

Χημικός Δεσμός

Τι είναι ο Χημικός δεσμός; Πότε και γιατί δημιουργείται;

Ο χημικός δεσμός, με απλά λόγια, είναι η «κόλλα» που δένει **τα άτομα** (ή άλλες δομικές μονάδες της ύλης, π.χ. ιόντα) **προς σχηματισμό ενώσεων**.

Τα στοιχεία ενώνονται μεταξύ τους και σχηματίζουν χημικές ενώσεις και η δύναμη που συγκρατεί τα άτομα (ή άλλες δομικές μονάδες της ύλης, π.χ. ιόντα) ενωμένα μεταξύ τους λέγεται χημικός δεσμός.

Η δημιουργία του χημικού δεσμού οδηγείτο σύστημα σε χαμηλότερη ενέργεια, το κάνει δηλαδή ενεργειακά σταθερότερο.

Πως όμως σχηματίζεται ο χημικός δεσμός;

Τα άτομα έχουν την τάση να σχηματίζουν χημικούς δεσμούς, έτσι ώστε να αποκτήσουν ηλεκτρονική δομή ίδια με αυτήν των ευγενών αερίων, δηλαδή **8 ηλεκτρόνια στην εξωτερική στιβάδα** (ή 2 ηλεκτρόνια αν η στιβάδα αυτή είναι η K).

Τα άτομα μπορούν να αποκτήσουν σταθερή ηλεκτρονική δομή με τρεις διαφορετικούς μηχανισμούς:

- α. αποβάλλοντας ηλεκτρόνια
- β. προσλαμβάνοντας ηλεκτρόνια
- γ. συνεισφέροντας ηλεκτρόνια

Τα ηλεκτρόνια που εμπλέκονται στο σχηματισμό δεσμών είναι αυτά της **εξωτερικής στιβάδας** κάθε ατόμου (στιβάδα σθένους).

Με βάση τη συμπεριφορά αυτή τα στοιχεία υποδιαιρούνται σε δύο βασικές ομάδες:

Τα **ηλεκτροθετικά στοιχεία**, τα άτομα των οποίων **αποβάλλουν** σχετικά εύκολα ένα ή και περισσότερα ηλεκτρόνια δηλαδή τα **Μέταλλα**.

Τα **ηλεκτραρνητικά στοιχεία**, τα άτομα των οποίων **προσλαμβάνουν** σχετικά εύκολα ένα ή περισσότερα ηλεκτρόνια δηλαδή τα **Αμέταλλα**.

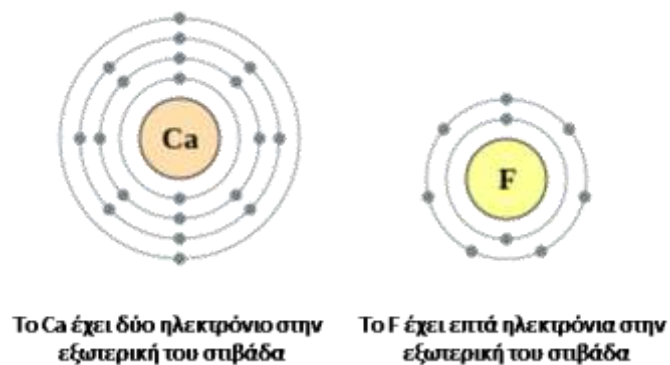
Η χημική συμπεριφορά των στοιχείων καθορίζεται, εκτός από τα ηλεκτρόνια σθένους του και από το ατομική ακτίνα δηλαδή το μέγεθος του ατόμου. Όπως έχει ήδη αναφερθεί το μέγεθος ενός ατόμου καθορίζει τη δύναμη με την οποία τα ηλεκτρόνια της εξωτερικής στιβάδας συγκρατούνται από τον πυρήνα.

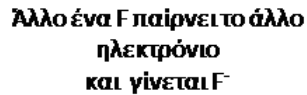
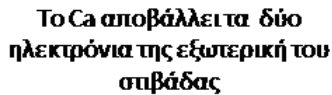
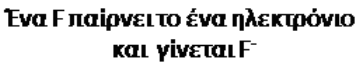
δηλαδή, **όσο πιο μικρό είναι ένα άτομο, τόσο πιο δύσκολα χάνει ηλεκτρόνια, ή τόσο πιο εύκολα παίρνει ηλεκτρόνια.**

Αντίθετα, **όσο πιο μεγάλο είναι ένα άτομο, τόσο πιο εύκολα χάνει ηλεκτρόνια, ή τόσο πιο δύσκολα παίρνει.**

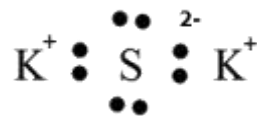
Για τον **ιοντικό δεσμό** έχουμε:

