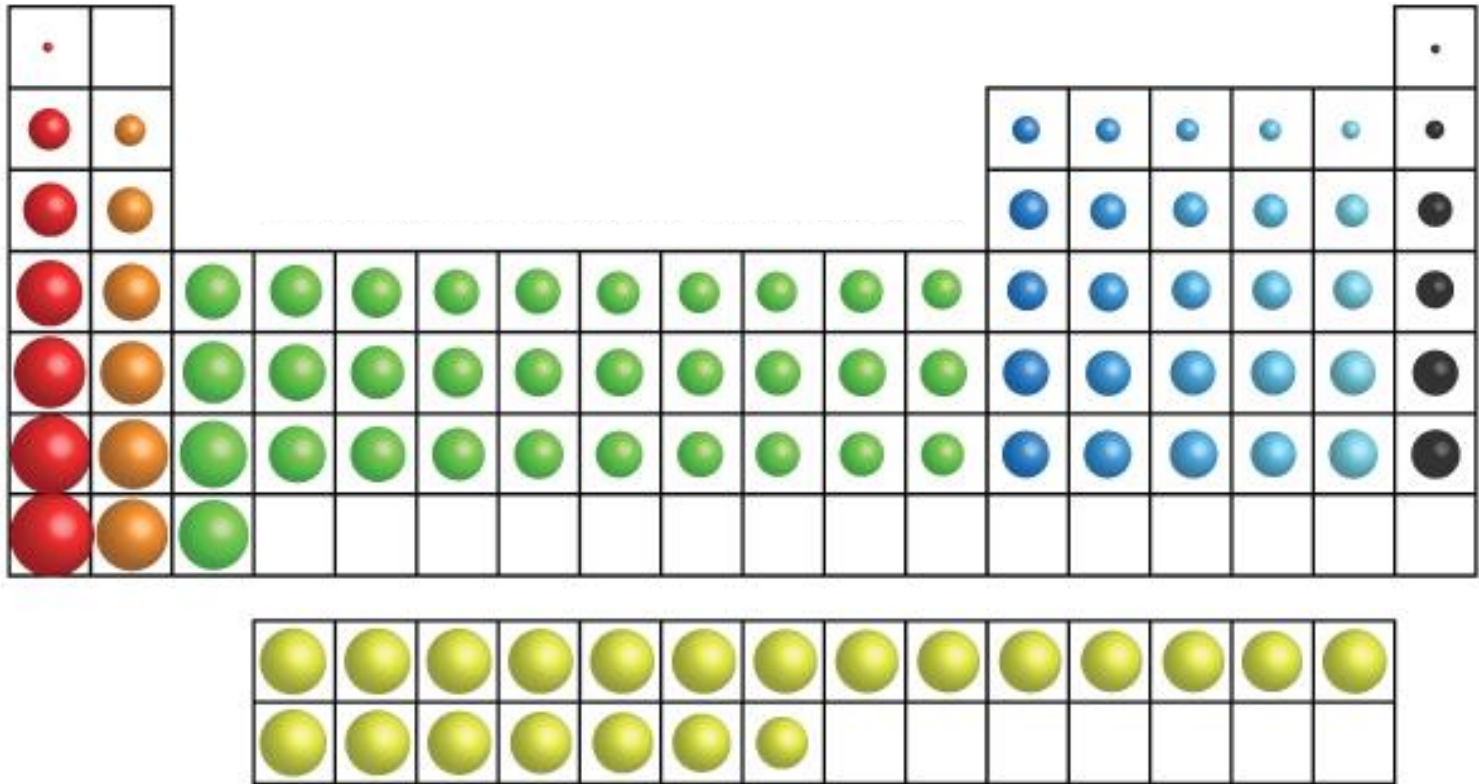
στιβάδες 4
 $r = 2,27 \text{ \AA}$

Μεγαλύτερη απόσταση
Μικρότερη έλξη
Μεγαλύτερη ακτίνα

Ατομική ακτίνα στον Π.Π.

