

## Κεφάλαιο 1ο - Βασικές Έννοιες

Στο κεφάλαιο αυτό, θα μελετήσουμε ορισμένες βασικές έννοιες που θα μας βοηθήσουν να κατανοήσουμε καλύτερα την ύλη που αναπτύσσεται στα επόμενα κεφάλαια. Πιο συγκεκριμένα, θα μελετήσουμε:

1) Τι είναι η χημεία και με τι ασχολείται: Χημεία είναι η επιστήμη εκείνη που μελετά τις **καταστάσεις** της ύλης (στερεή, υγρή και αέρια), τη **δομή** της ύλης (δηλαδή εάν είναι καθαρές ουσίες ή μίγματα) καθώς και τις **μεταβολές** της ύλης (δηλαδή τον τρόπο με τον οποίο οι χημικές ουσίες μετατρέπονται μέσω των χημικών φαινομένων σε άλλες ουσίες με διαφορετική σύσταση και ιδιότητες). Τις μεταβολές αυτές τις λέμε χημικά φαινόμενα. Για παράδειγμα, το σκούριασμα του σιδήρου είναι ένα χημικό φαινόμενο γιατί ο σίδηρος μετατρέπεται σε οξειδίο του σιδήρου που είναι μία χημική ουσία (χημική ένωση) διαφορετική από τον σίδηρο, δηλαδή έχει διαφορετική σύσταση και ιδιότητες.

2) Εφαρμογές της **Χημείας** : Τα φάρμακα, τα καλλυντικά, τα απορρυπαντικά, τα πλαστικά, το νάιλον, είναι μερικά από τα προϊόντα της Χημείας που έχουν κάνει ευκολότερη την καθημερινότητά μας. Υπάρχουν όμως και οι αρνητικές «όψεις» των εφαρμογών της Χημείας για τον άνθρωπο οι οποίες είναι τα χημικά τοξικά αέρια, τα πυρηνικά όπλα, κ.α. Το εάν θα χρησιμοποιηθεί η επιστήμη με καλό ή κακό τρόπο επαφίεται στη πρόθεση του ανθρώπου - επιστήμονα.

3) Για να μελετήσουμε την ύλη χρησιμοποιούνται διάφορα **μεγέθη** μερικά βασικά από τα οποία είναι η **μάζα**, ο **όγκος**, η **πυκνότητα** και άλλα. Τα βασικά μεγέθη με τα οποία περιγράφουμε την ύλη, ονομάζονται **θεμελιώδη μεγέθη** και καθορίστηκαν το 1960 από το διεθνές σύστημα μονάδων (S.I), και είναι επτά, ενώ όλα τα άλλα μεγέθη λέγονται **παράγωγα** γιατί προκύπτουν από τα θεμελιώδη μεγέθη. Κάθε μέγεθος έχει και την αντίστοιχη μονάδα μέτρησής του. Έτσι για παράδειγμα το φυσικό μέγεθος μήκος έχει ως μονάδα μέτρησης το μέτρο, η μάζα το χιλιόγραμμα, ο χρόνος το δευτερόλεπτο, η θερμοκρασία τους βαθμούς Κέλβιν, κ.α.

4) Κάθε σώμα αποτελείται από πολύ μικρά κομματάκια ύλης που τα λέμε δομικά σωματίδια. Αυτά είναι τα άτομα, τα μόρια και τα ιόντα. **Μόριο είναι το μικρότερο κομματάκι της ύλης, το οποίο μπορεί να υπάρξει ελεύθερο στη φύση, και να διατηρεί τις ιδιότητες του σώματος από το οποίο προέρχεται.** Υπάρχουν 2 ειδών μόρια: τα μόρια των στοιχείων και τα μόρια των χημικών ενώσεων. Μόρια στοιχείου είναι η ένωση ατόμων ίδιου στοιχείου, δηλαδή η ένωση ατόμων του ίδιου ατομικού αριθμού. Ανάλογα με τον αριθμό των ατόμων που αποτελείται το μόριο ενός στοιχείου έχουμε τα μονατομικά στοιχεία όπως είναι τα ευγενή αέρια, τα διατομικά στοιχεία όπως είναι το οξυγόνο ( $O_2$ ) ή το υδρογόνο ( $H_2$ ), τα τριατομικά στοιχεία όπως είναι το όζον ( $O_3$ ) αλλά και τετρατομικά στοιχεία όπως είναι ο φώσφορος  $P_4$ .

Ο αριθμός των ατόμων που αποτελούν το μόριο ενός στοιχείου, λέγεται **ατομικότητα** του στοιχείου. Αυτό φαίνεται από τον αριθμό που βάζουμε κάτω δεξιά από το σύμβολο του χημικού στοιχείου.

