# ΑΤΟΜΙΚΑ ΠΡΟΤΥΠΑ

# ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΣ ΠΙΝΑΚΑΣ

**ΑΤΟΜΙΚΟ ΠΡΟΤΥΠΟ BOHR**

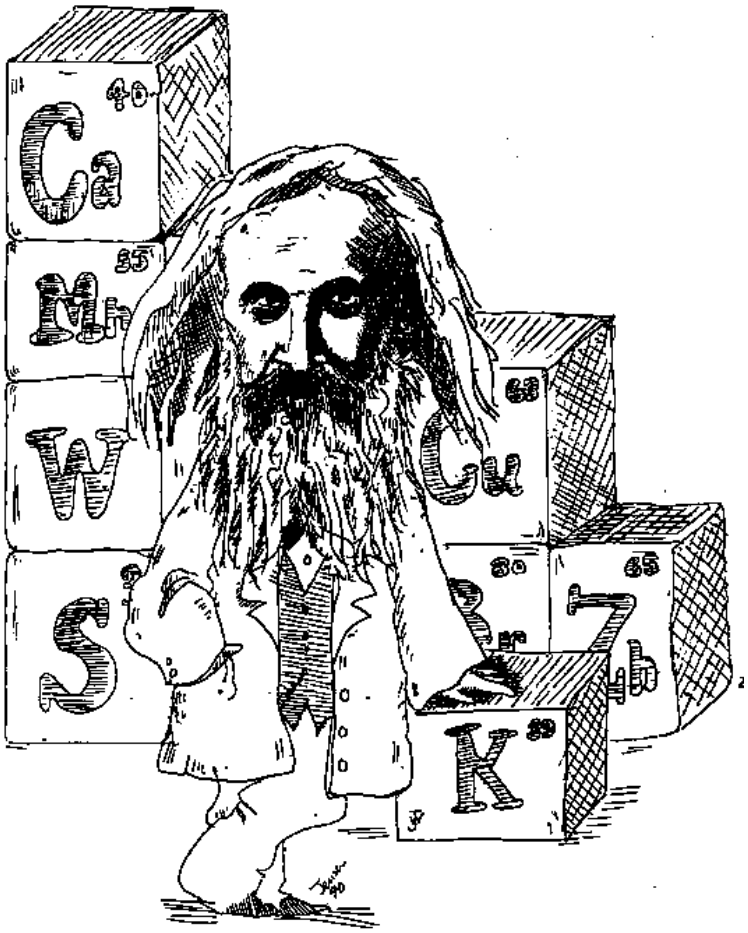
**ΣΥΓΧΡΟΝΕΣ ΘΕΩΡΙΕΣ - ΑΤΟΜΙΚΑ ΤΡΟΧΙΑΚΑ**

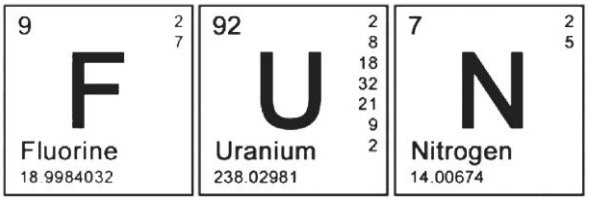
**ΚΒΑΝΤΙΚΟΙ ΑΡΙΘΜΟΙ**

**ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΑΚΗ ΔΟΜΗΣΗ ΤΟΥ ΑΤΟΜΟΥ**

**ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΣ ΠΙΝΑΚΑΣ**

**ΠΕΡΙΟΔΙΚΗ ΜΕΤΑΒΟΛΗ ΙΔΙΟΤΗΤΩΝ**



# ΑΤΟΜΙΚΑ ΦΑΙΝΟΜΕΝΑ

## ΠΡΩΤΕΣ ΘΕΩΡΙΕΣ

Ο Λεύκιππος και ο Δημόκριτος, περίπου στο 420π.Χ., ερμηνεύοντας τις ιδιότητες των σωμάτων, πρώτοι υποστήριξαν ότι η ύλη αποτελείται από πολύ μικρά σωματίδια, τα οποία δεν μπορούν να διαιρεθούν, και γι' αυτό τον λόγο τα ονόμασαν α-τομα (δηλαδή άτμητα). Θεώρησαν ότι τα διάφορα υλικά σώματα αποτελούνται από άτομα που διαφέρουν μεταξύ τους κατά το σχήμα και το μέγεθος. Επίσης θεώρησαν ότι τα άτομα ούτε δημιουργούνται ούτε καταστρέφονται και επομένως είναι άφθαρτα και αιώνια, είναι πάρα πολλά και βρίσκονται σε διαρκή κίνηση μέσα στο κενό Τα διάφορα φυσικά φαινόμενα οφείλονται στην κίνηση των ατόμων. Όταν τα σώματα καταστρέφονται, τα άτομα διασκορπίζονται και συνθέτουν άλλα σώματα. Ο Επίκουρος επηρεάστηκε από την ατομική θεωρία του Δημόκριτου και την χρησιμοποίησε για να ερμηνεύσει την πίεση των αεριών, την διάχυση των οσμών και το σχήμα των κρυστάλλων.

## ΠΡΩΤΗ ΠΡΟΣΠΑΘΕΙΑ. ΑΤΟΜΙΚΟ ΠΡΟΤΥΠΟ ΤΟΥ THOMSON

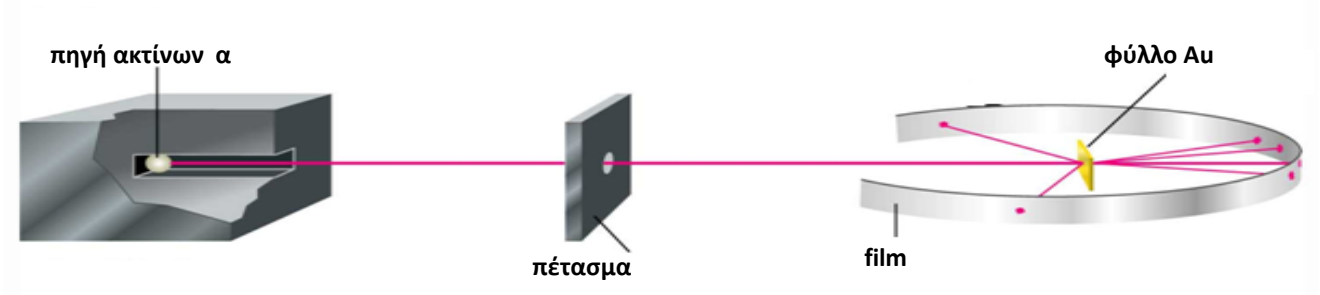
Το 1897 ο J.J. Thomson ανακαλύπτει το ηλεκτρόνιο, ενώ το 1909 ο Millikan μέτρησε την μάζα του και το φορτίο του. Η ανακάλυψη του ηλεκτρονίου αποτέλεσε σταθμό στην εξέλιξη των επιστημονικών ιδεών για-τί πλέον οι επιστήμονες κατάλαβαν ότι το άτομο έχει εσωτερική δομή και επιπλέον, επειδή τα άτομα της ύλης είναι ηλεκτρικά ουδέτερα και τα ηλεκτρόνια αρνητικά φορτισμένα, στο εσωτερικό του ατόμου θα πρέπει να υπάρχει ίσο και αντίθετο θετικό ηλεκτρικό φορτίο. Στην προσπάθεια να κατανοηθεί η εσωτερική δομή του ατόμου, το μέγεθος του οποίου είναι της τάξης των $10^{-10}$m ($\mathring{A}$ Angstrom), ο Thomson επινόησε και πρότεινε το ομώνυμο πρότυπο. Κατά τον Thomson, το άτομο αποτελείται από μια σφαίρα ομοιόμορφα κατανεμημένου θετικού φορτίου μέσα στην οποία είναι διάσπαρτα τα αρνητικά φορτισμένα ηλεκτρόνια. Το πρότυπο αυτό είναι γνωστό σαν <u>πρότυπο του σταφιδόψωμου (περίπου το 1909). Η ποσότητα του θετικού φορτίου είναι ίση με την ποσότητα του αρνητικού φορτίου και γι' αυτό το **άτομο** εμφανίζεται **ηλεκτρικά ουδέτερο**.</u>

## ΤΟ ΠΕΙΡΑΜΑ ΤΟΥ RUTHERFORD

Ο Rutherford στην προσπάθεια του να διερευνήσει τη δομή των ατόμων βομβάρδισε ένα λεπτό φύλλο χρυσού με μια δέσμη **σωματίων α** (πυρήνες He, $^{4}_{2}He$). Άρα είναι ηλεκτρικά φορτισμένα σωματίδια με θετικό φορτίο και έχουν πολύ μεγαλύτερη μάζα από τη μάζα των ηλεκτρονίων.

Ο Rutherford παρατήρησε ότι :

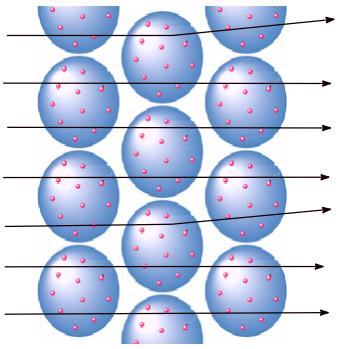
- Τα περισσότερα από τα σωμάτια α περνούν ανεπηρέαστα από το λεπτό φύλλο χρυσού.
- Αρκετά από τα σωμάτια α αποκλίνουν σε διάφορες μικρές γωνίες από την αρχική τους πορεία.
- Ελάχιστα από τα σωμάτια α αποκλίνουν κατά 180° σε σχέση με την αρχική τους πορεία, δηλαδή γυρνούν προς τα πίσω, οπισθοσκεδάζονται.




Ο Rutherford πίστευε ότι αν το πρότυπο του Thomson ήταν σωστό, η δέσμη των σωματίων α **δεν θα έπρεπε να αποκλίνει σημαντικά από την αρχική της πορεία**, γιατί :

•Τα άτομα είναι ηλεκτρικά ουδέτερα και έτσι δεν αλληλεπιδρούν με τα σωμάτια α όσο αυτά βρίσκονται μακριά από το άτομο.

**Υποθετικός σκεδασμός στο πρότυπο Thomson**



•Επειδή το θετικό φορτίο των ατόμων είναι ομοιόμορφα κατανεμημένο, δεν θα μπορεί να ασκήσει σημαντική απωστική δύναμη στα σωμάτια α όταν αυτά βρίσκονται στο εσωτερικό του ατόμου.

•Η κίνηση των σωματίων α μέσα στα άτομα δεν παρεμποδίζεται από τα ηλεκτρόνια επειδή αυτά έχουν πολύ μικρότερη μάζα και μπορούν να παρασυρθούν εύκολα.

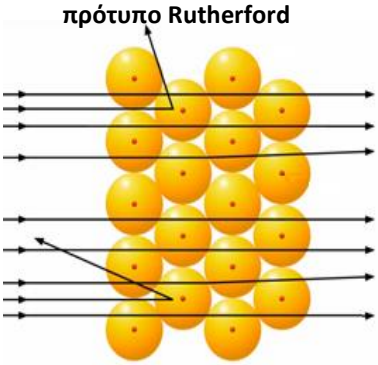
Ο Rutherford εξήγησε τα αποτελέσματα του πειράματος του καταρρίπτοντας το ατομικό πρότυπο του Thomson και εισάγοντας ένα νέο πρότυπο ατόμου που είναι γνωστό σαν πλανητικό πρότυπο ή μοντέλο του Rutherford.

## ΑΤΟΜΙΚΟ ΠΡΟΤΥΠΟ ΤΟΥ RUTHERFORD

Σύμφωνα με το πρότυπο του Rutherford κάθε άτομο αποτελείται :

•Από ένα συμπαγή πυρήνα στον οποίο είναι συγκεντρωμένο όλο το θετικό φορτίο και το μεγαλύτερο μέρος της μάζας του ατόμου. Η ύπαρξη του πυρήνα, που είναι ουσιαστικά αδιαπέραστος, εξηγεί τις τροχιές των σωματίων α που οπισθοσκεδάζονται. Τα σωμάτια α ανακλώνται προς τα πίσω μόλις χτυπήσουν πάνω σε ένα συμπαγή πυρήνα. Ο μικρός αριθμός των σωματίων α που παθαίνουν κάτι τέτοιο, δικαιολογείται από τις μικρές διαστάσεις που πρέπει να έχει ο πυρήνας και άρα την μικρή πιθανότητα ένα σωμάτιο α να συναντήσει ένα πυρήνα.