Αύξηση ατομικής ακτίνας

Αύξηση ατομικής ακτίνας



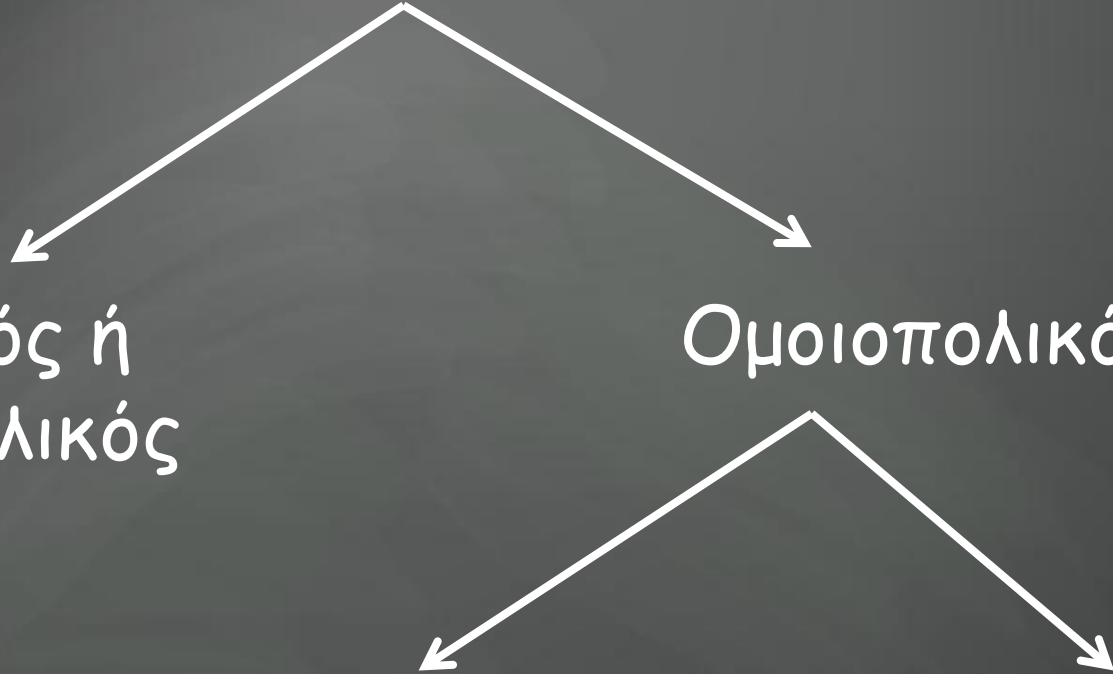
Χημικοί δεσμοί

Ιοντικός ή
ετεροπολικός

Ομοιοπολικός

Πολωμένος

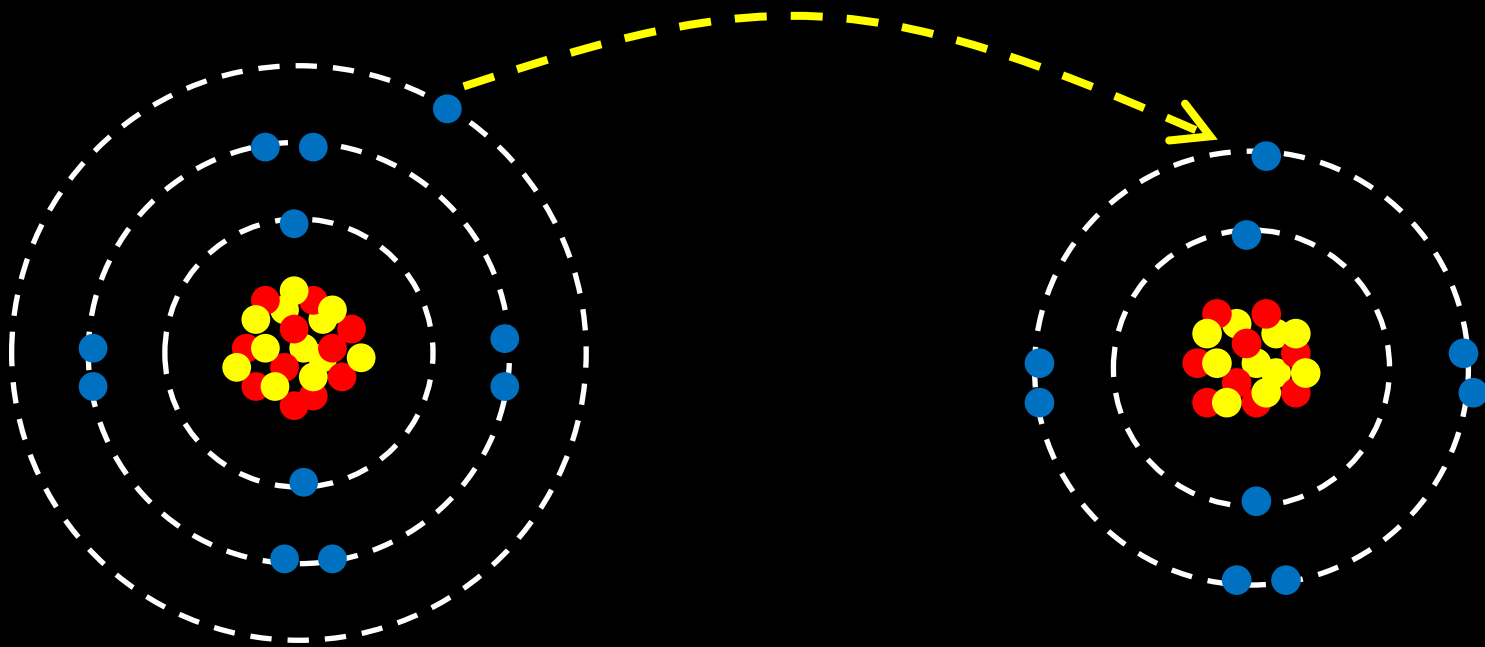
Μη πολωμένος



Ιοντικός ή ετεροπολικός δεσμός

- Αναπτύσσεται μεταξύ μετάλλου και αμετάλλου.
- Υπάρχει λόγω της έλξης ανιόντων - κατιόντων.
- Τα ιόντα σχηματίζονται με μεταφορά ηλεκτρονίων από το μέταλλο στο αμέταλλο.
- Τα ιόντα έλκονται μεταξύ τους με ηλεκτροστατικές δυνάμεις Coulomb και διατάσσονται σε κρυστάλλους.

