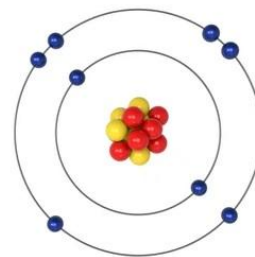


Κεφάλαιο 1^ο – Το άτομο

Σύμφωνα με την περιγραφή του ατόμου από τον Bohr, την οποία χρησιμοποιούμε στην Α' Λυκείου, το άτομο είναι δομημένο ως εξής:



Στο κέντρο του ατόμου υπάρχει ο πυρήνας, στον οποίο είναι συγκεντρωμένη όλη η μάζα και το θετικό φορτίο του ατόμου. Ο **πυρήνας** αποτελείται από τα **πρωτόνια** (p) που έχουν θετικό φορτίο και τα **νετρόνια** (n) που δεν έχουν ηλεκτρικό φορτίο (είναι ηλεκτρικά ουδέτερα). Τα πρωτόνια και τα νετρόνια έχουν σχεδόν την ίδια μάζα (θεωρείται ίση) και είναι αυτά που καθορίζουν την μάζα του ατόμου.

Γύρω από τον πυρήνα κινούνται σε τροχιές τα ηλεκτρόνια, που έχουν αρνητικό φορτίο (ίσο με το φορτίο των πρωτονίων αλλά αντίθετο σε πρόσημο) και τα οποία έχουν απειροελάχιστη μάζα σε σχέση με τον πυρήνα, με αποτέλεσμα να τα αγνοούμε στον υπολογισμό της μάζας του ατόμου.

Το άτομο περιγράφεται από τον **Ατομικό Αριθμό (Z)** ο οποίος είναι ο **αριθμός των πρωτονίων** και καθορίζει και το είδος του ατόμου (ποιο χημικό στοιχείο είναι) και τον **Μαζικό Αριθμό (A)** που είναι το **σύνολο πρωτονίων και νετρονίων** στον πυρήνα του ατόμου. Σε ένα άτομο τα ηλεκτρόνια είναι ίσα με τα πρωτόνια. Οι αριθμοί αυτοί εμφανίζονται όταν χρειάζεται ως εξής: ${}^A_Z X$, όπου X είναι το σύμβολο του στοιχείου.

Δύο άτομα του ίδιου στοιχείου (ίδιο Z) μπορεί να έχουν διαφορετικό αριθμό νετρονίων στον πυρήνα τους (άρα διαφορετικό A). Τα άτομα χαρακτηρίζονται μεταξύ τους ως ισότοπα και έχουν ίδιες χημικές ιδιότητες αλλά διαφορετική μάζα. Παραδείγματα ισωτόπων είναι το ${}^{32}_{16}S$ με το ${}^{33}_{16}S$, και το ${}^{127}_{53}I$ με το ${}^{129}_{53}I$ και το ${}^{131}_{53}I$.

Άσκηση 1

Να συμπληρώσετε τον παρακάτω πίνακα με τους κατάλληλους αριθμούς.

Άτομο	A	Z	p	n	e
${}^{19}_9F$					
${}^{23}_{11}Na$					
${}^{32}_{16}S$					
${}^{33}_{16}S$					

Άσκηση 2

Να συμπληρώσετε στα τετράγωνα της δεξιάς στήλης το κατάλληλο σύμβολο στοιχείου ώστε να προκύψουν ισότοπα των στοιχείων της αριστερής στήλης και να τα αντιστοιχήσετε.

${}^{12}_6C$	${}^{37}_{17}$
${}^{35}_{17}Cl$	${}^{15}_7$
${}^{16}_8O$	9_5
1_1H	${}^{13}_6$
${}^{14}_7N$	${}^{18}_8$
${}^{10}_5B$	2_1

Ιόντα

Ενώ τα πρωτόνια και τα νετρόνια είναι σταθερά στον πυρήνα του ατόμου, ένα ή περισσότερα ηλεκτρόνια μπορεί να φύγουν από ένα άτομο και να μεταφερθούν σε κάποιο άλλο. Αυτό όμως διαταράζει την ισορροπία θετικών και αρνητικών φορτίων στο άτομο. Τα φορτισμένα σωματίδια που προκύπτουν ονομάζονται ιόντα.

Το άτομο που **χάνουν ηλεκτρόνια** φορτίζονται **θετικά** (καθώς τα πρωτόνια τους είναι πλέον περισσότερα) και ονομάζονται **Κατιόντα**.

Τα άτομα που κερδίζουν ηλεκτρόνια φορτίζονται αρνητικά (καθώς έχουν περισσότερα αρνητικά φορτισμένα ηλεκτρόνια) και ονομάζονται **Ανιόντα**.

Το φορτίο (ϕ) του ιόντος γράφεται πάνω και δεξιά από το σύμβολο του στοιχείου: $X^{+\phi}$ ή $X^{-\phi}$

Άσκηση 3

Να συμπληρώσετε τον παρακάτω πίνακα.

