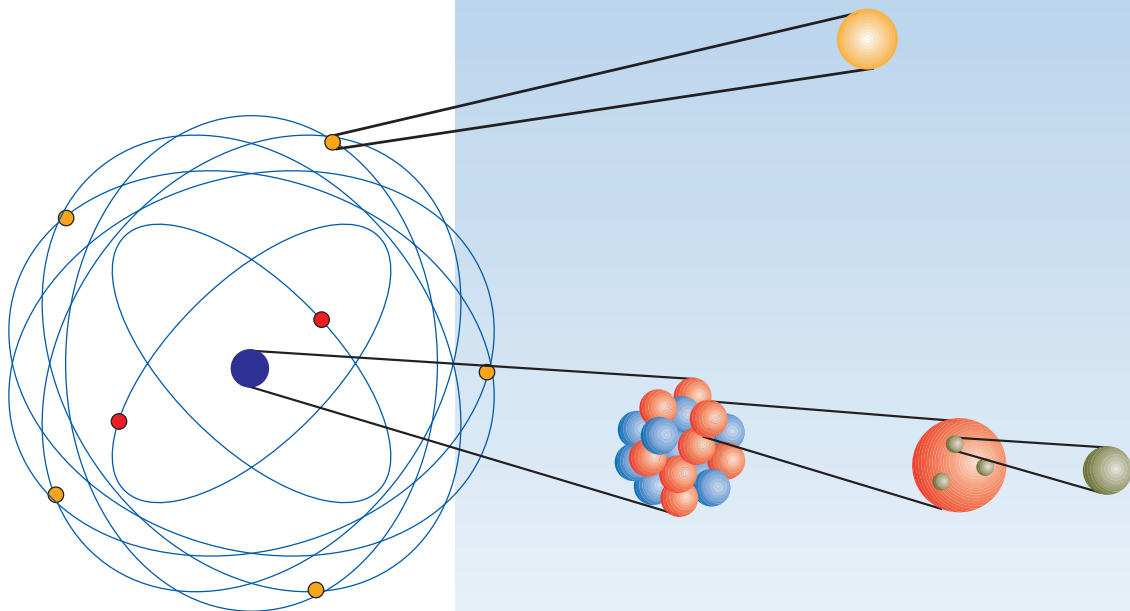


ΚΕΦΑΛΑΙΟ 1

ΤΟ ΑΤΟΜΟ ΚΑΙ Η ΔΟΜΗ ΤΟΥ

- 1.1 Απόψεις των Ελλήνων φιλοσόφων
Η ατομική θεωρία του Dalton
 - 1.2 Ισότοπα
 - 1.3 Κύριες ηλεκτρονικές στιβάδες
- Ασκήσεις



ΚΕΦΑΛΑΙΟ 1 ΤΟ ΑΤΟΜΟ ΚΑΙ Η ΔΟΜΗ ΤΟΥ



Ο John Dalton (1766-1844)

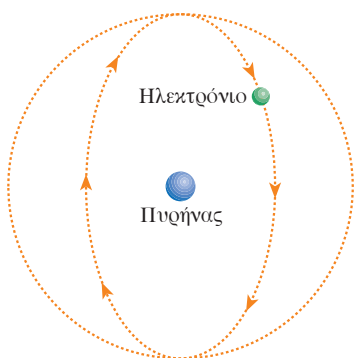
1.1 Απόψεις των Ελλήνων φιλοσόφων για την ασυνέχεια της ύλης. Η ατομική θεωρία του Dalton

Η άποψη ότι η ύλη αποτελείται από «ατόμους», δηλαδή αδιαίρετα, άφθαρτα σωματίδια, υποστηρίχτηκε αρχικά από τους αρχαίους Έλληνες φιλοσόφους. Οι πρωτοπόρες θεωρίες Ελλήνων φιλοσόφων, όπως ο Λεύκιππος και ο Δημόκριτος, για το «αδιαίρετο της ύλης», είχαν παραμείνει για αιώνες ως απλές φιλοσοφικές αναλύσεις, γιατί δεν έβρισκαν πειραματική επαλήθευση.

Στα 1803 ο Άγγλος επιστήμονας John Dalton, λαμβάνοντας υπόψη τις θέσεις των αρχαίων Ελλήνων φιλοσόφων, διατύπωσε την «ατομική θεωρία», για να εξηγήσει τη συμπεριφορά της ύλης κατά τις χημικές αντιδράσεις. Σύμφωνα με τις απόψεις του Dalton, η ύλη αποτελείται από μικρά, αδιαίρετα σωματίδια, **τα άτομα**, που παίρνουν μέρος στις χημικές αντιδράσεις χωρίς να φθείρονται αλλά και χωρίς να δημιουργούνται.