**Σκεδασμός στο πρότυπο Rutherford**



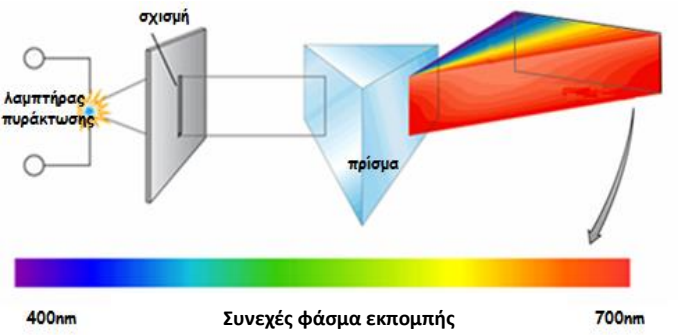
•Τα ηλεκτρόνια περιφέρονται διαρκώς γύρω από τον πυρήνα σε τυχαίες κυκλικές τροχιές. Τα αρνητικά φορτισμένα ηλεκτρόνια είναι τόσα ώστε να εξουδετερώνεται το θετικό ηλεκτρικό φορτίο του πυρήνα και το άτομο να εμφανίζεται ηλεκτρικά ουδέτερο. Η ύπαρξη του σημειακού πυρήνα και των σημειακών ηλεκτρόνιων εξηγεί τις τροχιές των σωματίων α με μικρή απόκλιση.

•Ανάμεσα στον πυρήνα και τα ηλεκτρόνια υπάρχει κενός χώρος όπως υπάρχει και ανάμεσα στα άτομα. Ο κενός χώρος εξηγεί τις τροχιές των σωματίων α που παρουσιάζουν μηδενική απόκλιση σε σχέση με την αρχική τους πορεία.

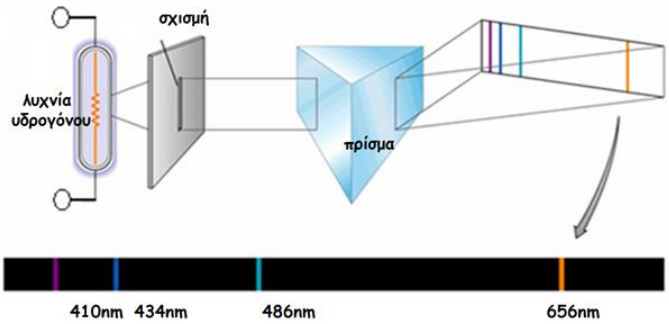
## ΦΥΣΗ ΤΟΥ ΦΩΤΟΣ

Κατά καιρούς, έχουν εμφανιστεί διάφορες θεωρίες για την φύση του φωτός. Η πιο σύγχρονη και αποδεκτή είναι ότι το φως έχει διττή φύση, δηλαδή κάποια φαινόμενα (π.χ. συμβολή, περίθλαση, πόλωση) ερμηνεύονται θεωρώντας ότι το φως είναι ηλεκτρομαγνητικό κύμα (**κυματική φύση**), ενώ κάποια άλλα φαινόμενα (π.χ. φωτοηλεκτρικό φαινόμενο, φάσματα ατόμων) ερμηνεύονται θεωρώντας ότι το φως είναι ένα σύνολο στοιχειωδών σωματιδίων συγκεκριμένης ενέργειας, που ονομάζονται φωτόνια (**σωματιδιακή φύση**).

## ΓΡΑΜΜΙΚΟ ΦΑΣΜΑ ΕΚΠΟΜΠΗΣ - ΑΠΟΡΡΟΦΗΣΗΣ

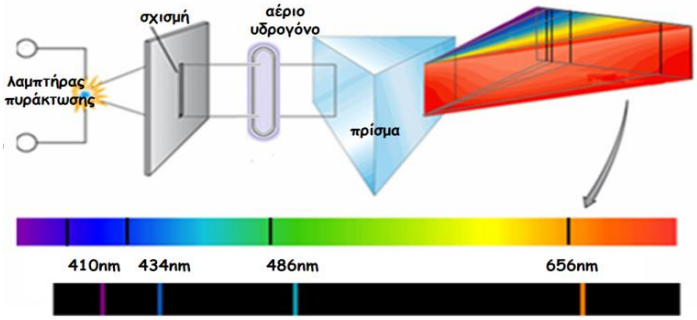



Κάθε χημικό στοιχείο σε αέρια κατάσταση μπορεί να εκπέμψει φως κάτω από ορισμένες συνθήκες. Αν αναλύσουμε το φως που εκπέμπει κάθε αέριο, τότε δεν προκύπτει ένα **συνεχές φάσμα εκπομπής**, όπως στην περίπτωση του λευκού φωτός από έναν λαμπτήρα πυρακτώσεως, αλλά ένα φάσμα που αποτελείται από διακριτές φωτεινές γραμμές που αντιστοιχούν σε συγκεκριμένες συχνότητες. Οι συχνότητες αυτές είναι χαρακτηριστικές για κάθε χημικό στοιχείο και το φάσμα που προκύπτει ονομάζεται **γραμμικό φάσμα εκπομπής.**




Γραμμικό φάσμα εκπομπής

Αν πάλι αφήσουμε να περάσει λευκό φως μέσα από το αέριο ενός στοιχείου, και αναλύσουμε το φως που προκύπτει μετά τη διέλευση, παρατηρούμε ότι το φάσμα του παρουσιάζει κάποιες σκοτεινές γραμμές που αντιστοιχούν και αυτές σε συγκεκριμένες συχνότητες, στις ίδιες με τις φωτεινές του φάσματος εκπομπής. Αυτό σημαίνει ότι κάθε αέριο απορροφά μόνο εκείνες τις ακτινοβολίες τις οποίες μπορεί να εκπέμψει. Ένα τέτοιο φάσμα ονομάζεται **φάσμα απορρόφησης** και είναι χαρακτηριστικό για κάθε χημικό στοιχείο.

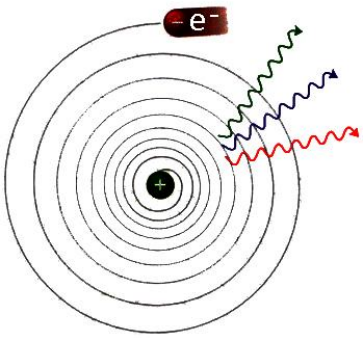



Φάσμα απορρόφησης

Γραμμικά φάσματα εκπομπής δίνουν όλα τα θερμά αέρια και οι ατμοί. Π.χ.: ατμοί Na δίνουν δύο κίτρινες γραμμές. Συνεχή φάσματα εκπομπής δίνουν τα διάπυρα στερεά και υγρά. Π.χ.: λαμπτήρας, λιωμένα μέταλλα, κερί. Τα γραμμικά φάσματα είναι χαρακτηριστικά για κάθε υλικό, ενώ τα συνεχή είναι χαρακτηριστικά για την θερμοκρασία του υλικού.

Γραμμικά φάσματα απορρόφησης δίνουν τα αέρια και οι ατμοί. Αν για παράδειγμα παρεμβάλλουμε ατμούς Na, θα εμφανιστούν στο φάσμα σκοτεινές γραμμές, ακριβώς εκεί που υπάρχουν οι κίτρινες γραμμές του φάσματος εκπομπής. Συνεχή φάσματα απορρόφησης δίνουν τα έγχρωμα διαφανή στερεά και υγρά. Αν για παράδειγμα το υλικό που παρεμβάλλεται είναι γυάλινη κόκκινη πλάκα, τότε διέρχονται μόνο οι ακτινοβολίες που βρίσκονται στην περιοχή του ερυθρού.

## ΑΔΥΝΑΜΙΑ ΜΟΝΤΕΛΟΥ ΤΟΥ RUTHERFORD




Το πρότυπο του Rutherford, δεν μπόρεσε να εξηγήσει το γραμμικό φάσμα εκπομπής των ατόμων. Κάθε ηλεκτρόνιο στο μοντέλο του Rutherford κινείται σε μια κυκλική τροχιά και η μοναδική δύναμη που ασκείται πάνω του, είναι η ελκτική δύναμη του πυρήνα που παίζει και τον ρόλο της κεντρομόλου δύναμης. Άρα πάνω σε κάθε ηλεκτρόνιο εμφανίζεται κάποια κεντρομόλος επιτάχυνση. Μια βασική αρχή του Ηλεκτρομαγνητισμού, ορίζει ότι όταν σ' ένα ηλεκτρικά φορτισμένο σωματίδιο, μεταβάλλεται η ταχύτητά του, ακτινοβολεί ηλεκτρομαγνητική ακτινοβολί-α. Έτσι το ηλεκτρικά φορτισμένο ηλεκτρόνιο καθώς επιταχύνεται, θα έπρεπε να εκπέμπει ηλεκτρομαγνητική ακτινοβολία. Η ηλεκτρομαγνητική ακτινοβολία όμως αντιστοιχεί σε φωτόνια ενέργειας $E=h\cdot f$. Έτσι κάθε ηλεκτρόνιο καθώς επιταχύνεται θα έπρεπε να χάνει ενέργεια και η ακτίνα της τροχιάς του να μειώνεται συνεχώς μέχρι να μηδενιστεί Έτσι όμως το ηλεκτρόνιο, κάνοντας μια σπειροειδή τροχιά, θα πλησίαζε τον πυρήνα και θα ένιωθε ακόμη πιο δυνατή την έλξη του. Δηλαδή θα έπρεπε να επιταχύνεται ακόμη περισσότερο εκπέμποντας με συνεχή τρόπο φωτόνια αυξανόμενης συχνότητας. Σε αυτή την περίπτωση τα άτομα θα έπρεπε να εκπέμπουν φως με συνεχές φάσμα και όχι γραμμικό όπως συμβαίνει στην πραγματικότητα.

## ΑΤΟΜΙΚΟ ΠΡΟΤΥΠΟ BOHR

Ο Bohr πρότεινε ένα πρότυπο για το άτομο του υδρογόνου που στηρίχτηκε στις παρακάτω παραδοχές :

- Το ηλεκτρόνιο κινείται σε σχεδόν κυκλική τροχιά γύρω από τον πυρήνα υπό την επίδραση της δύναμης Coulomb που λειτουργεί σαν κεντρομόλος δύναμη.
- Το ηλεκτρόνιο δεν ακτινοβολεί ενέργεια όταν κινείται πάνω σε κάποιες συγκεκριμένες τροχιές γύρω από τον πυρήνα, που τις ονόμασε **επιτρεπόμενες.** Η πιο κοντινή προς τον πυρήνα τροχιά με την μικρότερη ενέργεια, ονομάζεται **θεμελιώδης,** ενώ οποιαδήποτε άλλη με μεγαλύτερη ενέργεια και μακρύτερα από τον πυρήνα, ονομάζεται **διεγερμένη.**

Η παραδοχή αυτή βέβαια βρίσκεται σε αντίθεση με την βασική αρχή του Ηλεκτρομαγνητισμού, σύμφωνα με την οποία αφού το ηλεκτρόνιο επιταχύνεται, θα πρέπει να ακτινοβολεί ηλεκτρομαγνητική ακτινοβολία.

- Οι επιτρεπόμενες τροχιές είναι τέτοιες για τις οποίες η στροφορμή του ηλεκτρονίου είναι κβαντισμένη δηλαδή ακέραιο πολλαπλάσιο της σταθερής ποσότητας $\hbar$ =h/2π, δηλαδή :

$$L=m\cdot \upsilon\cdot r=n\cdot\hbar\,,$$

όπου : L η στροφορμή του ηλεκτρονίου, m η μάζα του, υ η ταχύτητά του, και r η ακτίνα της κυκλικής τροχιάς του. Ο αριθμός n μπορεί να πάρει τιμές 1, 2, 3,.. και ονομάζεται **κύριος κβαντικός αριθμός.** Η κβάντωση της στροφορμής, οδηγεί και σε κβάντωση της ενέργειας του ηλεκτρονίου.