Ιόν	p	n	e	ϕ	Είδος ιόντος
${}^7_3\text{Li}^+$					
${}^{16}_8\text{O}^{2-}$					
${}^{25}_{12}\text{Mg}^{+2}$					
${}^{35}_{17}\text{Cl}^-$					

Κεφάλαιο 2^ο – Περιοδικός Πίνακας – Ηλεκτρονιακή Δομή – Χημικοί Δεσμοί

Σύμφωνα με το μοντέλο του Bohr, τα ηλεκτρόνια περιστρέφονται γύρω από τον πυρήνα σε συγκεκριμένες τροχιές που ονομάζονται στοιβάδες. Η κάθε στοιβάδα χαρακτηρίζεται από έναν αριθμό, τον Κύριο Κβαντικό Αριθμό n και συμβολίζεται με ένα κεφαλαίο γράμμα του λατινικού αλφαβήτου. Έτσι η πιο κοντινή στοιβάδα στον πυρήνα που θεωρείται η πρώτη έχει $n=1$ και σύμβολο το K, η επόμενη έχει $n=2$ και είναι η L, στη συνέχεια είναι η M με $n=3$, η N με $n=4$ κλπ.

Όσο πιο κοντά στον πυρήνα είναι η στοιβάδα τόσο χαμηλότερη είναι η ενέργειά της οπότε τα ηλεκτρόνια τοποθετούνται στο άτομο σε όσο πιο κοντινή στοιβάδα μπορούν.

Ωστόσο κάθε στοιβάδα χωράει διαφορετικό αριθμό ηλεκτρονίων, ο οποίος υπολογίζεται από τον τύπο $2n^2$, οπότε η K χωράει το πολύ 2e, η L το πολύ 8e, η M το πολύ 18e κλπ.

Η πιο μακρινή (τελευταία) στοιβάδα από τον πυρήνα που υπάρχουν ηλεκτρόνια όμως δεν μπορεί να έχει πάνω από 8 (και η προτελευταία δεν μπορεί να έχει πάνω από 18).

Με βάση τα παραπάνω μπορούμε να φτιάξουμε την ηλεκτρονιακή δομή των ατόμων και των ιόντων, κατατάσσοντας τα διαθέσιμα ηλεκτρόνια του στις στοιβάδες.

Άσκηση 4

Να συμπληρώσετε τους αριθμούς στον παρακάτω πίνακα.

Άτομο/Ιόν	p	e	K	L	M	N
${}_{11}\text{Na}^+$						
${}_8\text{O}$						
${}_7\text{N}^{3-}$						
${}_{19}\text{K}$						
${}_{10}\text{Ne}$						

Ο Περιοδικός Πίνακας περιέχει όλα τα χημικά στοιχεία διατεταγμένα κατά αυξανόμενο Ατομικό Αριθμό, σύμφωνα το Νόμο της Περιοδικότητας:

«Οι ιδιότητες των χημικών στοιχείων είναι περιοδική συνάρτηση του Ατομικού τους Αριθμού».

Τα στοιχεία που χρησιμοποιούν τον ίδιο αριθμό στοιβάδων για τα ηλεκτρόνια τους τοποθετούνται στην ίδια οριζόντια (περίοδο) του πίνακα. Έτσι τα στοιχεία που έχουν ηλεκτρόνια μόνο στην στοιβάδα K βρίσκονται στην 1^η περίοδο, αυτό που έχουν στην K και την L βρίσκονται στη 2^η περίοδο κλπ.

Τα στοιχεία που βρίσκονται στην ίδια κάθετο (ομάδα) έχουν τον ίδιο αριθμό ηλεκτρονίων στην εξωτερική τους στοιβάδα (αυτό ισχύει για τις 8 κύριες ομάδες που είναι στην ύλη της Α' Λυκείου) και έχουν τις ίδιες ιδιότητες. Οι σημαντικότερες ομάδες του περιοδικού πίνακα είναι η 1^η κύρια ομάδα/1^η ομάδα (Αλκάλια: σημαντικότερα Na και K), η 2^η κύρια ομάδα/2^η ομάδα (Αλκαλικές γαίες: σημαντικότερα Mg και Ca), η 7^η κύρια ομάδα/17^η ομάδα (Αλογόνα: σημαντικότερα F, Cl, Br, I) και η 8^η κύρια ομάδα/18^η ομάδα (Ευγενή αέρια: σημαντικότερα He, Ne, Ar).

Άσκηση 5

Να βρείτε την ηλεκτρονιακή δομή των παρακάτω στοιχείων και να προσδιορίσετε βάση αυτής την θέση των στοιχείων στον περιοδικό πίνακα (περίοδος και ομάδα).

Άτομο	K	L	M	N	Περίοδος	Ομάδα
₅ B						
₁₂ Mg						
₁₅ P						
₂₀ Ca						

Οι ιδιότητες ενός χημικού στοιχείου εξαρτώνται κατά κύριο λόγο από τα ηλεκτρόνια της εξωτερικής τους στοιβάδας και από το μέγεθος του ατόμου (ατομική ακτίνα).

Η ατομική ακτίνα αυξάνεται όσο προχωράμε προς τα αριστερά και προς τα κάτω στον περιοδικό πίνακα. Όσο μεγαλύτερη είναι η ατομική ακτίνα τόσο πιο εύκολα χάνει ένα άτομο ηλεκτρόνια και τόσο πιο δύσκολα προσλαμβάνει ηλεκτρόνια.