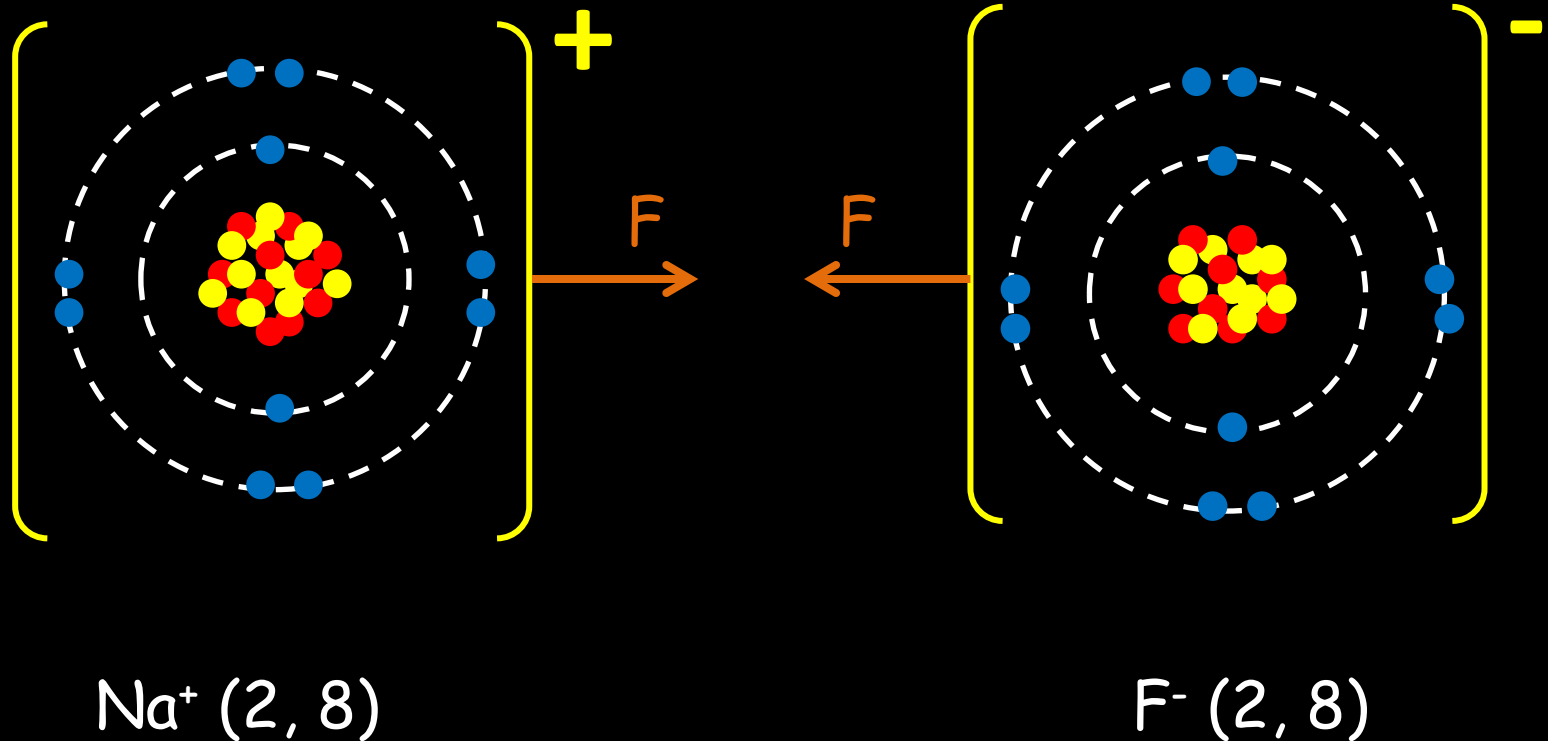
Ιοντικός ή ετεροπολικός δεσμός



Na (2, 8, 1)

