

Ατομικό πρότυπο του Bohr	Τα ηλεκτρόνια κινούνται σε καθορισμένες (επιτρεπτές) τροχιές	Στιβάδα ή φλοιός ή ενεργειακή στάθμη. Χαρακτηρίζεται από τον κύριο κβαντικό αριθμό n
Όσο απομακρυνόμαστε από τον πυρήνα, αυξάνεται η ενεργειακή στάθμη της στιβάδας. (αυξάνεται ο κύριος κβαντικός αριθμός n)	$E_K < E_L < E_M < E_N \dots$	Στιβάδα K $\rightarrow n = 1$ Στιβάδα L $\rightarrow n = 2$ Στιβάδα M $\rightarrow n = 3$ Στιβάδα N $\rightarrow n = 4$
Κατανομή ηλεκτρονίων σε στιβάδες (ηλεκτρονιακή δομή)		
Κανόνες:		
1. Μέγιστος αριθμός ηλεκτρονίων για τις τέσσερις πρώτες στιβάδες: $2n^2$ K: 2 , L: 8 , M: 18 , N: 32		
2. Η τελευταία στιβάδα όχι πάνω από 8 ηλεκτρόνια (εκτός αν είναι η K που συμπληρώνεται με 2 ηλεκτρόνια)		
3. Η προτελευταία στιβάδα όχι πάνω από 18 ηλεκτρόνια, ούτε κάτω από 8 ηλεκτρόνια (εκτός αν είναι η K που συμπληρώνεται με 2 ηλεκτρόνια)		

Περιοδικός Πίνακας των στοιχείων Τα στοιχεία κατατάσσονται με βάση τον ατομικό αριθμό.	Περιοδικός νόμος (Moseley): Οι ιδιότητες των στοιχείων είναι περιοδικές συναρτήσεις του ατομικού αριθμού.	
7 περίοδοι (οριζόντιες σειρές)	Σε κάθε περίοδο χρησιμοποιείται ο ίδιος αριθμός στιβάδων για την κατανομή των ηλεκτρονίων. Ο αριθμός της περιόδου δείχνει τον αριθμό των στιβάδων στις οποίες έχουν κατανεμηθεί τα ηλεκτρόνια.	Κατά μήκος μιας περιόδου βαθμιαία μεταβολή των ιδιοτήτων (π.χ. ελάττωση του μεταλλικού χαρακτήρα και αύξηση του χαρακτήρα αμετάλλου)
18 ομάδες (κατακόρυφες στήλες) 8 κύριες ομάδες (A) 10 δευτερεύουσες ομάδες (B)	αριθμός κύριας ομάδας = αριθμός των ηλεκτρονίων της εξωτερικής στιβάδας π.χ. IIIA ή 13 ^η ομάδα: 3 ηλεκτρόνια στην εξωτερική στιβάδα	Στοιχεία που ανήκουν στην ίδια ομάδα έχουν <u>παρόμοιες χημικές ιδιότητες</u> .

H (1)		He (2)	
Αλκάλια (IA)	Αλκαλικές γαίες (IIA)	Αλογόνα (VIIA)	Ευγενή αέρια (VIIIA)
Li (2, 1)	Be (2, 2)	F (2, 7)	Ne (2, 8)
Na (2, 8, 1)	Mg (2, 8, 2)	Cl (2, 8, 7)	Ar (2, 8, 8)
K (2, 8, 8, 1)	Ca (2, 8, 8, 2)	Br (2, 8, 18, 7)	Kr (2, 8, 18, 8)
Rb (2, 8, 18, 8, 1)	Sr (2, 8, 18, 8, 2)	I (2, 8, 18, 18, 7)	Xe (2, 8, 18, 18, 8)
Μέταλλα (τάση αποβολής 1 ηλεκτρονίου)	Μέταλλα (τάση αποβολής 2 ηλεκτρονίων)	Αμέταλλα (τάση πρόσληψης 1 ηλεκτρονίου)	Αδρανή (συμπληρωμένη εξωτερική στιβάδα)