Άσκηση 6

Να συγκρίνετε ως προς την ατομική ακτίνα τα στοιχεία Mg, P και Ca σύμφωνα με τη θέση τους στον περιοδικό πίνακα, όπως την προσδιορίσατε στην προηγούμενη άσκηση.

Όταν ένα στοιχείο έχει την εξωτερική στοιβάδα του γεμάτη ηλεκτρόνια (πρακτικά αν έχει 8e αφού η εξωτερική δεν μπορεί να έχει περισσότερα εκτός αν είναι η K που χωράει μόνο 2e) τότε γίνεται πολύ σταθερό καθώς η ενέργειά του μειώνεται σημαντικά. Τα Ευγενή Αέρια έχουν την τελευταία τους στοιβάδα πλήρη, τα υπόλοιπα στοιχεία όμως όχι και επιδιώκουν να αποκτήσουν την ηλεκτρονιακή δομή των ευγενών αερίων παίρνοντας ή δίνοντας ηλεκτρόνια.

Τα στοιχεία που έχουν 1,2 ή 3 ηλεκτρόνια στην εξωτερική τους στοιβάδα, προσπαθούν να τα δώσουν σε άλλα άτομα (ώστε να εξαφανιστεί η τελική στοιβάδα και να μείνει η γεμάτη προηγούμενη στοιβάδα ως τελευταία). Τα μέταλλα ανήκουν σε αυτή την κατηγορία.

Τα στοιχεία που έχουν 5,6 ή 7 ηλεκτρόνια στην εξωτερική τους στοιβάδα προσπαθούν να πάρουν από άλλα άτομα ηλεκτρόνια ώστε να φτάσουν στα 8. Τέτοια στοιχεία είναι τα αμέταλλα.

Στη φύση συναντώνται μόνο τους μόνο άτομα ευγενών αερίων που έχουν συμπληρωμένη την εξωτερική τους στοιβάδα. Τα άτομα των περισσότερων στοιχείων υπάρχουν στη φύση ενωμένα με άλλα άτομα του ίδιου ή διαφορετικού στοιχείου. Έτσι οι χημικές ουσίες διακρίνονται στα χημικά στοιχεία (που αποτελούνται από ένα είδος ατόμου – εδώ ανήκουν και τα μονοατομικά ευγενή αέρια) και στις χημικές ενώσεις που αποτελούνται από δυο ή περισσότερα είδη ατόμων. Τα άτομα συνδέονται μεταξύ τους σχηματίζοντας τις ομάδες αυτές (που τις ονομάζουμε μόρια) με ηλεκτρικές δυνάμεις που τις ονομάζουμε χημικούς δεσμούς.

Στην Α' Λυκείου μελετάμε τις δυο κυριότερες κατηγορίες χημικού δεσμού, τον ιοντικό δεσμό και των ομοιοπολικό δεσμό.

Ο **ιοντικός δεσμός** σχηματίζεται ανάμεσα σε ένα **μέταλλο** και ένα **αμέταλλο**. Καθώς το μέταλλο δίνει ένα ή περισσότερα ηλεκτρόνια στο αμέταλλο το πρώτο φορτίζεται θετικά (κατιόν) και το δεύτερο αρνητικά (ανιόν), οπότε έλκονται ως ετερώνυμα. Μια ένωση που περιέχει μέταλλο θα είναι σίγουρα ιοντική ένωση.

Ο **ομοιοπολικός δεσμός** σχηματίζεται ανάμεσα σε **αμέταλλα**. Καθώς και τα δυο θέλουν να προσλάβουν ηλεκτρόνια και δεν μπορεί το ένα να δώσει στο άλλο, η λύση δίνεται με το να μοιράζονται από κοινού ένα ή περισσότερα ζευγάρια ηλεκτρονίων. Συνήθως στο κάθε ζευγάρι το ένα ηλεκτρόνιο ανήκε στο ένα άτομο και το άλλο στο άλλο και πλέον ανήκουν και στα δυο. Όταν τα δυο άτομα που μοιράζονται ηλεκτρόνια είναι του ίδιου στοιχείου (π.χ. H_2 , F_2) ο δεσμός λέγεται **μη πολικός ομοιοπολικός**, ενώ αν είναι διαφορετικών στοιχείων (π.χ. HCl , H_2O) **πολικός ομοιοπολικός**.

Άσκηση 7

A. Με βάση την ηλεκτρονιακή δομή των ατόμων από τις ασκήσεις 5 και 6 να γράψετε για το κάθε ένα από τα παρακάτω στοιχεία αν θέλει να πάρει ή να δώσει ηλεκτρόνια, ή τίποτα από τα δυο.

O:

K:

Mg:

Ne:

P:

Ca:

B. Τι είδους δεσμό θα σχηματίζουν μεταξύ τους (αν σχηματίζουν):

I) Το O με το P

II) Το Ne με το Mg

III) Το Ca με το O

IV) Το O με το O

V) Το Mg με το P