- Όταν ένα ηλεκτρόνιο που βρίσκεται σε μια επιτρεπόμενη τροχιά με ενέργεια $E_{αρχ}$, μεταπηδήσει σε κάποια άλλη επιτρεπόμενη τροχιά που αντιστοιχεί σε μικρότερη ενέργεια $E_{τελ.}$, τότε εκπέμπει ένα φωτόνιο. Η ενέργεια του φωτονίου είναι ίση με την ενεργειακή διαφορά μεταξύ της αρχικής και της τελικής κατάστασης του ηλεκτρονίου, δηλαδή :

$$\mathbf{E_{αρχ.}-E_{τελ.}=h\cdot f.}$$

Το πρότυπο του Bohr εφαρμόζεται πλήρως στα υδρογονοειδή άτομα ή ιόντα, δηλαδή σ' αυτά που έχουν ένα μόνο ηλεκτρόνιο στην εξωτερική τους στοιβάδα. Δεν μπορεί όμως να ερμηνεύσει τα γραμμικά φάσματα των ατόμων που έχουν δύο ή περισσότερα ηλεκτρόνια στη εξωτερική τους στιβάδα. Οι τρεις πρώτες προϋποθέσεις αποτελούν την μηχανική συνθήκη του πρότυπου του Bohr, και η τέταρτη την οπτική συνθήκη.

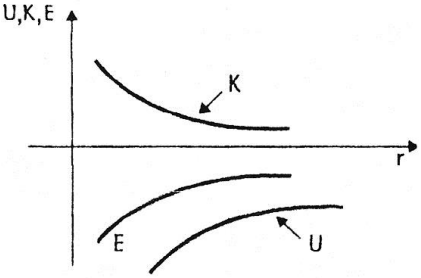
## ΟΛΙΚΗ ΕΝΕΡΓΕΙΑ ΤΟΥ ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΟΥ ΣΤΟ ΑΤΟΜΟ ΤΟΥ ΥΔΡΟΓΟΝΟΥ

Η ολική ενέργεια του ηλεκτρονίου στο άτομο του υδρογόνου είναι ίση με το άθροισμα της κινητικής και της δυναμικής του ενέργειας.

Η κινητική οφείλεται στην ταχύτητα του ηλεκτρονίου, μέσα στο άτομο. Η δύναμη Coulomb που αναπτύσσεται ανάμεσα στον πυρήνα φορτίου +e και το ηλεκτρόνιο φορτίου -e παίζει το ρόλο της κεντρομόλου δύναμης, άρα :

$$F_{ηλ.}=F_{κεντρ.}\Leftrightarrow k_{ηλ.}\frac{e^2}{r^2}=\frac{m\cdot\upsilon^2}{r}\Leftrightarrow \upsilon=e\sqrt{\frac{k_{ηλ.}}{m\cdot r}}.$$

Συνεπώς η κινητική ενέργεια θα είναι ίση με : $K=\frac{1}{2}m\upsilon^2\Leftrightarrow K=k_{ηλ.}\frac{e^2}{2r}$.




Η δυναμική ενέργεια, οφείλεται στην θέση του ηλεκτρονίου σε απόσταση r από τον πυρήνα και στην αμοιβαία έλξη τους. Όπως είναι γνωστό, η δυναμική ενέργεια δίνεται από την σχέση : $U=-k_{ηλ.}\frac{e^2}{r}$.

Άρα η ολική ενέργεια του ηλεκτρονίου είναι ίση με : E=K+U, δηλαδή :

$$E = -k_{ηλ.}\frac{e^2}{2r}.$$

Το αρνητικό πρόσημο δηλώνει ότι για να απομακρυνθεί το ηλεκτρόνιο από τον πυρήνα σε κάποια περιοχή που δεν θα αισθάνεται πλέον την ελκτική δύναμη Coulomb, π.χ. στο άπειρο, θα πρέπει να του δοθεί ενέργεια από το περιβάλλον.

Παρατηρούμε δηλαδή ότι ισχύει : U=-2K, K=-E άρα και U=2E. Στο σχήμα φαίνεται η γραφική παράσταση των ενεργειών συναρτήσει της απόστασης από τον πυρήνα.

## ΑΚΤΙΝΕΣ ΤΩΝ ΕΠΙΤΡΕΠΟΜΕΝΩΝ ΤΡΟΧΙΩΝ ΤΟΥ ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΟΥ ΣΤΟ ΠΡΟΤΥΠΟ ΤΟΥ BOHR

Ο Bohr απέδειξε, με βάση την θεωρία του, ότι η ακτίνα μιας τροχιάς $r_n$, που αντιστοιχεί σε κάποιο κβαντικό αριθμό n, δίνεται από τη σχέση :

$r_n=n^2 \cdot r_1$.

όπου $r_1$ είναι η μικρότερη ακτίνα τροχιάς που μπορεί να έχει το ηλεκτρόνιο, αντιστοιχεί στην θεμελιώδη κατάσταση, και ονομάζεται **ακτίνα του Bohr** με τιμή ίση με $0,53 \cdot 10^{-10}$m (ακτίνα του Bohr).

## ΕΝΕΡΓΕΙΑ ΕΠΙΤΡΕΠΤΩΝ ΤΡΟΧΩΝ ΤΟΥ ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΟΥ ΣΤΟ ΠΡΟΤΥΠΟ ΤΟΥ BOHR

Όταν το ηλεκτρόνιο κινείται σε κάποια επιτρεπόμενη τροχιά με κύριο κβαντικό αριθμό n, η ενέργεια του δίνεται από τη σχέση :

$$E_n = \frac{E_1}{n^2}.$$

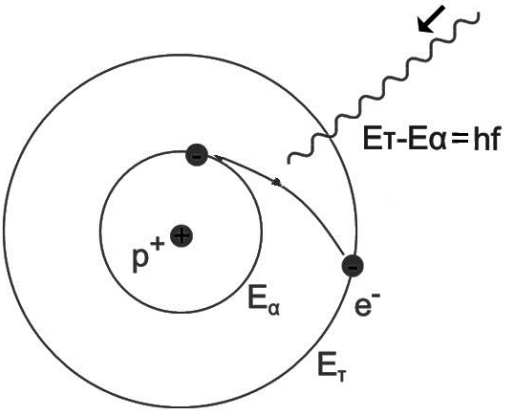
Η ενέργεια $E_1$ είναι η μικρότερη ενέργεια που μπορεί να έχει το ηλεκτρόνιο, αντιστοιχεί στην θεμελιώδη κατάσταση, δηλαδή για ακτίνα $r_1$ και είναι ίση με : $E_1=-2,18 \cdot 10^{-18}$J=-13,6eV. Το ηλεκτρονιοβόλτ (eV) είναι ίσο με την ενέργεια που αποκτά ένα ηλεκτρόνιο όταν επιταχύνεται από διαφορά δυναμικού 1V. Ισχύει ότι : 1eV= $=1,6032 \cdot 10^{-19}$Joule.

Οι τιμές ενέργειας που μπορεί να πάρει το ηλεκτρόνιο στο άτομο του υδρογόνου ονομάζονται **ενεργειακές στάθμες**, και οι αντίστοιχες καταστάσεις στις οποίες βρίσκεται το άτομο του υδρογόνου ονομάζονται **ενεργειακές καταστάσεις**. Βλέπουμε ότι, οι ενέργειες τις οποίες μπορεί να πάρει το ηλεκτρόνιο του υδρογόνου, είναι κβαντισμένες, παίρνουν δηλαδή μόνο συγκεκριμένες τιμές. Όσο μεγαλώνει ο κύριος κβαντικός αριθμός n, τόσο μεγαλώνει και η ενέργεια του ατόμου του υδρογόνου, άρα το υδρογόνο βρίσκεται σε μία όχι επιθυμητή ενεργειακά κατάσταση (διεγερμένη).

## ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΤΩΝ ΕΝΕΡΓΕΙΑΚΩΝ ΣΤΑΘΜΩΝ

Το διάγραμμα των ενεργειακών σταθμών περιγράφεται από μια διαδοχική σειρά οριζόντιων γραμμών που καθεμιά αντιστοιχεί σε ένα κύριο κβαντικό αριθμό και μια συγκεκριμένη τιμή ενέργειας που προκύπτει από τη σχέση : $E_n = \frac{E_1}{n^2}$. Η απόσταση μεταξύ δύο γραμμών αντιστοιχεί στη διαφορά της ολικής ενέργειας που έχει το ηλεκτρόνιο όταν βρίσκεται στις αντίστοιχες τροχιές. Η απόσταση των διαδοχικών γραμμών ελαττώνεται καθώς αυξάνεται ο κύριος κβαντικός αριθμός.

## ΔΙΕΓΕΡΣΗ ΤΟΥ ΑΤΟΜΟΥ - ΕΝΕΡΓΕΙΑ ΔΙΕΓΕΡΣΗΣ




Η μετάβαση ενός ηλεκτρονίου σε ένα άτομο από μια ενεργειακή στάθμη $E_{α.}$, σε κάποια άλλη μεγαλύτερης ενέργειας $E_{τ.}$, ονομάζεται **διέγερση**. Το ποσό ενέργειας Ε που πρέπει να απορροφήσει το ηλεκτρόνιο για να πραγματοποιήσει αυτή τη μετάβαση, ονομάζεται **ενέργεια διέγερσης** και είναι ίση με :

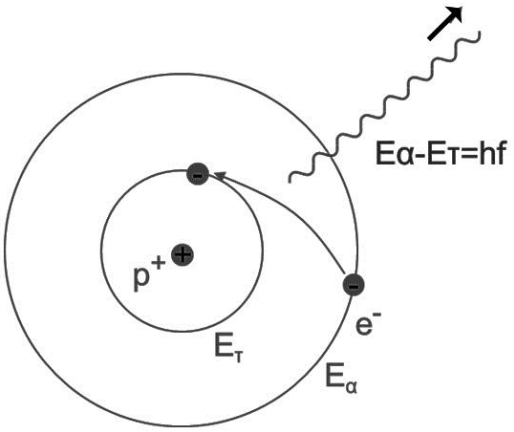
$$E_{απορ.}=E_{τ.}-E_{α.}.$$

Ένα είδος διέγερσης είναι και ο **ιονισμός**. Ιονισμός ονομάζεται το φαινόμενο κατά το οποίο ένα ηλεκτρόνιο κάποιου ατόμου διεγείρεται και μεταφέρεται σε περιοχή μακριά από το ηλεκτρικό πεδίο του πυρήνα, π.χ. δηλαδή στο άπειρο. Η αντίστοιχη ενέργεια που πρέπει να απορροφήσει το ηλεκτρόνιο για την παραπάνω διέγερση, ονομάζεται **ενέργεια ιονισμού**. Η ενέργεια ιονισμού, δίνεται από την σχέση :

$$E_{ιον.}=E_{\infty}-E_n=-E_n=|E_n|.$$

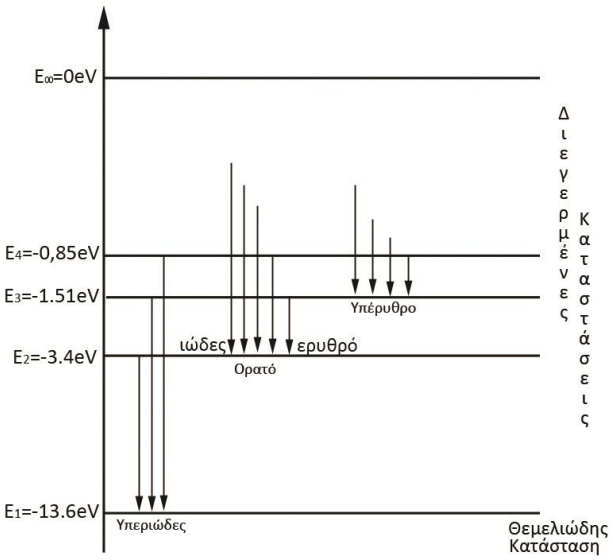
Επειδή η ενέργεια στο άπειρο είναι ίση με μηδέν ($E_{\infty}=0$), προκύπτει ότι η ενέργεια ιονισμού για κάθε ενεργειακή στάθμη είναι **ίση με την απόλυτη τιμή της ενέργειας** που αντιστοιχεί σε αυτή την ενεργειακή στάθμη.