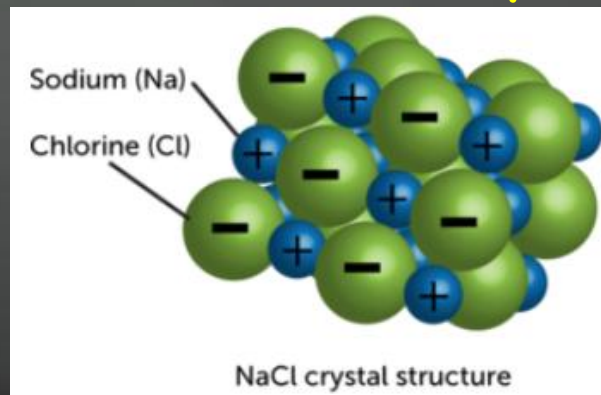
F (2, 7)

Ιοντικός ή ετεροπολικός δεσμός



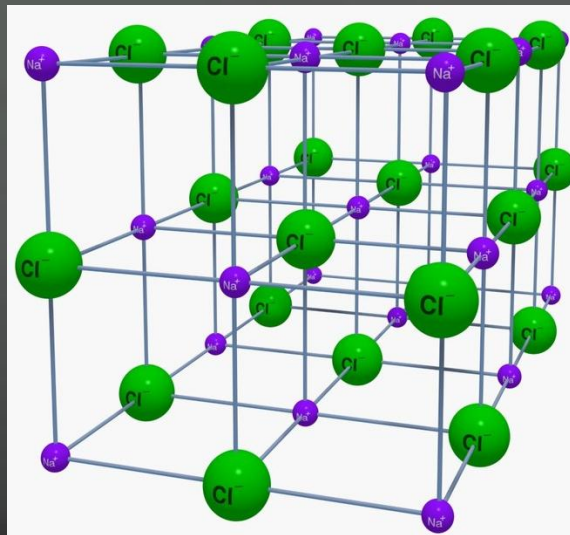
Ιοντικός ή ετεροπολικός δεσμός

- Τα ιόντα αποκτούν **δομή ευγενούς αερίου**.
- Η ατομική ακτίνα των ανιόντων είναι **αυξημένη**, ενώ των κατιόντων **μειωμένη**.
- Μια ιοντική ένωση αποτελείται από **ιόντα** και όχι από άτομα. Ο χημικός τύπος της δείχνει την **αναλογία των ιόντων στον κρύσταλλο**.



Χαρακτηριστικά ιοντικών ενώσεων

1. Είναι κυρίως τα οξείδια των μετάλλων, τα υδροξείδια των μετάλλων και τα άλατα.
π.χ. Al_2O_3 , NaOH , KCl .
2. Δεν υπάρχουν μόρια. Σχηματίζεται κρύσταλλος που αποτελείται από ιόντα.



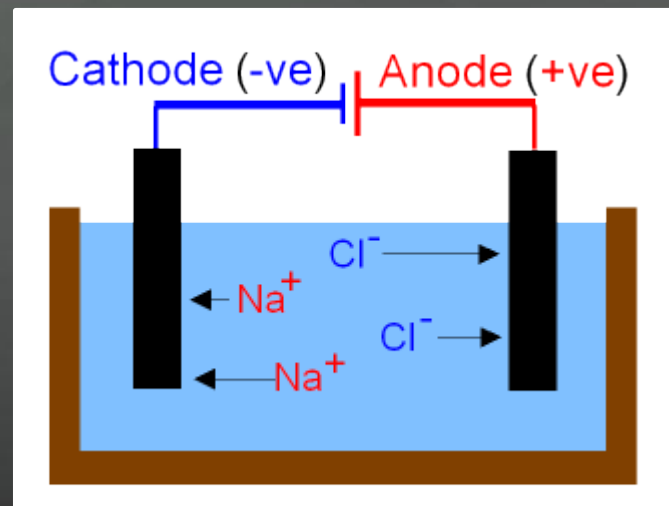
Χαρακτηριστικά ιοντικών ενώσεων

3. Έχουν **υψηλά σημεία τήξεως** λόγω των ισχυρών δυνάμεων Coulomb, π.χ. το NaCl τήκεται περίπου στους $800\text{ }^{\circ}\text{C}$.
4. Οι κρύσταλλοι τους είναι **σκληροί και εύθραυστοι** και όχι ελατοί και όλκιμοι, όπως είναι οι κρύσταλλοι των μετάλλων.



