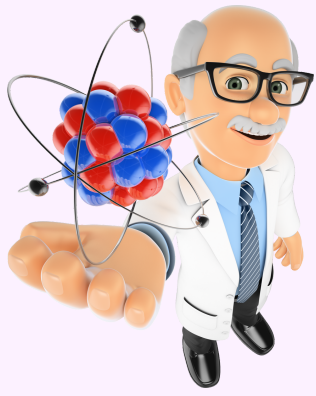
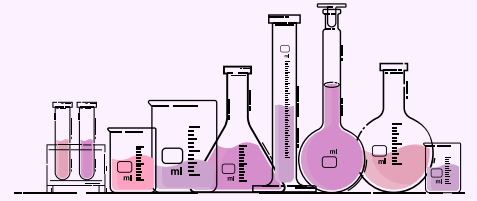




# Ηλεκτρονιακή Δομή των Ατόμων

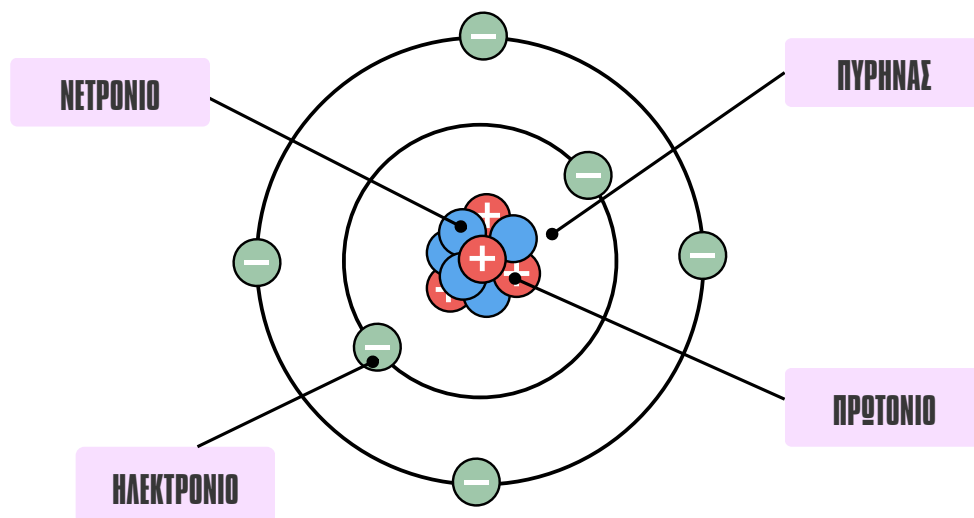


## 1. Ιστορική Εξέλιξη των Ατομικών Προτύπων

Στις αρχές του 20ού αιώνα, ο Ernest Rutherford (1911) απέδειξε ότι σχεδόν όλη η μάζα του ατόμου είναι συγκεντρωμένη σε μια μικρή, θετικά φορτισμένη περιοχή στο κέντρο του ατόμου – τον πυρήνα. Τα ηλεκτρόνια κινούνται γύρω από τον πυρήνα, όπως οι πλανήτες γύρω από τον Ήλιο.

Το πρότυπο αυτό αποτέλεσε τη βάση για το ατομικό πρότυπο του Niels Bohr (1913), γνωστό και ως πρότυπο Bohr-Rutherford.

## 2. Το Ατομικό Πρότυπο του Bohr



Ο Bohr πρότεινε ότι τα ηλεκτρόνια κινούνται σε καθορισμένες κυκλικές τροχιές γύρω από τον πυρήνα, οι οποίες αντιστοιχούν σε συγκεκριμένες ενεργειακές στάθμες. Κάθε τροχιά χαρακτηρίζεται από έναν ακέραιο αριθμό  $n$  (κύριος κβαντικός αριθμός), με τιμές  $n = 1, 2, 3, \dots$

Οι τροχιές αυτές ονομάζονται στιβάδες και συμβολίζονται με τα γράμματα:

**K ( $n=1$ ), L ( $n=2$ ), M ( $n=3$ ), N ( $n=4$ ), O ( $n=5$ ), P ( $n=6$ ), Q ( $n=7$ )**



### Ενεργειακή κατανομή

Όσο μεγαλύτερη η τιμή του  $n$ , τόσο μεγαλύτερη η απόσταση από τον πυρήνα και η ενέργεια του ηλεκτρονίου.