## ΓΡΑΜΜΕΣ ΦΑΣΜΑΤΟΣ ΕΚΠΟΜΠΗΣ




Ένα άτομο δεν μπορεί να διατηρηθεί για πολύ χρόνο σε κάποια διεγερμένη κατάσταση, περίπου $10^{-8}$s-$10^{-10}$s. Μετά το ηλεκτρόνιο επιστρέφει στην αρχική του ενεργειακή κατάσταση, μεταπηδώντας από τη τροχιά υψηλής ενέργειας στην τροχιά χαμηλότερης ενέργειας. Η διαδικασία αυτή μπορεί να συμβεί είτε απευθείας είτε περνώντας από ενδιάμεσες ενεργειακές στάθμες. Κατά τις μεταπηδήσεις αυτές η ενεργειακή διαφορά του ηλεκτρονίου εκπέμπεται από το άτομο υπό την μορφή ηλεκτρομαγνητικής ακτινοβολίας συγκεκριμένης συχνότητας, δηλαδή φωτόνιο, που δίνεται από την σχέση :

$$f = \frac{E_\alpha - E_\tau}{h}.$$




Η συχνότητα αυτή αντιστοιχεί σε μια φωτεινή γραμμή του φάσματος εκπομπής. Άρα, οι φωτεινές γραμμές σε ένα φάσμα εκπομπής είναι τόσες, όσες είναι οι δυνατές μεταπηδήσεις που μπορεί να κάνει ένα ηλεκτρόνιο από τη διεγερμένη κατάσταση που βρίσκεται προς τις στάθμες χαμηλότερης ενέργειας. Έτσι εξηγείται και το γεγονός γιατί οι φωτεινές γραμμές του φάσματος εκπομπής συμπίπτουν με τις σκοτεινές γραμμές του φάσματος απορρόφησης Το ηλεκτρόνιο απορροφά μόνο τις συχνότητες που μπορεί να ακτινοβολήσει.

Από την στιγμή όπου ξέρουμε την συχνότητα, το αντίστοιχο μήκος κύματος δίνεται από την θεμελιώδη κυματική εξίσωση :

$$c = \lambda \cdot f,$$

όπου c(m/s) είναι η ταχύτητα του φωτός στο κενό ($c_o=3\cdot 10^8$m/s) ή στο οπτικό μέσο και λ(m) το μήκος κύματος της ακτινοβολίας.

Ειδικά για το υδρογόνο, ισχύει ο παρακάτω πίνακας :

| **μετάπτωση** | **λ(nm)** | **ακτινοβολία** |
|---|---|---|
| $6 \rightarrow 2$ | 410 | ιώδης |
| $5 \rightarrow 2$ | 434 | μπλε |
| $4 \rightarrow 2$ | 486 | πράσινη |
| $3 \rightarrow 2$ | 656 | ερυθρή |

## ΑΔΥΝΑΜΙΑ ΠΡΟΤΥΠΟΥ BOHR

☞Λειτουργεί μόνο για τα άτομα του υδρογόνου ή τα υδρογονοειδή (μονοηλεκτρονικά) ιόντα π.χ. $_2He^+$ $_3Li^{2+}$ και έτσι δεν μπόρεσε να ερμηνεύσει το φάσμα των ακτινοβολιών που εκπέμπουν τα πολυηλεκτρονικά άτομα.

☞Δεν έχει την δυνατότητα να εξηγήσει τον χημικό δεσμό.

☞Είναι και αυτό σε αντίθεση με την ηλεκτρομαγνητική θεωρία (όπως και το πρότυπο του Rutherford).

☞Εισάγεται αυθαίρετα ο κύριος κβαντικός αριθμός.

☞Έρχεται σε αντίθεση με την αρχή την απροσδιοριστίας του Heisenberg.

# ΚΒΑΝΤΙΚΗ ΘΕΩΡΙΑ ΤΟΥ ΑΤΟΜΟΥ

**Κυματική θεωρία της ύλης του de Broglie (1924) :**

Ο Γάλλος φυσικός Luis de Broglie, βασιζόμενος στην διττή φύση του φωτός, σκέφτηκε ότι και όλα τα μικρά σωματίδια της ύλης θα πρέπει να συμπεριφέρονται και ως κύματα. Συγκεκριμένα υποστήριζε ότι : **κάθε κινούμενο μικρό σωματίδιο, όπως το ηλεκτρόνιο, παρουσιάζει διττή φύση, κυματική και σωματιδιακή** και μάλιστα απέδειξε ότι η σχέση που συνδέει το μήκος κύματος (κυματική ιδιότητα) με την ορμή (σωματιδιακή ιδιότητα) του σωματιδίου, δίνεται από την σχέση :

$$\lambda = \frac{h}{p} = \frac{h}{m \cdot \upsilon},$$

όπου : $h=6{,}63 \cdot 10^{-34} J \cdot s$, είναι η σταθερά του Planck. Να επισημάνουμε ότι, η φύση του φωτός αλλά και των σωματιδίων ΔΕΝ μεταβάλλεται συνεχώς. Κάποια φαινόμενα ερμηνεύονται καλύτερα με την μία θεωρία και κάποια άλλα φαινόμενα με την άλλη.

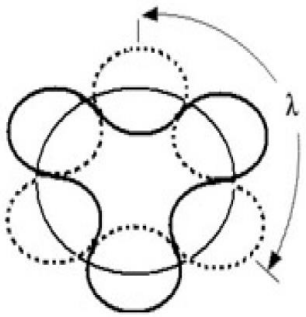
Από την παραπάνω σχέση προκύπτει ότι για να **εκδηλωθεί ο κυματικός χαρακτήρας ενός σωματιδίου θα πρέπει αυτό να έχει μικρή μάζα και μεγάλη ταχύτητα**. Η πολύ μικρή μάζα και η σχετικά μεγάλη ταχύτητα των ηλεκτρονίων μας επιτρέπουν να ανιχνεύσουμε την κυματική φύση της κίνησής τους ($\lambda \sim 10^{-10} m$).

Το σημαντικότερο όμως, είναι ότι η θεωρία του de Broglie κατόρθωσε να δώσει φυσική σημασία στο τρίτο αξίωμα Bohr περί κβάντωσης της στροφορμής του ηλεκτρονίου. Πράγματι, ο de Broglie απέδειξε ότι το τρίτο αξίωμα Bohr είναι ισοδύναμο με τη συνθήκη στάσιμου κύματος της κλασικής κυματικής θεωρίας, όπως απλά φαίνεται παρακάτω :

$$m \cdot \upsilon \cdot r = n \cdot \hbar \Leftrightarrow p \cdot r = n \cdot \frac{h}{2\pi} \Leftrightarrow \frac{h}{\lambda} \cdot r = n \cdot \frac{h}{2\pi} \Leftrightarrow 2\pi \cdot r = n \cdot \lambda \Leftrightarrow L = n \cdot \lambda,$$

όπου L η περίμετρος του κύκλου.

Σύμφωνα με την παραπάνω επαγωγική σκέψη, η συνθήκη κβάντωσης της στροφορμής κατά Bohr είναι απολύτως ισοδύναμη με τη διατύπωση ότι το μήκος της περιφέρειας μιας στάσιμης κυκλικής τροχιάς είναι ίσο με ένα ακέραιο πολλαπλάσιο του μήκους κύματος των ηλεκτρονικών κυμάτων, όπως φαίνεται και γραφικά στο σχήμα.




**Η αρχή της αβεβαιότητας (απροσδιοριστίας) του Heisenberg (1927) :**

Στην κλασική μηχανική δεν υπάρχει κανένας περιορισμός στον ταυτόχρονο προσδιορισμό της θέσης και της ταχύτητας (άρα και της ορμής) ενός σώματος. δεν συμβαίνει όμως το ίδιο και στην περίπτωση των μικρών σωματιδίων. Αυτό το διατύπωσε ο Heisenberg με την γνωστή **αρχή της** απροσδιοριστίας, η οποία αναφέρει ότι : **Είναι αδύνατο να προσδιορίσουμε με ακρίβεια <u>συγχρόνως</u> τη θέση και την ορμή ($p=m \cdot \upsilon$) ενός μικρού σωματιδίου π.χ. ηλεκτρονίου.** Η μαθηματική της μορφή είναι :

$$\Delta x \cdot \Delta p_x \geq \frac{\hbar}{2\pi},$$

όπου Δx και $\Delta p_x$ είναι αντίστοιχα η αβεβαιότητα (το σφάλμα) στον προσδιορισμό της θέσης και της αντίστοιχης συνιστώσας της ορμής.

Σύμφωνα με την παραπάνω αρχή, αν μπορέσουμε να προσδιορίσουμε με ακρίβεια την θέση ενός σώματος (μικρό Δx), αυξάνεται αρκετά η αβεβαιότητα στον προσδιορισμό της ορμής του (μεγάλο $\Delta p_x$), άρα δεν μπορούμε να γνωρίζουμε την ταχύτητά του.

Η αποδοχή της αρχής της αβεβαιότητας οδηγεί αυτομάτως στην κατάρριψη όλων των ατομικών προτύπων, συμπεριλαμβανομένου και του ατομικού πρότυπου Bohr.

Οπότε, πλέον, δεν μπορούμε να προσδιορίσουμε με ακρίβεια την θέση του ηλεκτρονίου στο άτομο του υδρογόνου, γιατί έτσι θα είχαμε μεγάλο σφάλμα στον προσδιορισμό της ταχύτητάς του (πράγμα παράδοξο γιατί με τους νόμους της κυκλικής κίνησης μπορεί εύκολα να προσδιοριστεί η ταχύτητα του ηλεκτρονίου). Αυτό για το οποίο μπορούμε να μιλάμε, είναι η πιθανότητα να βρίσκεται κάπου στον χώρο του ατόμου του υδρογόνου, το ηλεκτρόνιό του. Έτσι εισάγουμε τον όρο **νέφος ηλεκτρονίου (-ίων) ή ηλεκτρονιακό νέφος**.

**<u>Κυματική εξίσωση - Κβαντομηχανική</u>**

Στην κβαντομηχανική δε μιλάμε για τη θέση ενός ηλεκτρονίου, αλλά για την πιθανότητα να βρίσκεται σε μια ορισμένη θέση ένα ηλεκτρόνιο. Επίσης, σύμφωνα με την θεωρία του de Broglie, το ηλεκτρόνιο συμπεριφέρεται και ως κύμα, άρα θα έπρεπε η κίνησή του γύρω από τον πυρήνα να περιγράφεται από μία κυματική εξίσωση. Το 1926 ο Erwin Schrödinger, ανέπτυξε την ομώνυμη εξίσωση, της οποίας οι λύσεις ονομάζονται **κυματοσυναρτήσεις ψ** και οι οποίες προσδιορίζουν την ενέργεια και την θέση των σωματιδίων. Οι λύσεις της εξίσωσης του Schrödinger προσδιορίζουν :

✓την ενέργεια, $E_n$, του ηλεκτρονίου, η οποία βρίσκεται σε πλήρη ταύτιση με αυτή που προσδιόρισε ο Bohr (κβάντωση ενέργειας) και

✓την πιθανότητα εύρεσης του ηλεκτρονίου σε ορισμένο χώρο, πράγμα που βρίσκεται σε πλήρη αντίθεση με τις αντιλήψεις του Bohr (καθορισμένες τροχιές).

**!!!!** Συνεπώς οι **κυματοσυναρτήσεις ψ,** περιγράφουν την κατάσταση του ηλεκτρονίου με ορισμένη ενέργεια ($E_n$) και ονομάζονται **ατομικά τροχιακά.** Η επίλυση της εξίσωσης του Schrödinger, εισάγει αναγκαστικά όχι μόνο τον κύριο κβαντικό αριθμό n αλλά και άλλους δύο, τους $\ell$ και $m_\ell$.

## ΑΤΟΜΙΚΑ ΤΡΟΧΙΑΚΑ

Τα ατομικά τροχιακά, δηλαδή οι λύσεις της εξίσωσης του Schrödinger, αποτελούν συναρτήσεις θέσης του ηλεκτρονίου στο άτομο π.χ. είναι της μορφής ψ(x, y, z), όπου x, y, z είναι οι συντεταγμένες που καθορίζουν τη θέση του ηλεκτρονίου γύρω από τον πυρήνα. Το ψ αυτό καθεαυτό δεν έχει φυσική σημασία. Βέβαια, αποτελεί κατά κάποιο τρόπο μια ένδειξη της παρουσίας, ή μη, του ηλεκτρονίου γύρω από τον πυρήνα (ψ=0 υποδηλώνει την απουσία και $\psi \neq 0$ την παρουσία του ηλεκτρονίου). Αντίθετα, το $\boldsymbol{\psi^2}$ έχει σημαντική φυσική σημασία, καθώς :

✸**εκφράζει την πιθανότητα να βρεθεί το ηλεκτρόνιο σε ένα ορισμένο σημείο του χώρου γύρω από τον πυρήνα.**

✸**ακριβέστερα το $q_e \cdot \psi^2$, (όπου $q_e$ το φορτίο του ηλεκτρονίου) εκφράζει την κατανομή ή την πυκνότητα του ηλεκτρονιακού νέφους στο χώρο γύρω από τον πυρήνα.**

Η πυκνότητα του ηλεκτρονιακού νέφους είναι ανάλογη με την πιθανότητα εύρεσης του ηλεκτρονίου σε απόσταση r από τον πυρήνα.