Η ατομική θεωρία του Dalton αποτέλεσε σημαντικό σταθμό στην ανάπτυξη της επιστήμης. Μια από τις βασικές θέσεις που υποστήριξε η θεωρία αυτή, είναι ότι τα άτομα είναι αδιαίρετα. Ωστόσο, ορισμένες παρατηρήσεις που έγιναν προς το τέλος του 19ου αιώνα, έθεσαν σε αμφισβήτηση αυτή την αντίληψη. Η έρευνα οδήγησε στην ανακάλυψη ότι το άτομο αποτελείται από μικρότερα σωματίδια – τα στοιχειώδη ή υποατομικά σωματίδια – που είναι τα **ηλεκτρόνια**, τα **πρωτόνια** και τα **νετρόνια**.

Τα ηλεκτρόνια έχουν αρνητικό ηλεκτρικό φορτίο ενώ τα πρωτόνια έχουν θετικό. Τα νετρόνια δεν έχουν ηλεκτρικό φορτίο. Το φορτίο των ηλεκτρονίων έχει την ίδια απόλυτη τιμή με το φορτίο των πρωτονίων. Τα πρωτόνια έχουν



Σχηματική παράσταση του ατόμου

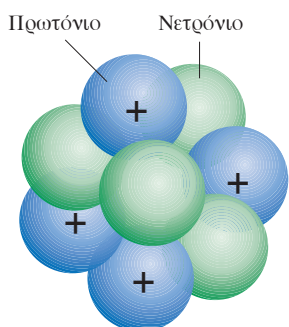
Πίνακας 1.1: Μερικές ιδιότητες των στοιχειωδών σωματιδίων

Σωματίδιο	Μάζα	Σχετική μάζα	Απόλυτο ηλεκτρικό φορτίο	Σχετικό ηλεκτρικό φορτίο
Πρωτόνιο, p	$1,673 \times 10^{-24} \text{ g}$	1	$+1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$	1+
Νετρόνιο, n	$1,675 \times 10^{-24} \text{ g}$	1	0	0
Ηλεκτρόνιο, e	$9,11 \times 10^{-28} \text{ g}$	0	$-1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$	1-

1.1 Η ατομική θεωρία του Dalton

την ίδια μάζα με τα νετρόνια ενώ η μάζα των ηλεκτρονίων είναι περίπου 1840 φορές μικρότερη από εκείνη των πρωτονίων και των νετρονίων, που πρακτικά θεωρείται αμελητέα στον υπολογισμό της μάζας του ατόμου.

Συνοπτικά για το άτομο ισχύουν τα πιο κάτω:



Ο πυρήνας του ατόμου αποτελείται από πρωτόνια και νετρόνια

- αποτελείται από τον πυρήνα και το ηλεκτρονικό περιβλήμα (ηλεκτρονικό νέφος)
- ο πυρήνας αποτελείται από πρωτόνια και νετρόνια και έχει θετικό φορτίο
- μεταξύ του πυρήνα και των ηλεκτρονίων υπάρχει κενό
- η μάζα του ατόμου οφείλεται στη μάζα του πυρήνα, αφού η μάζα των ηλεκτρονίων είναι αμελητέα σε σύγκριση με τη μάζα των πρωτονίων και των νετρονίων που αποτελούν τον πυρήνα.

Ο αριθμός των πρωτονίων σε ένα άτομο λέγεται **ατομικός αριθμός (Z)**. Το άθροισμα του αριθμού των πρωτονίων και των νετρονίων λέγεται **μαζικός αριθμός (A)**. Οι δυο αυτοί αριθμοί συνοδεύουν το σύμβολο κάθε στοιχείου, όπως φαίνεται πιο κάτω:



Z – αριθμός πρωτονίων

A – μαζικός αριθμός

N – αριθμός νετρονίων

$$\mathbf{A = Z + N}$$

Τα ηλεκτρόνια είναι τόσα όσα και τα πρωτόνια, άρα και ο αριθμός των αρνητικών φορτίων είναι ίσος με εκείνο των θετικών. Γι' αυτό το άτομο είναι ηλεκτρικά ουδέτερο και ο ατομικός αριθμός δείχνει και τον αριθμό των ηλεκτρονίων.