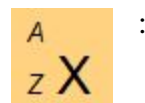
Τα μόρια των χημικών ενώσεων, αποτελούνται από 2 ή περισσότερα διαφορετικά είδη ατόμων, δηλαδή άτομα διαφορετικού ατομικού αριθμού. Τέτοια μόρια χημικών ενώσεων είναι για παράδειγμα το νερό  $H_2O$ , το μεθάνιο  $CH_4$  κ.α. Τι είναι όμως το άτομο;

Άτομο είναι το μικρότερο σωματίδιο της ύλης που παίρνει μέρος στο σχηματισμό χημικών ενώσεων. Δηλαδή όταν μιλάμε για άτομο, μιλάμε για μικρά-μικρά κομματάκια χημικού στοιχείου και όχι χημικής ένωσης. Όταν λέμε ιόντα εννοούμε 1 φορτισμένο άτομο, η πολλά άτομα ( δηλαδή συγκροτήματα ατόμων ) που έχουν φορτίο. Οπότε μιλάμε αντίστοιχα για μονοατομικά ή πολυατομικά ιόντα. Για παράδειγμα τα  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{NH}_4^+$ , είναι ιόντα. Έχουμε 2 ειδών ιόντα, τα κατιόντα που έχουν θετικό φορτίο και τα ανιόντα που έχουν αρνητικό φορτίο.

5) Η δομή του ατόμου. Η ιστορία στην ανακάλυψη του ατόμου, ουσιαστικά άρχισε στις αρχές του 19ου αιώνα με τον Άγγλο χημικό Dalton ο οποίος διατύπωσε την ατομική θεωρία. Σύμφωνα με αυτήν οι δομικές μονάδες της ύλης είναι τα άτομα και τα μόρια. Οι κυριότεροι σταθμοί στην ιστορία της ανακάλυψης του ατόμου ήταν στις αρχές του 20ου αιώνα με τον Rutherford (Ράδερφοντ) , ο οποίος ανακάλυψε ότι η μάζα του ατόμου είναι συγκεντρωμένη σε ένα πολύ μικρό χώρο που λέγεται πυρήνας και αργότερα με τον Bohr (Μπορ) ο οποίος είπε ότι τα ηλεκτρόνια κινούνται σε καθορισμένες κυκλικές τροχιές γύρω από τον πυρήνα, που ονομάζονται στιβάδες. Το ατομικό πρότυπο του Bohr, ονομάστηκε και πλανητικό πρότυπο γιατί η κίνηση των ηλεκτρονίων γύρω από τον πυρήνα μπορεί να παρομοιαστεί με την κίνηση των πλανητών γύρω από τον ήλιο.

Εσείς, φέτος, δεν χρειάζεται να μάθετε τις σύγχρονες απόψεις που έχουν διατυπωθεί σχετικά με τη δομή του ατόμου, αλλά να μάθετε την γενική εικόνα που υπάρχει για το άτομο: σύμφωνα με αυτήν όλη σχεδόν η μάζα του ατόμου είναι συγκεντρωμένη σε ένα μικρό χώρο που ονομάζεται πυρήνας. Γύρω από τον πυρήνα υπάρχουν τα ηλεκτρόνια (e) που έχουν αρνητικό φορτίο και κινούνται σε κυκλικές τροχιές. Ο πυρήνας αποτελείται από τα πρωτόνια (p) που έχουν θετικό φορτίο (ίσο με των ηλεκτρονίων) και τα νετρόνια (n) που δεν έχουν φορτίο. Μέσα στις παρενθέσεις γράφουμε το σύμβολο κάθε υποατομικού σωματιδίου.

Τα ηλεκτρόνια που βρίσκονται στο άτομο ενός στοιχείου καθορίζουν και τη χημική συμπεριφορά του, δηλαδή καθορίζουν το είδος του δεσμού που θα σχηματίσει το συγκεκριμένο άτομο με άλλα άτομα. Δύο σημαντικοί αριθμοί καθορίζουν, την ταυτότητα θα λέγαμε, ενός ατόμου. Ο ένας είναι ο ατομικός αριθμός (**Z**), δηλαδή ο αριθμός των πρωτονίων στον πυρήνα του ατόμου και ο άλλος είναι ο μαζικός αριθμός (**A**) δηλαδή ο αριθμός και των πρωτονίων και των νετρονίων στον πυρήνα του ατόμου. Σε ένα άτομο ουδέτερο, ο αριθμός των πρωτονίων ισούται με τον αριθμό των ηλεκτρονίων του. Είναι προφανές λοιπόν, ότι ισχύει η σχέση:  $A = Z + N$ , όπου **N** είναι ο αριθμός των νετρονίων που υπάρχουν στον πυρήνα του ατόμου. Γνωρίζοντας τον ατομικό αριθμό ενός ατόμου και τον αριθμό των νετρονίων στον πυρήνα του, μπορούμε να υπολογίσουμε το μαζικό αριθμό. Τον ατομικό αριθμό τον γράφουμε κάτω αριστερά από το σύμβολο του χημικού στοιχείου και τον μαζικό αριθμό πάνω αριστερά. Δηλαδή αν **X** είναι το άτομο ενός στοιχείου, τότε γράφουμε το εξής