## ΚΒΑΝΤΙΚΟΙ ΑΡΙΘΜΟΙ

Οι κβαντικοί αριθμοί προκύπτουν από την επίλυση της εξίσωσης Schrodinger για το άτομο του υδρογόνου και τα υδρογονοειδή και είναι οι :

✓**κύριος κβαντικός αριθμός (n)**, με τιμές n=1, 2, 3, …

✓**ο δευτερεύων κβαντικός αριθμός ή αζιμουθιακός ($\ell$)**, με τιμές $\ell$=0, 1, 2, 3, …, n-1.

✓**ο μαγνητικός κβαντικός αριθμός ($m_\ell$)**, με τιμές -$\ell$, -($\ell$-1), …, +($\ell$-1), +$\ell$ .

**Κάθε δυνατή τριάδα κβαντικών αριθμών** (n, $\ell$, $m_\ell$) οδηγεί σε μια λύση της εξίσωσης Schrodinger**, καθορίζοντας** ένα συγκεκριμένο **ατομικό τροχιακό** του ατόμου.

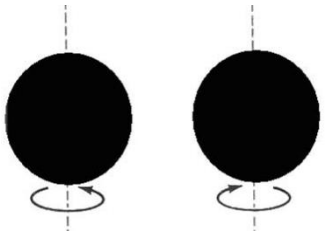
✓**ο κβαντικός αριθμός του spin ($m_s$), ο οποίος όμως δε συμμετέχει στη διαμόρφωση της τιμής της ενέργειας του ηλεκτρονίου και κατά συνέπεια στο καθορισμό του ατομικού τροχιακού, με τιμές $-\frac{1}{2}$ και $+\frac{1}{2}$.**

Αναλυτικά :

| σύμβολο κβαντικού αριθμού | τιμές | | | | | | | προσδιορίζει | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| | | | | | | | | για το ηλεκτρονιακό νέφος (τροχιακό) | για το ηλεκτρόνιο |
| **n** | | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | … | το μέγεθος | την **στιβάδα**. Εκφράζει την έλξη πυρήνα – ηλεκτρονίου άρα και την ενέργειά του. |
| | Σύμβολο στιβάδας | K | L | M | N | O | … | | |
| **$\ell$** | | 0 | 1 | 2 | 3 | … | n-1 | το σχήμα | την **υποστιβάδα**. Εκφράζει την άπωση ηλεκτρονίου – ηλεκτρονίου. |
| | Σύμβολο υποστιβάδας | s | p | d | f | … | … | | |
| **$m_\ell$** | $-\ell$, ..., 0, ..., $+\ell$ συνολικά ($2\ell+1$) τιμές | | | | | | | τον προσανατολισμό | το **τροχιακό**. |
| | | | | | | | | $m_\ell$: +1, 0, -1 | |
| | | | | | | | | $p_x$, $p_z$, $p_y$ | |
| **$m_s$** | $-\frac{1}{2}$, $+\frac{1}{2}$ | | | | | | | - | ιδιοπεριστροφή (**spin**). |

**<u>Παρατηρήσεις :</u>**

- Τροχιακά με τον ίδιο κύριο κβαντικό αριθμό (n) συγκροτούν την στιβάδα ή φλοιό.
- Ατομικά τροχιακά που έχουν ίδιους n, $\ell$ συγκροτούν την υποστιβάδα ή υποφλοιό. Δηλαδή υποστιβάδα είναι το σύνολο των τροχιακών με ίδιους τους n, $\ell$.
- Σε κάθε τιμή του $m_\ell$, αντιστοιχεί ένα τροχιακό που περιγράφεται από συγκεκριμένη τριάδα (n, $\ell$, $m_\ell$).
- **Σε κάθε υποστιβάδα με τιμή δευτερεύοντος κβαντικού αριθμού $\ell$, αντιστοιχούν ($2\ell+1$) τιμές $m_\ell$, άρα και ($2\ell+1$) τροχιακά.**
- Ένα ατομικό τροχιακό συμβολίζεται γενικά ως : $n\ell_{m_\ell}$. Π.χ. $3p_y$ σημαίνει ότι n=3, $\ell$=1, $m_\ell$=-1.
- **Ο μέγιστος αριθμός ηλεκτρονίων που μπορεί να δεχτεί μια στοιβάδα δίνεται από την σχέση $2n^2$, ενώ ο μέγιστος αριθμός τροχιακών μίας στοιβάδας θα είναι ίσος με $n^2$.**
- Τα τροχιακά μιας δεδομένης υποστιβάδας, έχουν την ίδια ενέργεια (**εκφυλισμός**). Π.χ. τα τροχιακά $2p_x$, $2p_y$, $2p_z$ έχουν την ίδια ενέργεια.
- Οι τιμές του αζιμουθιακού κβαντικού αριθμού περιγράφουν το σχήμα της υποστιβάδας. Συγκεκριμένα για τιμή $\ell$=0 η υποστιβάδα έχει σφαιρικό σχήμα, για τιμή $\ell$=1 η υποστιβάδα έχει σχήμα διπλού λοβού κ.λ.π. Επίσης η ονομασία των υποστιβάδων προέρχεται από τα αρχικά γράμματα των λέξεων sharp (s), principal (p), diffuse (d), fundamental (f).



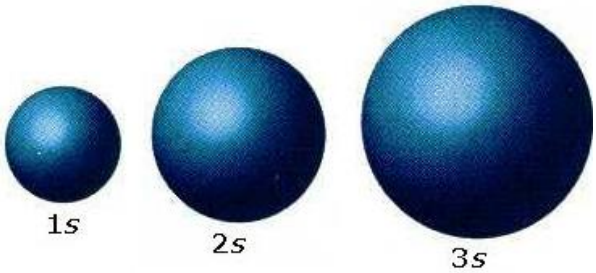
•Τιμή κβαντικού αριθμού $m_s = +\frac{1}{2}$ ή spin up, αντιστοιχεί σε ιδιοπεριστροφή του ηλεκτρονίου γύρω από τον άξονά του με φορά **αντίρροπη με τους δείκτες του ρολογιού** (δεξιόστροφη περιστροφή), ενώ τιμή κβαντικού αριθμού $m_s = -\frac{1}{2}$ ή spin down, αντιστοιχεί σε ιδιοπεριστροφή του ηλεκτρονίου γύρω από τον άξονά του με φορά **ομόρροπη με τους δείκτες του ρολογιού** (αριστερόστροφη περιστροφή).

## ΓΡΑΦΙΚΗ ΑΠΕΙΚΟΝΙΣΗ ΑΤΟΜΙΚΩΝ ΤΡΟΧΙΑΚΩΝ

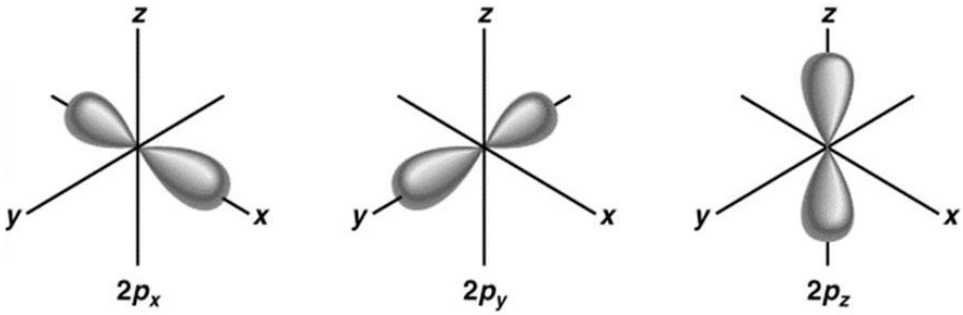
Ένα ατομικό τροχιακό μπορεί να αναπαρασταθεί με έναν από τους παρακάτω τρόπους :

- με την μορφή οριακής καμπύλης,
- με πυκνότητα χρώματος,
- με την γραφική παράσταση της πυκνότητας του ηλεκτρονιακού νέφους συναρτήσει της απόστασης r από τον πυρήνα.

Τα s τροχιακά ($\ell$ =0) έχουν σφαιρική συμμετρία, που σημαίνει ότι η πιθανότητα να βρεθεί το ηλεκτρόνιο σε μια ορισμένη απόσταση από τον πυρήνα είναι ανεξάρτητη από την κατεύθυνση. Τα s τροχιακά συμβολί-ζονται με σφαίρες, το μέγεθος των οποίων εξαρτάται από τον κύριο κβαντικό αριθμό Όσο μεγαλύτερος είναι ο κύριος κβαντικός αριθμός n, στον οποίο ανήκει το τροχιακό s, τόσο μεγαλύτερη είναι και η ακτίνα της σφαίρας.




Τα p τροχιακά έχουν το σχήμα διπλού λοβού. Να παρατηρήσουμε επίσης ότι το ηλεκτρόνιο στο p τροχιακό, αντίθετα από ότι συμβαίνει στο s, έχει ελάχιστη πιθανότητα να βρεθεί κοντά στον πυρήνα. Σε κάθε τιμή του κύριου κβαντικού αριθμού με $n \geq 2$, αντιστοιχούν τρία p τροχιακά, που έχουν ίδιο μέγεθος και σχήμα αλλά διαφορετικό προσανατολισμό. Το καθένα απ' αυτά τα τροχιακά, $p_x$, $p_y$ και $p_z$, προσανατολίζεται στον αντίστοιχο άξονα, x, y και z. Και εδώ, όσο μεγαλύτερος είναι ο κύριος κβαντικός αριθμός n, τόσο μεγαλύτεροι είναι και οι αντίστοιχοι λοβοί.




Συγκριτικά, οπότε για τα 2s και 2p τροχιακά, θα έχουμε :

| Τροχιακό 2s (n=2, $\ell$ =0, $m_\ell$ =0) | Τροχιακό 2p (n=2, $\ell$ =1, $m_\ell$ =-1, 0, +1) |
|---|---|
| Έχει σχήμα σφαίρας στο κέντρο της οποίας βρίσκεται ο πυρήνας. | Αποτελείται από δύο λοβούς συμμετρικούς προς τον πυρήνα. |
| Άρα έχει σφαιρική συμμετρία. | Προσανατολίζεται σε τρισορθογώνιο σύστημα συντεταγμένων |
| Η πιθανότητα εύρεσης του $e^-$ είναι μεγάλη κοντά στον πυρήνα | Η πιθανότητα εύρεσης του $e^-$ κοντά στον πυρήνα, είναι σχεδόν μηδενική |
| Το 2s τροχιακό έχει χαμηλότερη ενέργεια από το τροχιακό 2p. (εξαιρείται το $H_2$) | |

## ΑΡΧΕΣ ΔΟΜΗΣΗΣ ΠΟΛΥΗΛΕΚΤΡΟΝΙΑΚΩΝ ΑΤΟΜΩΝ

**Απαγορευτική αρχή του Pauli**

Σύμφωνα με την απαγορευτική αρχή του Pauli είναι αδύνατο να υπάρχουν στο ίδιο άτομο δύο ηλεκτρόνια με ίδια τετράδα κβαντικών αριθμών (n, $\ell$ , $m_\ell$ , $m_s$). Συνεπώς, ένα τροχιακό μπορεί να χωρέσει μόνο δύο ηλεκτρόνια με αντιπαράλληλο spin.

**Αρχή ελάχιστης ενέργειας**

Σ' ένα πολυηλεκτρονιακό άτομο, πλην των ελκτικών δυνάμεων πυρήνα - ηλεκτρονίου (που καθορίζονται από τον κύριο κβαντικό αριθμό), ασκούνται απώσεις ηλεκτρονίου - ηλεκτρονίου (που καθορίζονται από το δευτερεύοντα κβαντικό αριθμό).

Σύμφωνα με την αρχή της ελάχιστης ενέργειας, κατά την ηλεκτρονιακή δόμηση ενός πολυηλεκτρονιακού ατόμου, τα ηλεκτρόνια οφείλουν να καταλάβουν τροχιακά με τη μικρότερη ενέργεια, ώστε να αποκτήσουν τη μεγίστη σταθερότητα στη θεμελιώδη κατάσταση.