ΚΕΦΑΛΑΙΟ 1 ΤΟ ΑΤΟΜΟ ΚΑΙ Η ΔΟΜΗ ΤΟΥ

1.2 Ισότοπα

Μια από τις θέσεις της ατομικής θεωρίας του Dalton ήταν ότι όλα τα άτομα ενός στοιχείου είναι όμοια μεταξύ τους και έχουν την ίδια μάζα. Ωστόσο, αργότερα, με την ανακάλυψη του φασματογράφου μάζας, αποδείχτηκε ότι αυτό δεν ισχύει. Βρέθηκε ότι υπάρχουν άτομα του ίδιου στοιχείου που έχουν διαφορετική μάζα. Στη συνέχεια διαπιστώθηκε ότι τα άτομα αυτά έχουν διαφορετικό αριθμό νετρονίων και ονομάστηκαν **ισότοπα**.

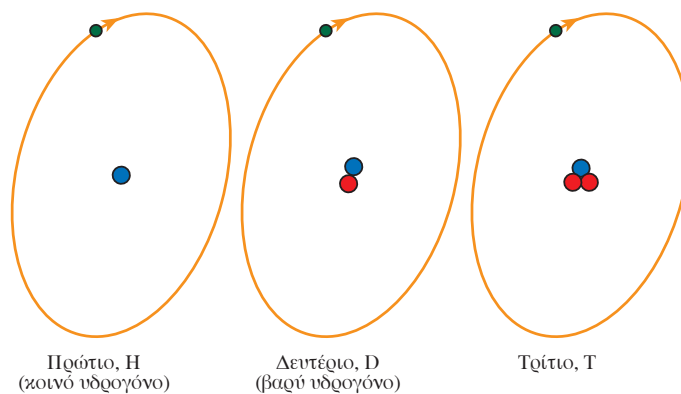
Ισότοπα είναι άτομα με τον ίδιο ατομικό αριθμό, διαφορετικό όμως μαζικό αριθμό.

Τα ισότοπα είναι άτομα του ίδιου στοιχείου

Δηλαδή τα ισότοπα έχουν τον ίδιο αριθμό πρωτονίων, αλλά διαφορετικό αριθμό νετρονίων και συνεπώς είναι άτομα του ίδιου στοιχείου.

Τα ισότοπα έχουν τις ίδιες χημικές ιδιότητες, αλλά διαφέρουν στις φυσικές ιδιότητες, όπως είναι το σημείο ζέσεως και το σημείο τήξεως.

Παράδειγμα ισοτόπων είναι τα τρία ισότοπα του υδρογόνου, πρώτιο ${}^1\text{H}$ (σύμβολο H), δευτέριο ${}^2\text{H}$ (σύμβολο D) και τρίτιο ${}^3\text{H}$ (σύμβολο T).



Τα τρία ισότοπα του υδρογόνου

Το υδρογόνο που υπάρχει στη φύση (φυσικό υδρογόνο) είναι μίγμα κοινού υδρογόνου, πρώτιου (99,985%) και δευτερίου (0,015%). Το τρίτιο είναι ραδιενεργό ισότοπο.

Όπως συμβαίνει με τα ίδια τα ισότοπα, το ίδιο συμβαίνει και με τις ενώσεις τους· έχουν όμοιες χημικές ιδιότητες,

1.2 Ισότοπα

Πίνακας 1.2: Ιδιότητες H_2O και D_2O

Ιδιότητα	H_2O	D_2O
Μοριακή μάζα	18	20
Σημείο τήξεως ($^{\circ}C$)	0	3,8
Σημείο ζέσεως ($^{\circ}C$)	100	101,4
Πυκνότητα (g/mL)	1	1,108

αλλά διαφορετικές φυσικές ιδιότητες. Στον πίνακα 1.2 φαίνονται οι φυσικές ιδιότητες του κοινού νερού, H_2O και του «βαρέως ύδατος», D_2O (οξειδίου του δευτερίου).

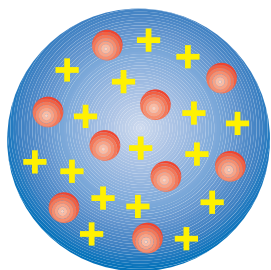
Ισοτοπική αναλογία

Τα περισσότερα στοιχεία συναντώνται στη φύση υπό μορφή μιγμάτων των ισοτόπων τους. Πιο πάνω αναφέρθηκε ότι το φυσικό υδρογόνο είναι μίγμα κοινού υδρογόνου και δευτερίου. Το φυσικό χλώριο εξάλλου, είναι μίγμα των ισοτόπων ^{35}Cl και ^{37}Cl , σε αναλογία 3:1 δηλαδή 75% : 25%.