Ο ιοντικός ή ετεροπολικός δεσμός, όπως υποδηλώνει το όνομα του, σχηματίζεται μεταξύ ενός **μετάλλου** και ενός **αμετάλλου**. Ο δεσμός αυτός απορρέει από την έλξη αντίθετα φορτισμένων ιόντων, κατιόντων (που είναι θετικά φορτισμένα) και ανιόντων (που είναι αρνητικά φορτισμένα).




$$\begin{array}{c} \bullet \bullet \\ \bullet \text{F} \bullet \\ \bullet \bullet \end{array}^{-} \quad \text{Ca}^{2+} \quad \begin{array}{c} \bullet \bullet \\ \bullet \text{F} \bullet \\ \bullet \bullet \end{array}^{-}$$

Το Κ ανήκει στην 1η κύρια ομάδα και το S στην 6η κύρια ομάδα. Σκεπτόμενοι ανάλογα με το προηγούμενο παράδειγμα καταλήγουμε στο συμπέρασμα ότι ο ηλεκτρονιακός τύπος του K_2S είναι:



Δεσμοί πολικοί - μη πολικοί. Απλοί - διπλοί κλπ

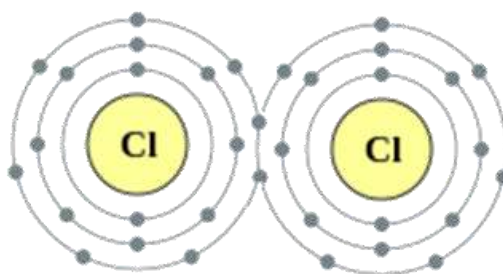

$$\text{H} \times \ddot{\text{Cl}}:$$

το HCl μπορεί να παρασταθεί με τον παραπάνω ηλεκτρονικό τύπο

Δημιουργία δεσμού στο Cl₂

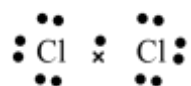


Κάθε άτομο Cl έχει επτά ηλεκτρόνια στην εξωτερική του στιβάδα



Τα άτομα του Cl πλησιάζουν μεταξύ τους και με αμοιβαία συνεισφορά σχηματίζουν κοινό ζευγάρι ηλεκτρονίων

το Cl₂ μπορεί να παρασταθεί με τον επόμενο ηλεκτρονιακό τύπο



Ομοιοπολικός πολικός - Ομοιοπολικός μη πολικός

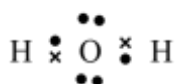
Διαφέρει σε κάτι ο ομοιοπολικός δεσμός στο Cl₂ από αυτόν στο HCl;

Αν τα άτομα που σχηματίζουν τον ομοιοπολικό δεσμό είναι **όμοια μεταξύ τους**, όπως π.χ. στο μόριο του Cl₂, τότε το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων του ομοιοπολικού δεσμού έλκεται εξ ίσου από τους πυρήνες των δύο ατόμων, οπότε έχουμε ομοιόμορφη κατανομή του κοινού ζεύγους των ηλεκτρονίων μεταξύ των δύο ατόμων. Στην περίπτωση αυτή έχουμε ένα **μη πολικό (μη πολωμένο) ομοιοπολικό δεσμό**.

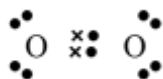
Αν τα άτομα που σχηματίζουν τον ομοιοπολικό δεσμό είναι **διαφορετικά μεταξύ τους**, όπως π.χ. στο μόριο του HCl, τότε το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων του ομοιοπολικού δεσμού δεν έλκεται εξ ίσου από τους πυρήνες των δύο ατόμων, οπότε δεν έχουμε ομοιόμορφη κατανομή του κοινού ζεύγους των ηλεκτρονίων μεταξύ των δύο ατόμων. Στην περίπτωση αυτή έχουμε ένα **πολικό (πολωμένο) ομοιοπολικό δεσμό**.

Επί πλέον παραδείγματα ομοιοπολικών δεσμών

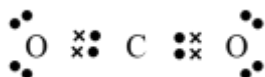
Οι δεσμοί στο μόριο του νερού. H₂O



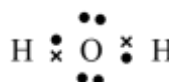
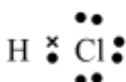
Οι δεσμοί στο μόριο του Οξυγόνου O_2



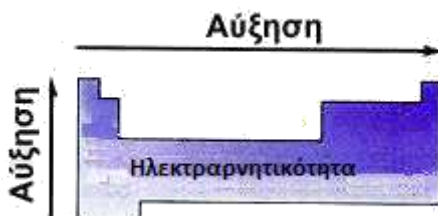
Οι δεσμοί στο μόριο του Διοξειδίου του Άνθρακα CO₂