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

## 3. Κατανομή Ηλεκτρονίων σε Στιβάδες

Η κατανομή των ηλεκτρονίων γίνεται με τρόπο ώστε το άτομο να έχει τη μικρότερη δυνατή ενέργεια (μέγιστη σταθερότητα). Οι βασικοί κανόνες είναι:

### Κανόνας 1: Μέγιστος αριθμός ηλεκτρονίων ανά στιβάδα

Δίνεται από τον τύπο:



$$\text{Μέγιστος αριθμός ηλεκτρονίων} = 2n^2$$

| Στιβάδα | $n$ | Μέγιστος αριθμός $e^-$ |
|---------|-----|------------------------|
| K       | 1   | 2                      |
| L       | 2   | 8                      |
| M       | 3   | 18                     |
| N       | 4   | 32                     |
| O       | 5   | 50 (θεωρητικά)         |

### Κανόνας 2: Εξωτερική στιβάδα

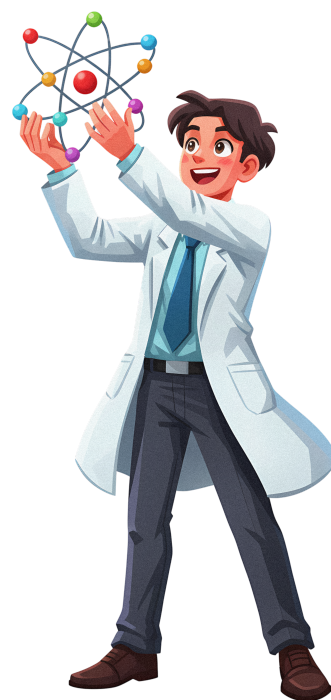
Δεν μπορεί να έχει περισσότερα από **8 ηλεκτρόνια**, ανεξαρτήτως θεωρητικής χωρητικότητας.

### Κανόνας 3: Προτελευταία στιβάδα

Δεν μπορεί να έχει περισσότερα από **18 ηλεκτρόνια**, ακόμη κι αν η θεωρητική χωρητικότητα είναι μεγαλύτερη.

## 4. Μεταπήδηση Ηλεκτρονίων

Ένα ηλεκτρόνιο μπορεί να μεταπηδήσει σε στιβάδα μεγαλύτερης ενέργειας, μόνο αν απορροφήσει ενέργεια ίση με τη διαφορά ενέργειας μεταξύ των δύο στιβάδων.



## 5. Ιόντα και Ισοηλεκτρονικότητα

Όταν ένα άτομο χάνει ή προσλαμβάνει ηλεκτρόνια, σχηματίζει ιόν. Αν δύο ιόντα έχουν τον ίδιο αριθμό ηλεκτρονίων, λέγονται **ισοηλεκτρονικά**.

**Παράδειγμα:**

- $\text{Ca}^{2+} \rightarrow 18$  ηλεκτρόνια  $\rightarrow \text{K}(2) \text{L}(8) \text{M}(8)$
- $\text{S}^{2-} \rightarrow 18$  ηλεκτρόνια  $\rightarrow \text{K}(2) \text{L}(8) \text{M}(8)$

## 6. Παραδείγματα Ηλεκτρονιακής Δομής

| Στοιχείο | Z  | Δομή                             |
|----------|----|----------------------------------|
| Ca       | 20 | K(2) L(8) M(8) N(2)              |
| Ga       | 31 | K(2) L(8) M(18) N(3)             |
| Sr       | 38 | K(2) L(8) M(18) N(8) O(2)        |
| Xe       | 54 | K(2) L(8) M(18) N(18) O(8)       |
| Pb       | 82 | K(2) L(8) M(18) N(32) O(18) P(4) |