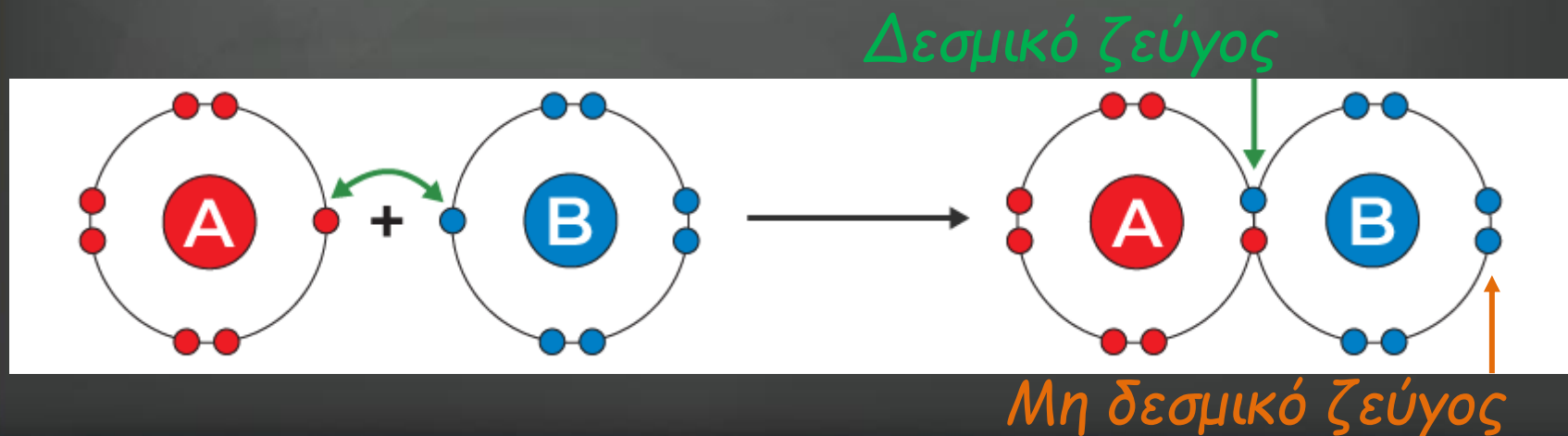
Χαρακτηριστικά ιοντικών ενώσεων

5. Οι ιοντικές ενώσεις σε στερεά κατάσταση είναι κακοί αγωγοί του ηλεκτρισμού. Όμως, τα τήγματα και τα υδατικά τους διαλύματα άγουν το ηλεκτρικό ρεύμα.
6. Πολλές είναι ευδιάλυτες στο νερό.



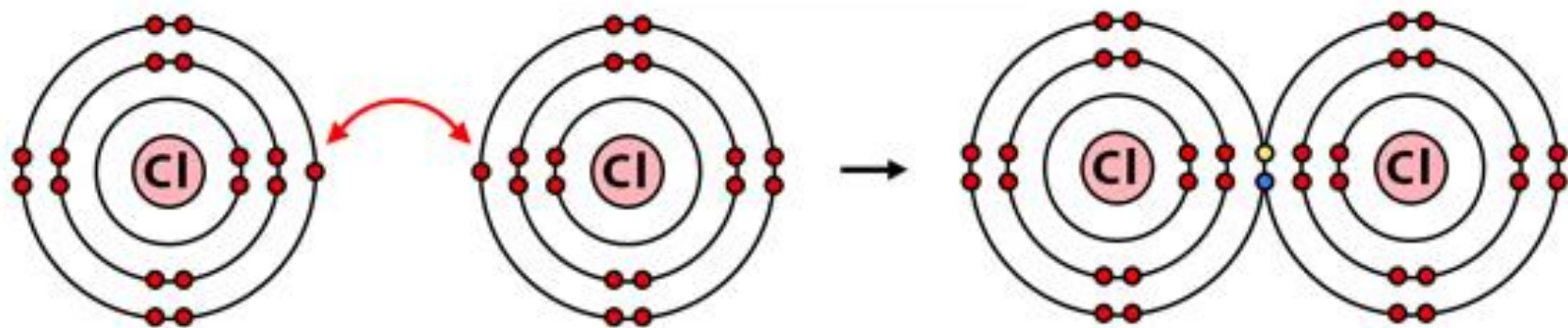
Ομοιοπολικός δεσμός

- Δεν υπάρχει μεταλλικό στοιχείο.
- Δύο άτομα **μοιράζονται** ένα ζεύγος e .
- Συνδέει άτομα **του ίδιου ή διαφορετικών χημικών στοιχείων**, π.χ. H_2 , HCl .