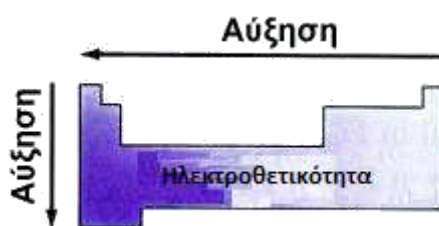
Ηλεκτρονικοί και συντακτικοί τύποι

$$\begin{array}{c} \bullet \bullet \\ \bullet \text{Cl} \times \text{Cl} \bullet \\ \bullet \bullet \end{array}$$

$$\text{Cl}-\text{Cl}$$


Όσο πιο **ηλεκτραρνητικό** είναι ένα στοιχείο τόσο πιο πολύ αμέταλλο είναι. Η ηλεκτραρνητικότητα στον περιοδικό πίνακα αυξάνεται από δεξιά προς τα αριστερά και από κάτω προς τα επάνω, όπως ακριβώς και ο **αμεταλλικός χαρακτήρας**.



Όσο πιο **ηλεκτροθετικό** είναι ένα στοιχείο τόσο πιο πολύ μέταλλο είναι. Η ηλεκτροθετικότητα στον περιοδικό πίνακα αυξάνεται από αριστερά προς τα δεξιά και από επάνω προς τα κάτω, όπως ακριβώς και ο **μεταλλικός χαρακτήρας**.



Χαρακτηριστικά ιοντικών και ομοιοπολικών ενώσεων

Χαρακτηριστικά ιοντικών ενώσεων

1. Ιοντικές ενώσεις είναι κατά πλειονότητα τα οξείδια των μετάλλων, τα υδροξείδια των μετάλλων και τα άλατα.
2. Στις ιοντικές ή ετεροπολικές ενώσεις δεν υπάρχουν μόρια. Σχηματίζεται κρύσταλλος του οποίου οι δομικές μονάδες είναι τα ιόντα (ιοντικός κρύσταλλος).
3. Οι ιοντικές ενώσεις έχουν υψηλά σημεία τήξεως λόγω των ισχυρών δυνάμεων Coulomb, που συγκρατούν τα ιόντα τους στον κρύσταλλο. Π.χ. το κοινό αλάτι (χλωριούχο νάτριο) τήκεται περίπου στους 800 °C.
4. Οι κρύσταλλοι τους είναι σκληροί και εύθραυστοι και όχι ελατοί και όλκιμοι, όπως είναι οι κρύσταλλοι των μετάλλων.
5. Σε αντίθεση με τους κρυστάλλους των μετάλλων (μεταλλικά κρυσταλλικά πλέγματα), οι ιοντικές ενώσεις σε στερεά κατάσταση είναι κακοί αγωγοί του ηλεκτρισμού. Όμως, τα τήγματα και τα υδατικά τους διαλύματα άγουν το ηλεκτρικό ρεύμα (βλέπε σχήματα δίπλα και κάτω).
6. Πολλές ιοντικές ενώσεις είναι ευδιάλυτες στο νερό.

Χαρακτηριστικά ομοιοπολικών ή μοριακών ενώσεων

1. Οι μοριακές ενώσεις διαφέρουν εντυπωσιακά από τις ιοντικές, είναι δηλαδή διακριτά συμπλέγματα ατόμων (μόρια) και όχι εκτενή συσσωματώματα (κρύσταλλοι). Επιπλέον, οι ελκτικές δυνάμεις μεταξύ των μορίων είναι ασθενείς σε σχέση με αυτές μεταξύ των ιόντων στο κρυσταλλικό πλέγμα. Γι' αυτό οι μοριακές ενώσεις σχηματίζουν μαλακά στερεά με χαμηλά σημεία τήξεως, ή υγρά με χαμηλά σημεία βρασμού, ή αέρια σώματα. Υπάρχουν βέβαια περιπτώσεις στις οποίες τα άτομα συνδέονται μεταξύ τους και σχηματίζουν μεγαλομόρια, όπως είναι το διαμάντι ή ο γραφίτης, τα οποία χαρακτηρίζονται από εξαιρετική σκληρότητα και πολύ υψηλά σημεία τήξεως.
2. Ομοιοπολικές ενώσεις είναι κατά το πλείστον οι ενώσεις μεταξύ αμετάλλων, π.χ. οξέα, οξείδια αμετάλλων κλπ.
3. Σε καθαρή κατάσταση είναι κακοί αγωγοί του ηλεκτρισμού, ενώ τα υδατικά διαλύματα ορισμένων ομοιοπολικών ενώσεων (π.χ. οξέων) άγουν το ηλεκτρικό ρεύμα