Χημικός δεσμός Οι ελκτικές δυνάμεις με τις οποίες συγκρατούνται μεταξύ τους άτομα, ιόντα ή και μόρια. Οδηγεί το σύστημα σε χαμηλότερη ενέργεια (σταθερότερο)	Χημική συμπεριφορά: Καθορίζεται από: - Ηλεκτρόνια σθένους - Ατομική ακτίνα	Κανόνας των οκτώ: Τα άτομα των στοιχείων θέλουν να αποκτήσουν ηλεκτρονιακή δομή ευγενούς αερίου (συμπληρωμένη εξωτερική στιβάδα). Γι' αυτό αποβάλλουν, προσλαμβάνουν ή συνεισφέρουν ηλεκτρόνια.
Ατομική ακτίνα (μέγεθος του ατόμου)	Όσο πιο μικρό είναι ένα άτομο: πιο δύσκολα χάνει e πιο εύκολα παίρνει e	Όσο πιο μεγάλο είναι ένα άτομο: πιο εύκολα χάνει e πιο δύσκολα παίρνει e

Η ατομική ακτίνα ελαττώνεται από τα αριστερά προς τα δεξιά κατά μήκος μιας περιόδου. (προς τα δεξιά αυξάνεται ο ατομικός αριθμός, δηλαδή το θετικό φορτίο του πυρήνα, άρα μεγαλύτερη η έλξη των ηλεκτρονίων από τον πυρήνα)

Η ατομική ακτίνα αυξάνεται από πάνω προς τα κάτω σε μια ομάδα. (προστίθενται στιβάδες, άρα μεγαλύτερη απόσταση ηλεκτρονίων σθένους από τον πυρήνα, μικρότερη έλξη)

Ιοντικός ή ετεροπολικός δεσμός Μέταλλο (τάση αποβολής ηλεκτρονίων) + Αμέταλλο (τάση πρόσληψης ηλεκτρονίων) Έλξη αντίθετα φορισμένων ιόντων (ηλεκτροστατικές δυνάμεις Coulomb) που προκύπτουν από μεταφορά ηλεκτρονίων (από το μέταλλο στο αμέταλλο) Σχηματίζονται ιοντικοί κρύσταλλοι (όχι μόρια)	Ομοιοπολικός δεσμός Ο δεσμός που σχηματίζεται με αμοιβαία συνεισφορά ηλεκτρονίων μεταξύ των ατόμων δύο αμετάλλων. ένα κοινό ζευγάρι e, απλός δεσμός δύο κοινά ζευγάρια e, διπλός δεσμός τρία κοινά ζευγάρια e, τριπλός δεσμός Μπορεί να είναι πολικός ή μη πολικός
--	--

• **χαρακτηριστικά ιοντικών ενώσεων**

(οξειδία μετάλλων, υδροξειδία μετάλλων, άλατα):

- κρυσταλλικά στερεά σώματα
- υψηλό σημείο ζέσεως και τήξεως λόγω των ισχυρών ελκτικών δυνάμεων
- Διαλύονται στο νερό
- Σε στερεή κατάσταση δεν εμφανίζουν ηλεκτρική αγωγιμότητα, ενώ τα τήγματά τους και τα υδατικά τους διαλύματα είναι αγωγοί του ηλεκτρικού ρεύματος
- Δεν υπάρχει η έννοια του μορίου. Δομικά σωματίδια είναι τα ιόντα.

• **χαρακτηριστικά ομοιοπολικών ενώσεων:**

- αέρια ή πτητικά υγρά και μαλακά στερεά με δομικές μονάδες τα μόρια.
- χαμηλά σημεία τήξης και ζέσης λόγω ασθενέστερων από τον ιοντικό δεσμό ελκτικών δυνάμεων.
- Σε στερεά κατάσταση και σε τήγματά τους δεν παρουσιάζεται ηλεκτρική αγωγιμότητα (μονωτές). Σε ορισμένες όμως (π.χ. οξέα, αμμωνία) τα διαλύματά τους επιτρέπουν τη διέλευση του ηλεκτρικού ρεύματος.
- Διαλύονται λίγο στο νερό.
- Ομοιοπολικές είναι κατά βάση οι ενώσεις μεταξύ των αμετάλλων (οξέα, οξειδία αμετάλλων, αμμωνία κλπ.).

Ηλεκτραρνητικότητα:

Η δύναμη με την οποία το άτομο έλκει ηλεκτρόνια όταν συνδέεται με άλλα άτομα.

Αν ο ομοιοπολικός δεσμός δημιουργηθεί ανάμεσα σε άτομα του ίδιου αμέταλλου και άρα της ίδιας ηλεκτραρνητικότητας, τότε η έλξη στο κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων είναι η ίδια, και ο δεσμός ονομάζεται **μη πολικός** (ή μη πολωμένος). π.χ. O₂, N₂, F₂.