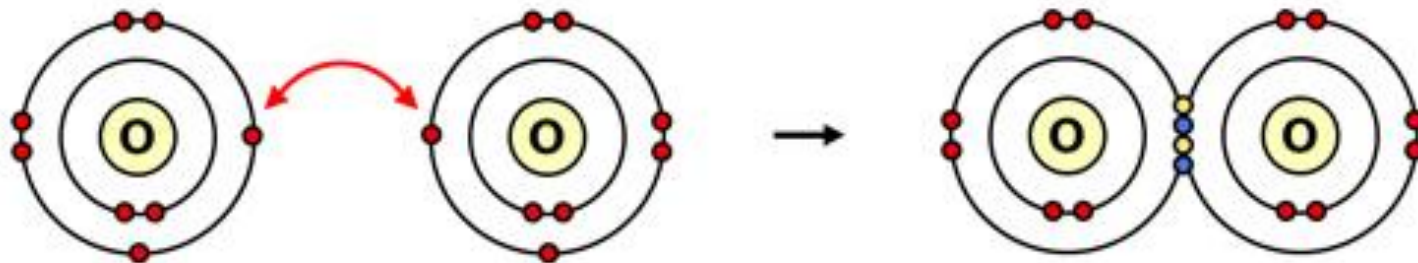


Ομοιοπολικός δεσμός

1. Chlorine (Cl_2)

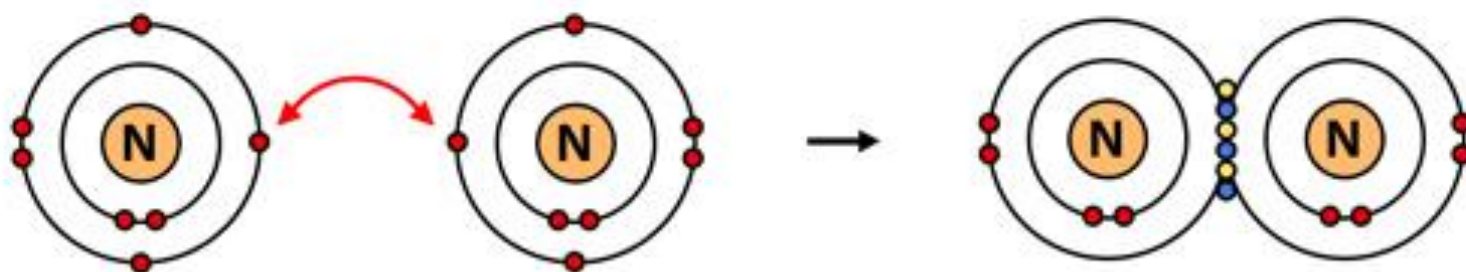


2. Oxygen (O_2)

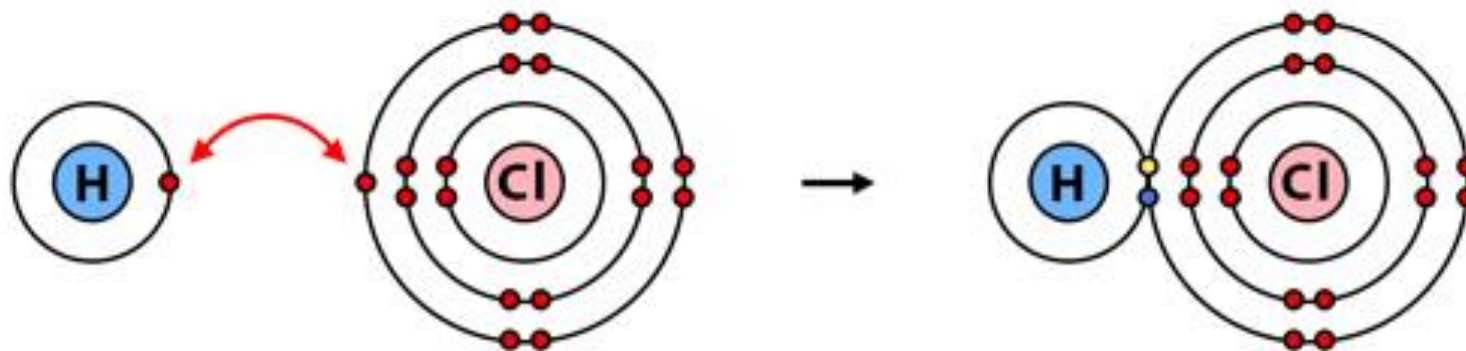


Ομοιοπολικός δεσμός

3. Nitrogen (N_2)

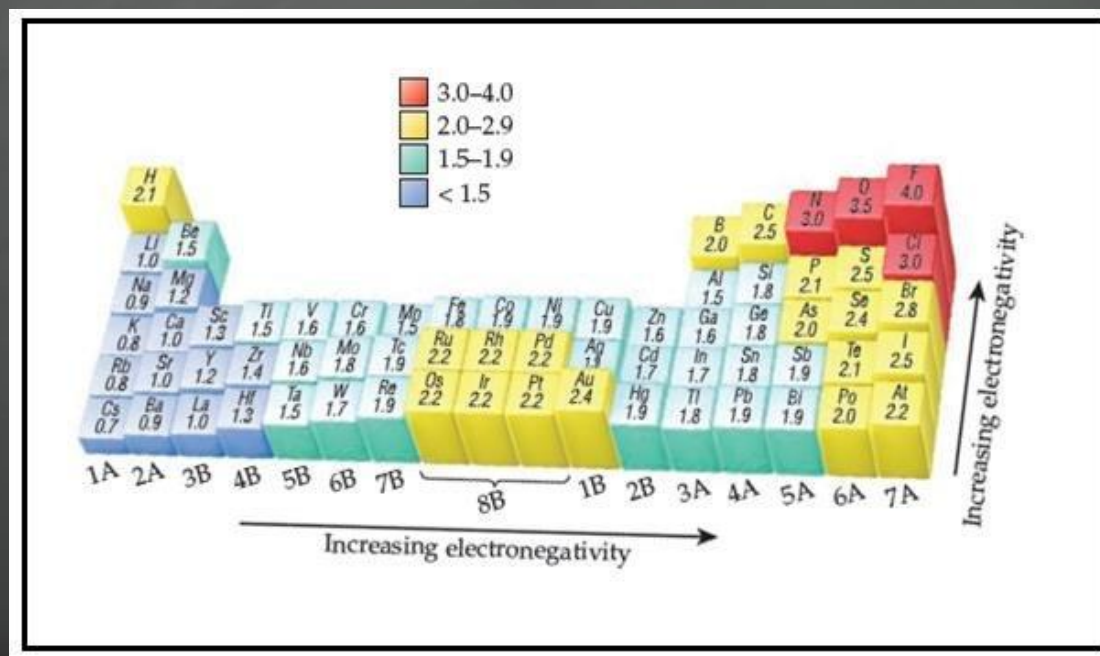


4. Hydrogen Chloride (HCl)



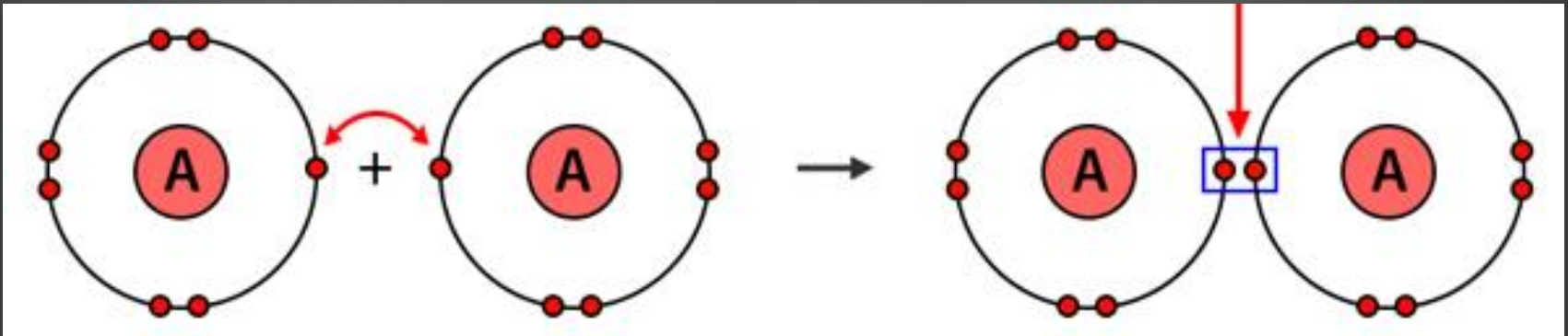