Σύμφωνα με την αρχή της ελάχιστης ενέργειας ισχύει :

**1.** Ανάμεσα σε δύο υποστιβάδες, τη χαμηλότερη ενέργεια έχει εκείνη που έχει το μικρότερο άθροισμα των δύο πρώτων κβαντικών αριθμών (n+$\ell$ ).

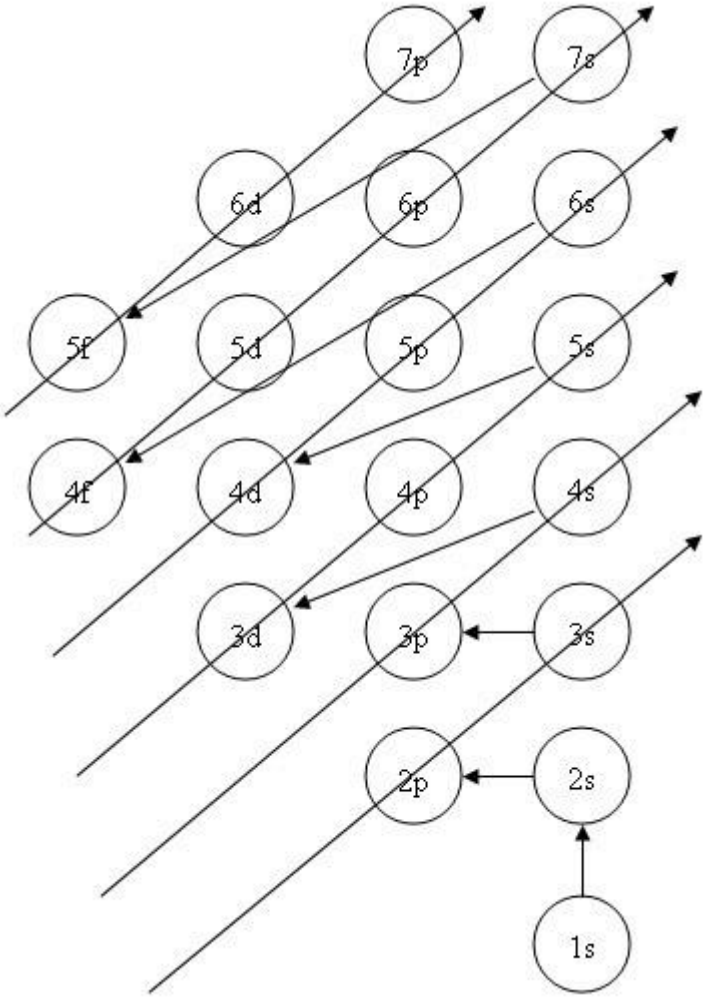
**2.** Στην περίπτωση που το άθροισμα (n+$\ell$ ) είναι το ίδιο για δύο υποστιβάδες, τότε μικρότερη ενέργεια έχει η υποστιβάδα με το μικρότερο n.

**3.**Να παρατηρήσουμε ότι μετά την εισαγωγή ηλεκτρονίων στην υποστιβάδα 3d αυτή έχει λιγότερη ενέργεια από την 4s. Ανάλογα ισχύει και για τις 4d και 5s.

**Κανόνας του Hund**

Ηλεκτρόνια που καταλαμβάνουν τροχιακά της ίδιας ενέργειας (της ίδιας υποστιβάδας), έχουν κατά προτίμηση παράλληλα spin, ώστε τα ηλεκτρόνια να αποκτήσουν το μέγιστο άθροισμα των κβαντικών αριθμών spin.

Η σειρά που ακολουθούμε για την συμπλήρωση των υποστιβάδων με ηλεκτρόνια φαίνεται στο παρακάτω σχήμα :




## ΔΟΜΗ ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΥ ΠΙΝΑΚΑ (τομείς s, p, d, f) - ΣΤΟΙΧΕΙΑ ΜΕΤΑΠΤΩΣΗΣ

Η κατανομή και η χημική συμπεριφορά των χημικών στοιχείων είναι μία περιοδική συνάρτηση του ατομικού τους αριθμού. Η ηλεκτρονιακή δομή αποτελεί τη βάση του περιοδικού πίνακα, καθώς η περιοδικότητα των ιδιοτήτων των στοιχείων αντανακλά την περιοδικότητα που χαρακτηρίζει την ηλεκτρονιακή δόμηση. Συγκεκριμένα :

- ο αριθμός των στιβάδων που έχουν χρησιμοποιηθεί για τη ηλεκτρονιακή δόμηση του ατόμου ενός στοιχείου καθορίζει τον αριθμό της περιόδου στην οποία ανήκει το στοιχείο.
- ο αριθμός των ηλεκτρονίων της εξωτερικής στιβάδας (ηλεκτρόνια σθένους) καθορίζει τον αριθμό της ομάδας που ανήκει το στοιχείο.

Ωστόσο, το τελευταίο ισχύει μόνο για τα στοιχεία που ανήκουν στις Α ομάδες (πρωτεύουσες ομάδες) του περιοδικού πίνακα.

**<u>Τομείς του περιοδικού πίνακα</u>**

Τομέας περιοδικού πίνακα είναι ένα σύνολο στοιχείων των οποίων τα άτομα έχουν τα τελευταία τους ηλεκτρόνια (με τη μεγίστη ενέργεια, σύμφωνα με την αρχή ηλεκτρονιακής δόμησης aufbau) στον ίδιο τύπο υποστιβάδας π.χ. s, p, d ή f.

**<u>Τομέας s :</u>** Ο τομέας *s* περιλαμβάνει δύο κύριες ομάδες του περιοδικού πίνακα Δηλαδή, την ομάδα των αλκαλίων (Na, K κλπ.) και την ομάδα των αλκαλικών γαιών (Ca, Mg κλπ.). Επιπλέον στον τομέα αυτό ανή-

κει το υδρογόνο. Η υποστιβάδα *s* έχει το πολύ δύο ηλεκτρόνια γι' αυτό και ο τομέας *s* έχει δύο ομάδες. Οι ομάδες αυτές ονομάζονται :

με βάση τους τομείς : $s^1$, $s^2$

με την κλασική αρίθμηση (λατινικός συμβολισμός) : $I_A$, $II_A$

με τη νέα αρίθμηση ομάδων (αριθμητικός συμβολισμός) :1, 2

**<u>Τομέας ρ :</u>** Η υποστιβάδα p περιέχει το πολύ έξι ηλεκτρόνια γι' αυτό και ο τομέας p περιλαμβάνει έξι κύριες ομάδες στοιχείων. Οι ομάδες αυτές είναι η ομάδα του βορίου, του άνθρακα, του αζώτου, του θείου, των αλογόνων και των ευγενών αερίων και μπορούν να ονομαστούν :

με βάση τους τομείς : $p^1$, $p^2$, $p^3$, $p^4$, $p^5$, $\rho^6$

με την κλασική αρίθμηση (λατινικός συμβολισμός) : $III_A$, $VI_A$, $V_A$, $VI_A$, $VII_A$, $VIII_A$ ή 0

με τη νέα αρίθμηση ομάδων (αριθμητικός συμβολισμός) :13, 14, 15, 16, 17, 18

**<u>Τομέας d :</u>** Ο τομέας d περιλαμβάνει στοιχεία των οποίων το τελευταίο ηλεκτρόνιο, κατά την ηλεκτρονιακή δόμηση των ατόμων τους, τοποθετείται σε υποστιβάδα d. Ο τομέας αυτός περιλαμβάνει τα **στοιχεία μετάπτωσης**. Η υποστιβάδα d χωράει 10 ηλεκτρόνια γι' αυτό και ο τομέας d έχει 10 ομάδες (δευτερεύουσες ομάδες). Αυτές ονομάζονται :

με βάση τους τομείς : $d^1$, $d^2$, $d^3$, , $d^{10}$

με την κλασική αρίθμηση (λατινικός συμβολισμός) : $III_B$, $IV_B$, $V_B$, …$X_B$, $I_B$, $II_B$

με τη νέα αρίθμηση ομάδων (αριθμητικός συμβολισμός) : 3, 4, 5, …,12

Τα στοιχεία μετάπτωσης έχουν κάποιες κοινές ιδιότητες, οι οποίες είναι :

-έχουν μεταλλικό χαρακτήρα,

-έχουν πολλούς αριθμούς οξείδωσης (με συχνότερο το +2),

-είναι παραμαγνητικά,

-σχηματίζουν σύμπλοκα ιόντα,

-σχηματίζουν έγχρωμες ενώσεις,

-έχουν την ικανότητα να καταλύουν αντιδράσεις.

**Παραμαγνητικές** ουσίες είναι αυτές που έλκονται από το μαγνητικό πεδίο. Τα άτομα ή ιόντα αυτών των ουσιών περιέχουν ένα ή περισσότερα μονήρη (μοναχικά) ηλεκτρόνια

**<u>Τομέας f</u>** <u>:</u> Ο τομέας f περιλαμβάνει στοιχεία, των οποίων το τελευταίο ηλεκτρόνιο ανήκει σε υποστιβάδα f. Επειδή η υποστιβάδα f χωράει 14 ηλεκτρόνια, ο τομέας f περιλαμβάνει 14 ομάδες. Στον τομέα αυτό ανήκουν οι λανθανίδες, οι οποίες ανήκουν στην $6^η$ περίοδο και περιλαμβάνουν στοιχεία με ατομικούς αριθμούς 58 - 71 και οι ακτινίδες, οι οποίες ανήκουν στην $7^η$ περίοδο και περιλαμβάνουν στοιχεία με ατομικούς αριθμούς 90 - 103.

# ΜΕΤΑΒΟΛΗ ΟΡΙΣΜΕΝΩΝ ΠΕΡΙΟΔΙΚΩΝ ΙΔΙΟΤΗΤΩΝ

## ΑΤΟΜΙΚΗ ΑΚΤΙΝΑ

Η ατομική ακτίνα ορίζεται ως το μισό της απόστασης μεταξύ των πυρήνων δύο γειτονικών ατόμων, όπως αυτά διατάσσονται στο κρυσταλλικό πλέγμα του στοιχείου.

- **Κατά μήκος μιας περιόδου η ατομική ακτίνα ελαττώνεται από τα αριστερά προς τα δεξιά.**

Αυτό συμβαίνει γιατί όσο πηγαίνουμε προς τα δεξιά του περιοδικού πίνακα, αυξάνεται ο ατομικός αριθμός και κατά συνέπεια αυξάνεται το δραστικό πυρηνικό φορτίο του ατόμου (κατά προσέγγιση το φορτίο του πυρήνα μειωμένο κατά το φορτίο των ηλεκτρονίων των εσωτερικών στιβάδων). Έτσι, λόγω μεγαλύτερης έλξης των ηλεκτρονίων της εξωτερικής στιβάδας από τον πυρήνα, η ατομική ακτίνα μειώνεται.

- **Σε μια ομάδα του περιοδικού πίνακα η ατομική ακτίνα αυξάνεται καθώς προχωρούμε από πάνω προς τα κάτω.**

Αυτό συμβαίνει γιατί καθώς διασχίζουμε προς τα κάτω τον περιοδικό πίνακα (προστίθενται στιβάδες στο άτομο), μεγαλώνει η απόσταση των ηλεκτρονίων εξωτερικής στιβάδας - πυρήνα, οπότε η έλξη των ηλεκτρονίων εξωτερικής στιβάδας - πυρήνα μειώνεται και συνεπώς η ατομική ακτίνα αυξάνεται. Στα στοιχεία μεταπτώσεως, η αύξηση του ατομικού αριθμού συνοδεύεται από μικρή ελάττωση της ατομικής ακτίνας. Αυτό συμβαίνει γιατί τα επιπλέον ηλεκτρόνια που προστίθενται, καθώς προχωράμε προς τα δεξιά, συμπληρώνουν εσωτερικές στιβάδες d, που ελάχιστα επηρεάζουν την ατομική ακτίνα.

## ΕΝΕΡΓΕΙΑ ΙΟΝΤΙΣΜΟΥ

Η ελάχιστη ενέργεια που απαιτείται για την πλήρη απομάκρυνση ενός ηλεκτρονίου από ελεύθερο άτομο, που βρίσκεται στη θεμελιώδη του κατάσταση και σε αέρια φάση, ονομάζεται ενέργεια πρώτου ιοντισμού και συμβολίζεται $E_{i1}$.

$$\Sigma_{(g)} \rightarrow \Sigma^{+}_{(g)} + e^{-},\ E_{i(1)} = \Delta H > 0 \text{ σε kJ/mol ατόμων (ενδόθερμη)}$$

Η ενέργεια ιοντισμού εκφράζεται συνήθως σε kJ $mol^{-1}$.