Η εκατοστιαία περιεκτικότητα των διαφόρων ισοτόπων λέγεται **ισοτοπική αναλογία** του στοιχείου. Δηλαδή η ισοτοπική αναλογία ενός στοιχείου δείχνει πόσα άτομα από το κάθε ισότοπο περιέχονται σε σύνολο 100 ατόμων του στοιχείου αυτού.

Πίνακας 1.3: Ισότοπα μερικών στοιχείων

Ισότοπο	Αριθμός πρωτονίων	Αριθμός νετρονίων
1_1H	1	0
2_1H	1	1
3_1H	1	2
$^{20}_{10}Ne$	10	10
$^{22}_{10}Ne$	10	12
$^{12}_6C$	6	6
$^{14}_6C$	6	8
$^{35}_{17}Cl$	17	18
$^{37}_{17}Cl$	17	20



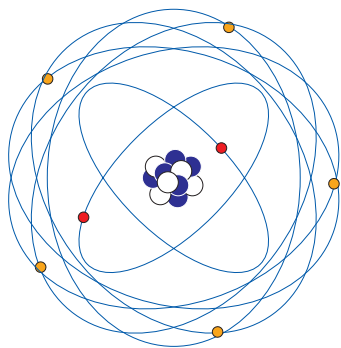
Σχ. α: Μοντέλο «πουτίγκας»

Το άτομο και η δομή του

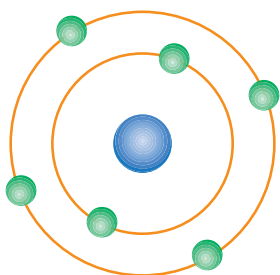
Μετά την ανακάλυψη των στοιχειωδών σωματιδίων, προτάθηκαν διάφορα μοντέλα για τη δομή του ατόμου. Πρώτος ο **Thomson** φαντάστηκε το άτομο σαν μια σφαίρα από θετικό φορτίο, μέσα στην οποία είναι διασπαρμένα τα ηλεκτρόνια, όπως οι σταφίδες στην πουτίγκα (σχ. α)

Ο **Rutherford** πρότεινε ένα διαφορετικό μοντέλο, το πλανητικό. Πρότεινε, δηλαδή, ότι το άτομο αποτελείται από ένα μικρό, συμπαγή, θετικά φορτισμένο πυρήνα στο κέντρο (όπως ο ήλιος στο ηλιακό σύ-

ΚΕΦΑΛΑΙΟ 1 ΤΟ ΑΤΟΜΟ ΚΑΙ Η ΔΟΜΗ ΤΟΥ



Σχ. β: Πλανητικό μοντέλο



Σχ. γ: Μοντέλο του Bohr

Τα ηλεκτρόνια σχηματίζουν μια σειρά από στιβάδες, «νέφη», γύρω από τον πυρήνα

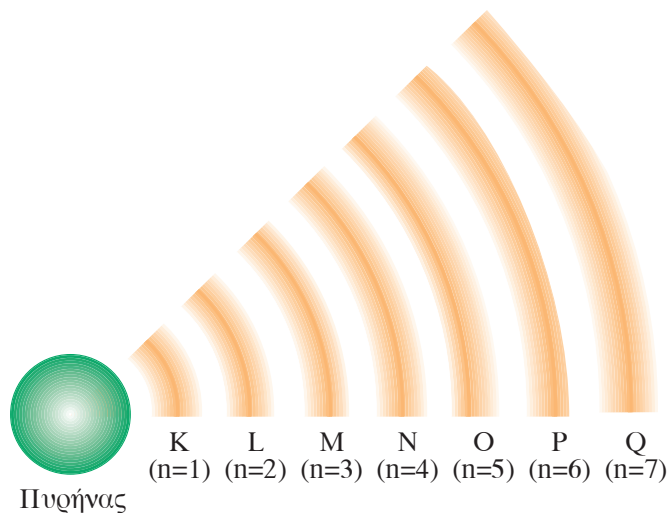
στημα), γύρω από τον οποίο περιστρέφονται τα ηλεκτρόνια, όπως οι πλανήτες γύρω από τον ήλιο. Μεταξύ των ηλεκτρονίων και του πυρήνα υπάρχει κενό (σχ. β).