Ηλεκτραρνητικότητα

Η τάση του ατόμου στοιχείου να **έλκει ηλεκτρόνια**, όταν αυτό συμμετέχει στο σχηματισμό πολυατομικών συγκροτημάτων.



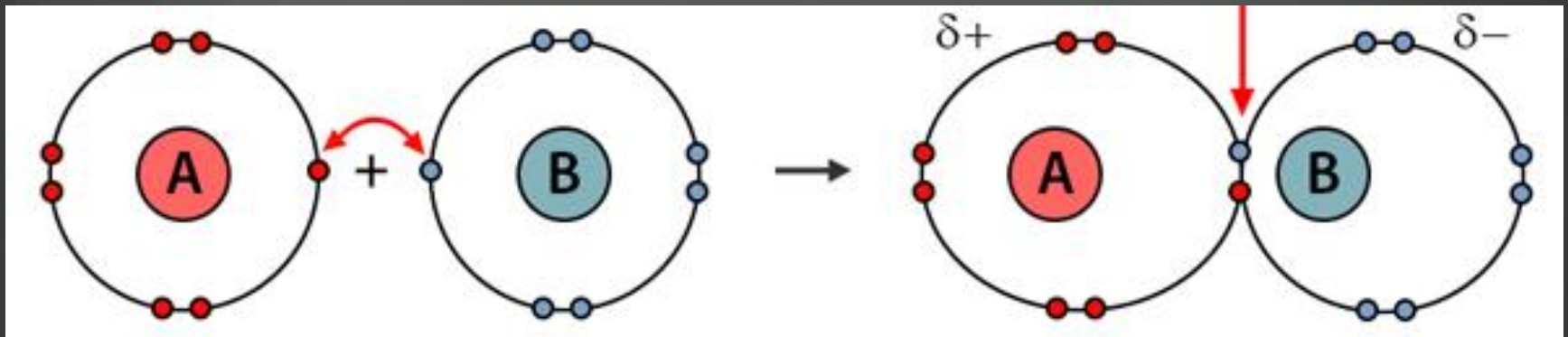
Ηλεκτρарνητικότητα

Μεταξύ **όμοιων ατόμων** δεν υπάρχει διαφορά ηλεκτρарνητικότητας και σχηματίζεται **μη πολωμένος ομοιοπολικός** δεσμός.