Είναι λογικό να περιμένει κανείς ότι η ενέργεια ιοντισμού είναι ενδόθερμη αντίδραση, αφού για να απομακρυνθεί το ηλεκτρόνιο χρειάζεται ενέργεια ικανή να «εξουδετερώσει» τις ελκτικές δυνάμεις του πυρήνα. Αντίστοιχα, η ενέργεια δεύτερου ιονισμού, $E_{i2}$, ορίζεται :

$\Sigma^{+}_{(g)} \rightarrow \Sigma^{2+}_{(g)} + {}^{e-}$ με $E_{i(2)} = \Delta H' > 0$ με $\mathbf{E_{i(2)} > E_{i(1)}}$

Είναι αναμενόμενο πως η δεύτερη ενέργεια ιοντισμού έχει μεγαλύτερη τιμή από την πρώτη, καθώς πιο εύκολα φεύγει το ηλεκτρόνιο από το ουδέτερο άτομο απ' ότι από το φορτισμένο ιόν. Δηλαδή, έχουμε : $E_{i2} > E_{i1}$. Με ανάλογο τρόπο προκύπτει: $E_{i3} > E_{i2}$ κ.ο.κ. Οι παράμετροι που παίζουν καθοριστικό ρόλο στη διαμόρφωση της τιμής της ενέργειας ιοντισμού είναι :

**1. Η ατομική ακτίνα**

Όσο μεγαλύτερη είναι η ατομική ακτίνα, τόσο μεγαλύτερη είναι και η μέση απόσταση του πιο μακρινού ηλεκτρονίου (με το μεγαλύτερο κύριο κβαντικό αριθμό) από τον πυρήνα. Αυτό έχει ως συνέπεια να ελαττώνεται η έλξη πυρήνα - ηλεκτρονίου με αποτέλεσμα να μειώνεται η ενέργεια ιοντισμού.

**2. Το φορτίο του πυρήνα**

Όσο μεγαλύτερος είναι ο ατομικός αριθμός (Z) του στοιχείου, τόσο μεγαλύτερο είναι το φορτίο του πυρήνα με συνέπεια η έλξη πυρήνα - ηλεκτρονίων εξωτερικής στιβάδας να γίνεται ισχυρότερη, οπότε η ενέργεια ιοντισμού αυξάνεται.

**3. Τα ενδιάμεσα ηλεκτρόνια**

Την έλξη πυρήνα - τελευταίου ηλεκτρονίου επηρεάζουν σημαντικά τα ενδιάμεσα ηλεκτρόνια (μεταξύ πυρήνα και ηλεκτρονίων εξωτερικής στιβάδας), τα οποία απωθούν το τελευταίο ηλεκτρόνιο, με αποτέλεσμα η ενέργεια ιοντισμού να μειώνεται Το φορτίο του πυρήνα σε συνδυασμό με τα ενδιάμεσα ηλεκτρόνια καθορίζουν την τιμή του δραστικού πυρηνικού φορτίου.

Γενικά τα **μέταλλα** έχουν σχετικά χαμηλές τιμές ενέργειας ιοντισμού με αποτέλεσμα εύκολα να αποβάλλουν ηλεκτρόνια και να μετατρέπονται σε ηλεκτροθετικά ιόντα. Για το λόγο αυτό και τα μέταλλα χαρακτηρίζονται ως **ηλεκτροθετικά στοιχεία.** Η δε τάση που έχουν να αποβάλλουν ηλεκτρόνια **ηλεκτροθετικότητα.**

**Η ενέργεια πρώτου ιοντισμού, όπως και η ηλεκτροθετικότητα, αυξάνεται από αριστερά προς τα δεξιά και από κάτω προς τα πάνω στον περιοδικό πίνακα.**

Γενικά τα **αμέταλλα** έχουν μεγάλη τάση να προσλαμβάνουν ηλεκτρόνια και να μετατρέπονται σε ηλεκτραρνητικά ιόντα. Για το λόγο αυτό χαρακτηρίζονται ως **ηλεκτραρνητικά στοιχεία.** Η δε τάση που έχουν τα στοιχεία να προσλαμβάνουν ηλεκτρόνια ονομάζεται **ηλεκτραρνητικότητα.**

Η ηλεκτραρνητικότητα αναφέρεται σε άτομο ενωμένο με άλλα άτομα στο μόριο μιας ένωσης. Αντίθετα, η έννοια της ενέργειας ιοντισμού αναφέρεται σε ελεύθερα άτομα, που βρίσκονται στη θεμελιώδη τους κατάσταση.

## ΔΟΜΗ ΟΡΓΑΝΙΚΩΝ ΕΝΩΣΕΩΝ – ΔΙΠΛΟΣ ΚΑΙ ΤΡΙΠΛΟΣ ΔΕΣΜΟΣ

Για την περιγραφή του ομοιοπολικού δεσμού έχουν διατυπωθεί πολλές θεωρίες.

Οι κυριότερες απ' αυτές είναι **η θεωρία δεσμού σθένους και η θεωρία των μοριακών τροχιακών.**

### ΘΕΩΡΙΑ ΔΕΣΜΟΥ ΣΘΕΝΟΥΣ (VALENCS BOND THEORY)

Οι βασικές αρχές της θεωρίας δεσμού σθένους είναι :

**1.** Κατά την ανάπτυξη ομοιοπολικού δεσμού ανάμεσα σε δύο άτομα, τροχιακά της στιβάδας σθένους του ενός ατόμου επικαλύπτουν τροχιακά της στιβάδας σθένους του άλλου.

**2.** Αν στο κάθε τροχιακό που συμμετέχει στο μηχανισμό αυτό της επικάλυψης περιέχεται ένα μονήρες ηλεκτρόνιο, τότε ηλεκτρόνια με αντιπαράλληλα spin δημιουργούν ζεύγη ηλεκτρονίων που ανήκουν και

στα δύο άτομα. Η έλξη του ζεύγους ηλεκτρονίων από τους πυρήνες των δύο ατόμων οδηγεί στην ανάπτυξη του δεσμού ανάμεσα τους.

**3.** Η ισχύς του δεσμού είναι τόσο μεγαλύτερη, όσο ο βαθμός επικάλυψης των τροχιακών αυτών (με ένα μονήρες ηλεκτρόνιο) είναι μεγαλύτερος.

## ΔΕΣΜΟΙ σ (σίγμα) και ΔΕΣΜΟΙ π (πι)

Οι **σ (σίγμα) δεσμοί** προκύπτουν με επικαλύψεις s-s, s-p, p-p και υβριδικών ατομικών τροχιακών κατά τον άξονα που συνδέει τους πυρήνες των δύο συνδεόμενων ατόμων. Κατ' αυτή τη διεύθυνση εξασφαλίζεται η μεγαλύτερη δυνατή επικάλυψη.

Οι **π (πι) δεσμοί** προκύπτουν με πλευρικές επικαλύψεις p-p ατομικών τροχιακών (των οποίων οι άξονες είναι παράλληλοι) και είναι ασθενέστεροι των σ.

Να παρατηρήσουμε επίσης ότι :

**1.** Τα s τροχιακά δε συμμετέχουν σε π δεσμούς, καθώς δεν είναι δυνατή η πλευρική τους επικάλυψη.

**2.** Ο δεσμός *π* δημιουργείται μόνο εφ' όσον έχει προηγηθεί ο σχηματισμός ενός σ δεσμού.

**3.** Ο σ δεσμός είναι ισχυρότερος του π, καθώς στην πρώτη περίπτωση επιτυγχάνεται μεγαλύτερη επικάλυψη τροχιακών.

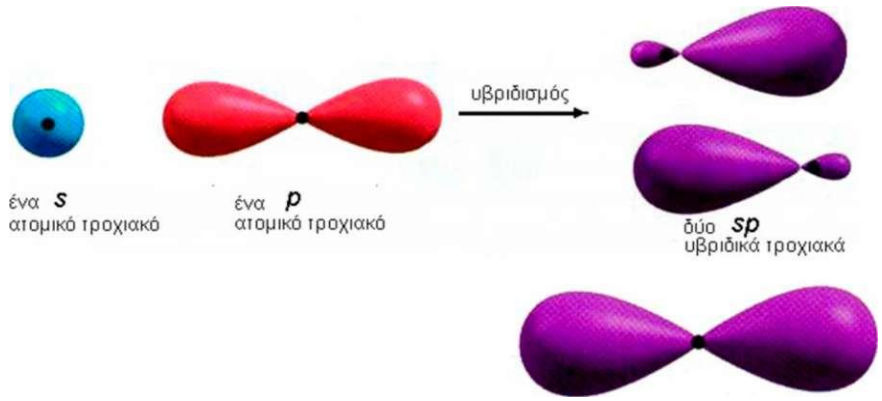
## ΥΒΡΙΔΙΣΜΟΣ

Υβριδισμός είναι ο γραμμικός συνδυασμός (πρόσθεση ή αφαίρεση) ατομικών τροχιακών προς δημιουργία νέων ισότιμων ατομικών τροχιακών (υβριδικών τροχιακών).

Τα υβριδικά τροχιακά είναι αριθμητικά ίσα με τα συνδυαζόμενα ατομικά τροχιακά, διαφέρουν όμως απ' αυτά ως προς την ενέργεια, τη μορφή και τον προσανατολισμό.

***sp* υβριδισμός**

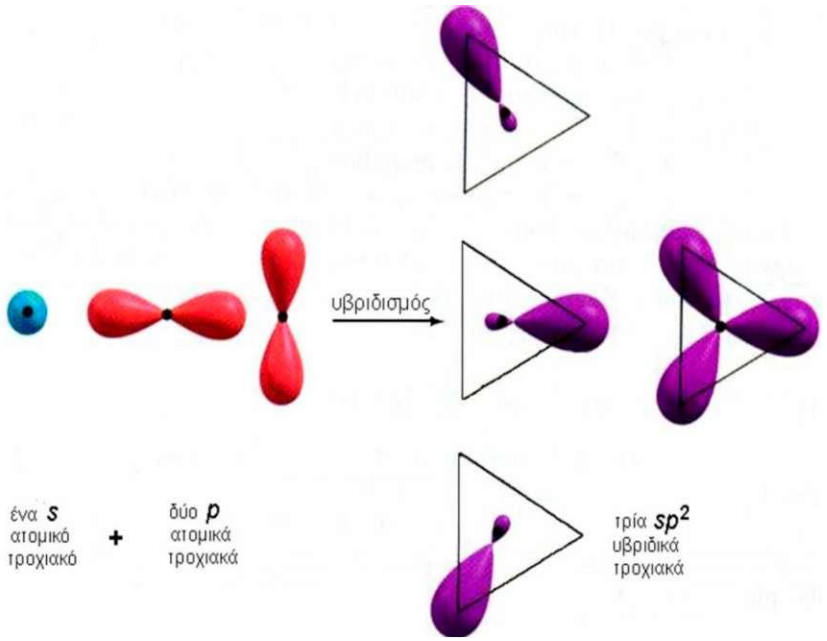
Στη δημιουργία τους έχει συνεισφέρει κατά 50% το τροχιακό s και κατά 50% το τροχιακό p. Στο σχήμα φαίνεται ο σχηματισμός αυτών των δύο υβριδικών τροχιακών. Να παρατηρήσουμε ότι τα υβριδικά τροχιακά έχουν ευθύγραμμη διάταξη.




Ο ένας από τους δύο λοβούς του υβριδικού τροχιακού είναι πολύ μεγαλύτερος από τον άλλο γι' αυτό και ο βαθμός επικάλυψης των υβριδικών τροχιακών με τα ατομικά τροχιακά ενός άλλου ατόμου είναι μεγαλύτερος. Αυτό οδηγεί σε ισχυρότερους δεσμούς.