**Ισότοπα** που ονομάζονται τα άτομα που έχουμε τον ίδιο ατομικό, αλλά διαφορετικό μαζικό αριθμό. Δηλαδή, τα ισότοπα είναι άτομα που έχουν διαφορετικό αριθμό νετρονίων στον πυρήνα τους.

## Κεφάλαιο 2ο Περιοδικός Πίνακας - Δεσμοί

Τα ηλεκτρόνια κινούνται γύρω από τον πυρήνα σε καθορισμένες τροχιές που τις λέμε **επιτρεπτές τροχιές**. Τα ηλεκτρόνια που κινούνται στην ίδια περίπου απόσταση από τον πυρήνα λέμε ότι βρίσκονται στην ίδια **στιβάδα** ή στον ίδιο **φλοιό** ή την ίδια **ενεργειακή στάθμη**. Τα ηλεκτρόνια των ατόμων όταν αυτά δεν είναι διεγερμένα, τα τα βάζουμε σε 7 το πολύ στιβάδες. Τις στιβάδες τις συμβολίζουμε με κεφαλαία αγγλικά γράμματα αρχίζοντας από το K, δηλαδή: **K, L, M, N, O, P,** και **Q**. Κάθε στιβάδα έχει έναν αριθμό που ονομάζεται κύριος κβαντικός αριθμός και συμβολίζεται με το γράμμα **n**. Η στιβάδα K έχει τον κβαντικό αριθμό 1, ( $n=1$ ) η στιβάδα L τον κβαντικό αριθμό 2 ( $n=2$ ) κ.ο.κ. Όσο πιο μακριά από τον πυρήνα βρίσκεται μία στιβάδα, τόσο μεγαλύτερη ενέργεια έχει. Δηλαδή τα ηλεκτρόνια της στιβάδας K έχουν περισσότερη ενέργεια από τα ηλεκτρόνια της στιβάδας L κ.ο.κ:

$$E_K < E_L < E_M \dots$$

### Κατανομή των ηλεκτρονίων σε στιβάδες

Για να βγάλουμε τα ηλεκτρόνια ενός ατόμου σε στιβάδες πρέπει να γνωρίζουμε μερικούς βασικούς κανόνες. Ο πρώτος κανόνας είναι ότι ο μέγιστος αριθμός ηλεκτρονίων που μπορεί να πάρει κάθε στιβάδα είναι διαφορετικός. Ο μέγιστος αριθμός ηλεκτρονίων δίνεται από τον τύπο  $2n^2$ , όπου **n** είναι ο κύριος κβαντικός αριθμός, δηλαδή ο αριθμός της στιβάδας. Έτσι, η στιβάδα K παίρνει το μέγιστο 2 ηλεκτρόνια, η στιβάδα L παίρνει το μέγιστο 8 ηλεκτρόνια κ.ο.κ Ο δεύτερος κανόνας είναι ότι η τελευταία στιβάδα (δηλαδή η πιο απομακρυσμένη από τον πυρήνα) δεν μπορεί να έχει περισσότερα από οχτώ ηλεκτρόνια. Εκτός αν η τελευταία στιβάδα είναι η K που συμπληρώνεται με δύο ηλεκτρόνια. Ο τρίτος κανόνας είναι ότι η προτελευταία στιβάδα δεν μπορεί να περιέχει λιγότερα από οχτώ ηλεκτρόνια ούτε περισσότερο από δεκαοχτώ ηλεκτρόνια. Με βάση τους απλούς αυτούς κανόνες μπορούμε να ταξινομήσουμε σε στιβάδες τα ηλεκτρόνια των οχτώ πρώτων ομάδων του περιοδικού πίνακα. Έτσι για παράδειγμα η κατανομή των ηλεκτρονίων σε στιβάδες, στο άτομο του ιωδίου που έχει ατομικό αριθμό 53 είναι η εξής : K=2, L=8, M=18, N=18, O=7.

(συνεχίζεται)