Ηλεκτραρνητικότητα

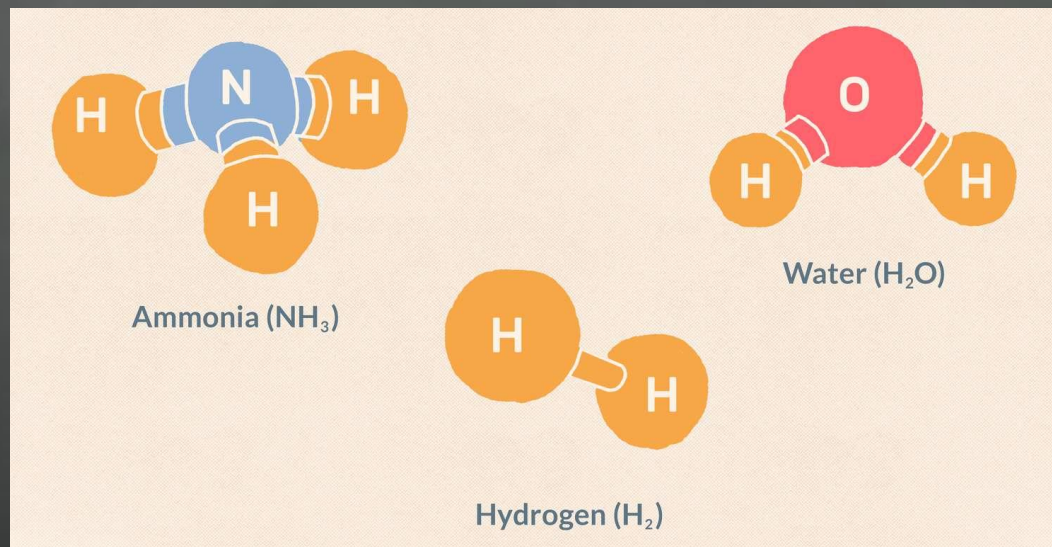
Μεταξύ διαφορετικών ατόμων υπάρχει διαφορά ηλεκτραρνητικότητας και σχηματίζεται πολωμένος ομοιοπολικός δεσμός.



Το B είναι πιο ηλεκτραρνητικό.

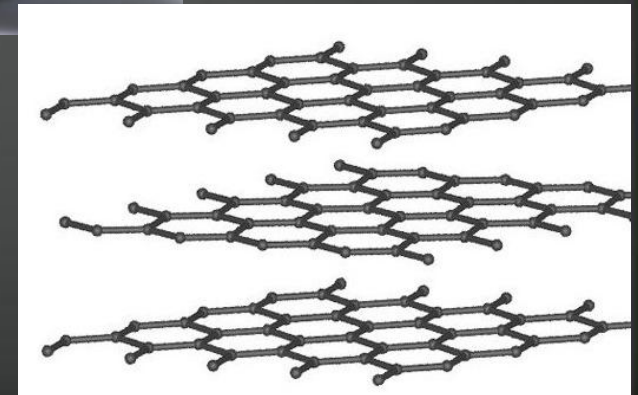
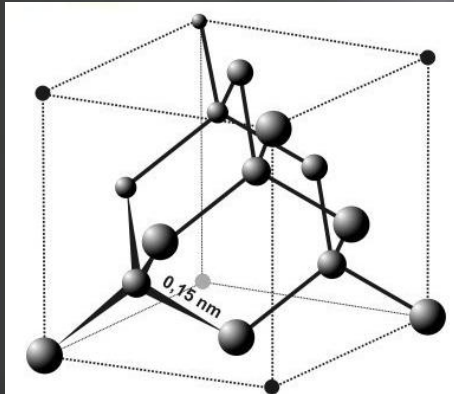
Χαρακτηριστικά μοριακών ενώσεων

1. Είναι διακριτά συμπλέγματα ατόμων (μόρια) και όχι εκτενή συσσωματώματα (κρύσταλλοι).
2. Οι **ελκτικές δυνάμεις** μεταξύ των μορίων είναι **ασθενείς**.



Χαρακτηριστικά μοριακών ενώσεων

3. Σχηματίζουν μαλακά στερεά με χαμηλά σημεία τήξεως, ή υγρά με χαμηλά σημεία βρασμού, ή αέρια σώματα. (Εξαιρέσεις: διαμάντι, γραφίτης)



Χαρακτηριστικά μοριακών ενώσεων

4. Είναι κυρίως ενώσεις μεταξύ αμετάλλων, π.χ. οξέα, οξείδια αμετάλλων κλπ.
5. Είναι κακοί αγωγοί του ηλεκτρισμού, αλλά τα ορισμένα υδατικά διαλύματα άγουν το ηλεκτρικό ρεύμα.