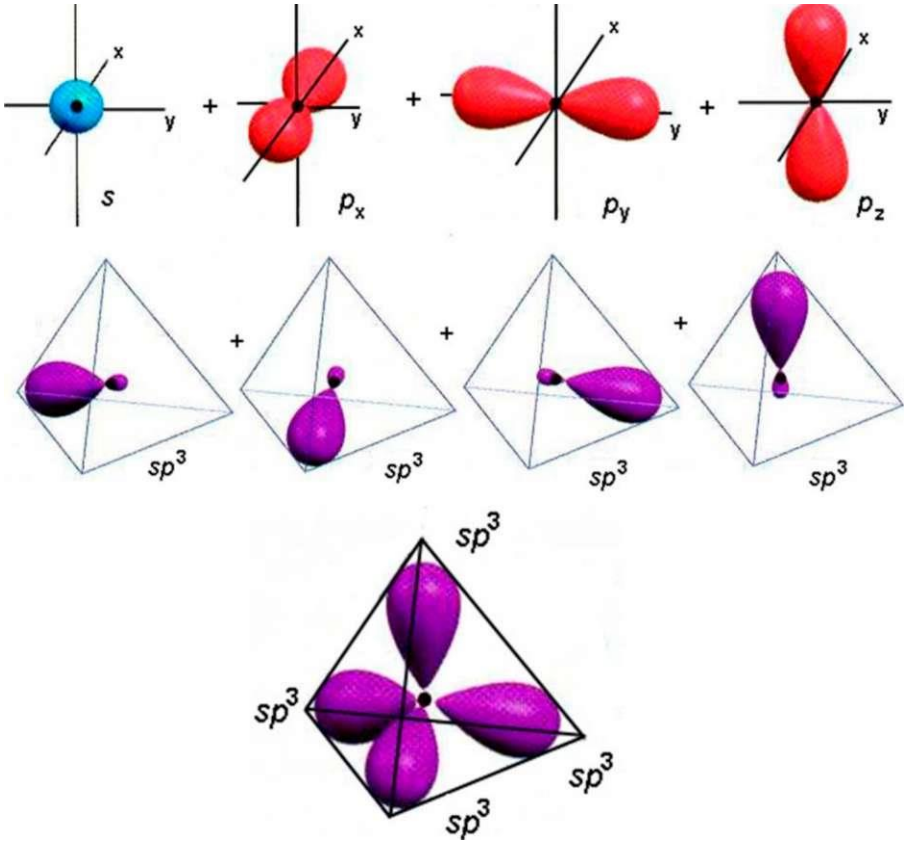
***sp²* υβριδισμός**

Σχηματίζονται τρία ισότιμα υβριδικά τροχιακά ($sp^2$), με συνδυασμό ενός s και δύο p ατομικών τροχιακών. Παρατηρούμε ότι τα $sp^2$ υβριδικά τροχιακά έχουν επίπεδη τριγωνική διάταξη, όπως φαίνεται στο παρακάτω σχήμα.



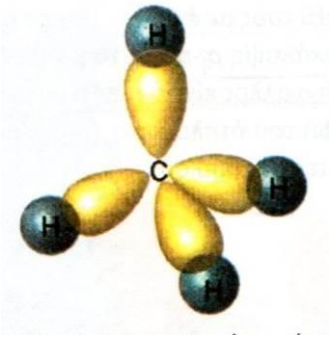

***sp³* υβριδισμός**

Τα τέσσερα ισότιμα υβριδικά τροχιακά ($sp^3$) προκύπτουν με συνδυασμό ενός s και τριών *p* ατομικών τροχιακών και έχουν τετραεδρική διάταξη :



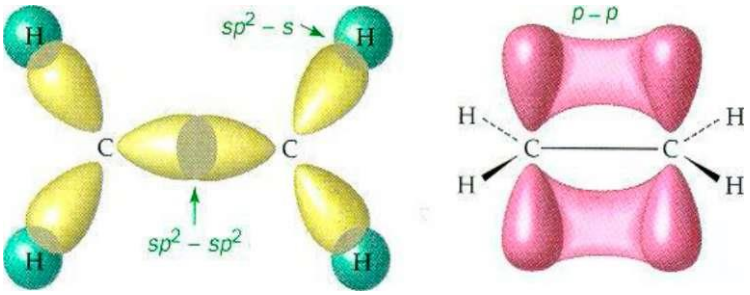
**Απλός δεσμός**

Ανάμεσα στα άτομα του άνθρακα εμφανίζεται σ δεσμός τύπου s – $sp^3$ ενώ ανάμεσα στα άτομα υδρογόνου και άνθρακα εμφανίζεται σ δεσμός τύπου $sp^3$ – $sp^3$.



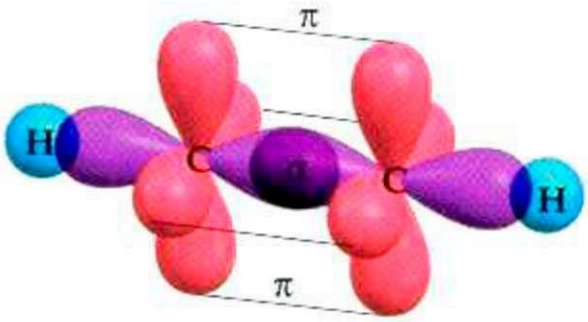

**Διπλός δεσμός**

Ανάμεσα στα άτομα του άνθρακα και στα άτομα του υδρογόνου δημιουργούνται σ δεσμοί του τύπου *$sp^2$-s*. Τα δύο άτομα C συνδέονται μεταξύ τους με ένα σ δεσμό του τύπου *$sp^2$ – $sp^2$* και ένα *π* που προκύπτει με επικάλυψη $p_z$ - $p_z$.




**Τριπλός δεσμός**

Κατά το σχηματισμό του HC≡CH, κάθε άτομο C ενώνεται με σ δεσμό μ' ένα άτομο H (επικάλυψη τροχιακών *sp-s),* ενώ τα δύο άτομα C συνδέονται μεταξύ τους με ένα δεσμό *σ* (επικάλυψη τροχιακών *sp-sp)* και δύο *π* δεσμούς (επικάλυψη τροχιακών *p-p*



# Περιοδικός Πίνακας Χημικών Στοιχείων

| | 1 IA | New Original | 3 IIIB | 4 IVB | 5 VB | 6 VIB | 7 VIIB | 8 | 9 VIIIB | 10 | 11 IB | 12 IIB | 13 IIIA | 14 IVA | 15 VA | 16 VIA | 17 VIIA | 18 VIIIA | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| 1 | 1 H Υδρογόνο 1.00794 | 2 IIA | | | | | | | | | | | | | | | | 2 He Ήλιο 4.002602 | K |
| 2 | 3 Li Λίθιο 6.941 | 4 Be Βηρύλλιο 9.012182 | | | | | | | | | | | 5 B Βόριο 10.811 | 6 C Άνθρακας 12.0107 | 7 N Άζωτο 14.00674 | 8 O Οξυγόνο 15.9994 | 9 F Φθόριο 18.9984032 | 10 Ne Νέον 20.1797 | K L |
| 3 | 11 Na Νάτριο 22.989770 | 12 Mg Μαγνήσιο 24.3050 | | | | | | | | | | | 13 Al Αργίλιο 26.981538 | 14 Si Πυρίτιο 28.0855 | 15 P Φωσφόρος 30.973761 | 16 S Θείο 32.066 | 17 Cl Χλώριο 35.453 | 18 Ar Αργό 39.948 | K L M |
| 4 | 19 K Κάλιο 39.0983 | 20 Ca Ασβέστιο 40.078 | 21 Sc Σκάνδιο 44.955910 | 22 Ti Τιτάνιο 47.867 | 23 V Βανάδιο 50.9415 | 24 Cr Χρώμιο 51.9961 | 25 Mn Μαγγάνιο 54.938049 | 26 Fe Σίδηρος 55.8457 | 27 Co Κοβάλτιο 58.933200 | 28 Ni Νικέλιο 58.6934 | 29 Cu Χαλκός 63.546 | 30 Zn Ψευδάργυρος 65.409 | 31 Ga Γάλλιο 69.723 | 32 Ge Γερμάνιο 72.64 | 33 As Αρσενικό 74.92160 | 34 Se Σελήνιο 78.96 | 35 Br Βρώμιο 79.904 | 36 Kr Κρυπτό 83.798 | K L M N |
| 5 | 37 Rb Ρουβίδιο 85.4678 | 38 Sr Στρόντιο 87.62 | 39 Y Ύτριο 88.90585 | 40 Zr Ζιρκόνιο 91.224 | 41 Nb Νιόβιο 92.90638 | 42 Mo Μολυβδένιο 95.94 | 43 Tc Τεχνήτιο (98) | 44 Ru Ρουθήνιο 101.07 | 45 Rh Ρόδιο 102.90550 | 46 Pd Παλλάδιο 106.42 | 47 Ag Άργυρος 107.8682 | 48 Cd Κάδμιο 112.411 | 49 In Ίνδιο 114.818 | 50 Sn Κασσίτερος 118.710 | 51 Sb Αντιμόνιο 121.760 | 52 Te Τελλούριο 127.60 | 53 I Ιώδιο 126.90447 | 54 Xe Ξένο 131.293 | K L M N O |
| 6 | 55 Cs Καίσιο 132.90545 | 56 Ba Βάριο 137.327 | 57 to 71 | 72 Hf Άφνιο 178.49 | 73 Ta Ταντάλιο 180.9479 | 74 W Βολφράμιο 183.84 | 75 Re Ρήνιο 186.207 | 76 Os Όσμιο 190.23 | 77 Ir Ιρίδιο 192.217 | 78 Pt Λευκόχρυσος 195.078 | 79 Au Χρυσός 196.96655 | 80 Hg Υδράργυρος 200.59 | 81 Tl Θάλλιο 204.3833 | 82 Pb Μόλυβδος 207.2 | 83 Bi Βισμούθιο 208.98038 | 84 Po Πολώνιο (209) | 85 At Άστατο (210) | 86 Rn Ραδόνιο (222) | K L M N O P |
| 7 | 87 Fr Φράγκιο (223) | 88 Ra Ράδιο (226) | 89 to 103 | 104 Rf Ραδερφόρτιο (261) | 105 Db Ντούμπνιο (262) | 106 Sg Σιμπόργκιο (266) | 107 Bh Μπόριο (264) | 108 Hs Χάσιο (269) | 109 Mt Μαϊτνέριο (268) | 110 Ds Νταρμστάντιο (271) | 111 Rg Ρεντγκένιο (272) | 112 Uub Ununbium (285) | 113 Uut Ununtrium (284) | 114 Uuq Ununquadium (289) | 115 Uup Ununpentium (288) | 116 Uuh Ununhexium (292) | 117 Uus Ununseptium | 118 Uuo Ununoctium | K L M N O P Q |

Αλκάλια
Αλκαλικές γαίες
Στοιχεία μετάπτωσης
Λανθανίδες
Ακτινίδες
Poor metals
Αμέταλλα
Ευγενή Αέρια

C Στερεά
Br Υγρά
H Αέρια
Tc Συνθετικά

Atomic masses in parentheses are those of the most stable or common isotope.

| | | | | | | | | | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| 57 La Λανθάνιο 138.9055 | 58 Ce Δημήτριο 140.116 | 59 Pr Πρασιοδύμιο 140.90765 | 60 Nd Νεοδύμιο 144.24 | 61 Pm Προμήθειο (145) | 62 Sm Σαμάριο 150.36 | 63 Eu Ευρώπιο 151.964 | 64 Gd Γαδολίνιο 157.25 | 65 Tb Τέρβιο 158.92534 | 66 Dy Δυσπρόσιο 162.500 | 67 Ho Όλμιο 164.93032 | 68 Er Έρβιο 167.259 | 69 Tm Θούλιο 168.93421 | 70 Yb Υπέρβιο 173.04 | 71 Lu Λουτήτιο 174.967 |
| 89 Ac Ακτίνιο (227) | 90 Th Θόριο 232.0381 | 91 Pa Πρωτακτίνιο 231.03588 | 92 U Ουράνιο 238.02891 | 93 Np Ποσειδώνιο (237) | 94 Pu Πλουτώνιο (244) | 95 Am Αμερίκιο (243) | 96 Cm Κιούριο (247) | 97 Bk Μπερκέλιο (247) | 98 Cf Καλιφόρνιο (251) | 99 Es Αϊνστάνιο (252) | 100 Fm Φέρμιο (257) | 101 Md Μεντελέβιο (258) | 102 No Νομπέλιο (259) | 103 Lr Λωρένσιο (262) |

Design Copyright © 1997 Michael Dayah (michael@dayah.com). http://www.dayah.com/periodic/

Note: The subgroup numbers 1-18 were adopted in 1984 by the International Union of Pure and Applied Chemistry. The names of elements 112-118 are the Latin equivalents of those numbers.