Ο **Niels Bohr** αντιλαμβάνονταν το άτομο όπως περίπου και ο Rutherford, με τη διαφορά ότι τα ηλεκτρόνια θεωρείται ότι κινούνται γύρω από τον πυρήνα πάνω σε ορισμένες σταθερές τροχιές, χωρίς να χάνουν ενέργεια (σχ. γ). Γι' αυτό και τα ηλεκτρόνια δεν πέφτουν πάνω στον πυρήνα.

1.3 Κύριες ηλεκτρονικές στιβάδες

Τα ηλεκτρόνια κινούνται γύρω από τον πυρήνα κατά ομάδες, ανάλογα με την ενέργειά τους, σχηματίζοντας τις **κύριες στιβάδες** (ή **φλοιούς**). Ο αριθμός των στιβάδων αυτών μπορεί, ανάλογα με τον αριθμό των ηλεκτρονίων, να φτάσει τις επτά. Οι ηλεκτρονικές στιβάδες συμβολίζονται με τα λατινικά γράμματα K, L, M, N, O, P, Q.

Τα ηλεκτρόνια της ίδιας ηλεκτρονικής στιβάδας έχουν ενέργειες που κυμαίνονται στην ίδια ενεργειακή περιοχή.



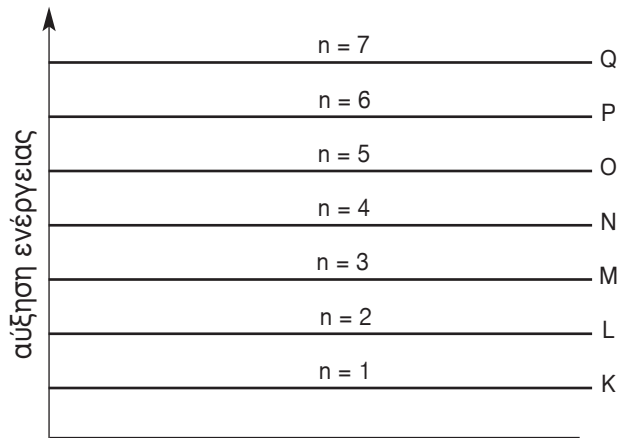
Οι κύριες ηλεκτρονικές στιβάδες

Η ενέργεια των ηλεκτρονίων

Η ενέργεια (E) των ηλεκτρονίων σε ένα άτομο αυξάνεται, όσο αυξάνεται η απόστασή τους από τον πυρήνα. Δηλαδή:

$$E_K < E_L < E_M < E_N \dots$$

1.3 Κύριες ηλεκτρονικές στιβάδες



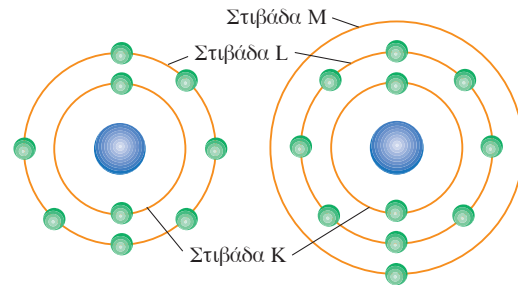
Η ενέργεια των ηλεκτρονίων αυξάνεται με την αύξηση της απόστασής τους από τον πυρήνα.

Πίνακας 1.4: Αριθμός ηλεκτρονίων ανά στιβάδα

Στιβάδα	n	2n ²
K	1	2
L	2	8
M	3	18
N	4	32
κ.ο.κ.		

Ο μέγιστος αριθμός ηλεκτρονίων, που μπορούν να υπάρξουν σε μια στιβάδα, δίνεται από τη σχέση $2n^2$, όπου n είναι ο αύξων αριθμός της στιβάδας.

Στα πιο κάτω παραδείγματα, φαίνεται σχηματικά η κατανομή των ηλεκτρονίων σε στιβάδες, στα άτομα του φθορίου, ${}_9\text{F}$, και του νατρίου, ${}_{11}\text{Na}$.



Το άτομο του φθορίου Το άτομο του νατρίου

Η κατανομή των ηλεκτρονίων σε στιβάδες παριστάνεται με την ηλεκτρονική δομή, η οποία δείχνει τον αριθμό των ηλεκτρονίων σε κάθε κύρια ηλεκτρονική στιβάδα. Για το άτομο του φθορίου η ηλεκτρονική δομή είναι 2.7, ενώ του νατρίου είναι 2.8.1.

Σημειώνεται ότι ο μέγιστος αριθμός ηλεκτρονίων που μπορούν να υπάρξουν στην **εξωτερική** στιβάδα ενός ατόμου είναι οκτώ, με εξαίρεση τη στιβάδα K, που συμπληρώνεται με δύο ηλεκτρόνια.