Αν δημιουργηθεί ομοιοπολικός δεσμός ανάμεσα σε άτομα διαφορετικών αμέταλλων και άρα διαφορετικής ηλεκτραρνητικότητας, τότε το πιο ηλεκτραρνητικό από τα δύο έλκει το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων προς το μέρος του, και ο δεσμός ονομάζεται **πολικός** (ή πολωμένος). π.χ. HCl, HF, H₂O.

Μοριακοί τύποι: O ₂ , HCl, NH ₃ , CO ₂	Δείχνουν: Από ποια στοιχεία αποτελείται το μόριο της ένωσης. Τον ακριβή αριθμό των ατόμων στο μόριο της ένωσης.
Χημικός τύπος ιοντικών ενώσεων: NaCl, CaCl ₂ , Mg ₃ N ₂	Δείχνει: Την απλούστερη ακέραιη αναλογία των ιόντων στο κρυσταλλικό πλέγμα.

Ονοματολογία μονοατομικών ιόντων Cl ⁻ χλωριούχο ή χλωρίδιο Br ⁻ βρωμιούχο ή βρωμίδιο I ⁻ ιωδιούχο ή ιωδίδιο F ⁻ φθοριούχο ή φθορίδιο H ⁻ υδρογονούχο ή υδρίδιο O ²⁻ οξυγονούχο ή οξειδίο S ²⁻ θειούχο ή σουλφίδιο N ³⁻ αζωτούχο ή νιτρίδιο P ³⁻ φωσφορούχο ή φωσφίδιο	Ονοματολογία πολυατομικών ιόντων NO ₃ ⁻ νιτρικό CO ₃ ²⁻ ανθρακικό SO ₄ ²⁻ θειικό PO ₄ ³⁻ φωσφορικό HCO ₃ ⁻ όξινο ανθρακικό MnO ₄ ⁻ υπερμαγγανικό OH ⁻ υδροξείδιο NH ₄ ⁺ αμμώνιο CN ⁻ κυάνιο (κυανίδιο)
Αριθμός οξειδωσης ατόμου σε ομοιοπολική ένωση: το φαινομενικό φορτίο που θα αποκτήσει το άτομο, αν τα κοινά ζεύγη ηλεκτρονίων αποδοθούν στο ηλεκτραρνητικότερο άτομο. π.χ. HCl αρ.οξ. H = +1, αρ.οξ. Cl = -1	Αριθμός οξειδωσης ιόντος σε ιοντική ένωση: το πραγματικό φορτίο του ιόντος. π.χ. Na ⁺ Cl ⁻ αρ.οξ. Na = +1, αρ.οξ. Cl = -1
Συνήθεις τιμές αρ.οξ. στοιχείων σε ενώσεις τους K, Na, Ag : +1 H : +1 F, Cl, Br, I : -1 Ba, Ca, Mg, Zn : +2 Al : +3 O : -2	
Κανόνες για την εύρεση των αρ.οξ. <ul style="list-style-type: none">• Τα άτομα των ελεύθερων στοιχείων έχουν πάντα αρ. οξ. = 0 (π.χ. O₂, αρ. οξ. O = 0)• Το υδρογόνο (το λιγότερο ηλεκτραρνητικό από τα αμέταλλα) έχει πάντα αρ. οξ. +1. Εκτός από τις ενώσεις του με μέταλλα (π.χ. NaH), όπου ο αρ. οξ. του είναι -1.• Το οξυγόνο έχει πάντα -2. Εκτός από τα υπεροξείδια (...- O - O -...) όπου έχει αρ. οξ. -1. και στην ένωση OF₂ όπου έχει αρ. οξ. +2.	

Γραφή χημικών τύπων : $\Theta_x A_y$

Θ: θετικό τμήμα με αριθμό οξειδωσης γ^+
($\Theta^{\gamma+}$)

A: αρνητικό τμήμα με αριθμό οξειδωσης χ^-
($A^{\chi-}$)

ΒΗΜΑΤΑ ΓΙΑ ΤΗ ΓΡΑΦΗ ΤΟΥ ΧΗΜΙΚΟΥ ΤΥΠΟΥ: $\Theta^{\gamma+} A^{\chi-} \Rightarrow \Theta^{\gamma} A^{\chi} \Rightarrow \Theta_x A_y$

Αν $x=y$ παραλείπονται (π.χ. $\Theta_2 A_2 \Rightarrow \Theta A$)

Αν $x=1$ ή $y=1$ παραλείπεται (π.χ. $\Theta_1 A_2 \Rightarrow \Theta A_2$, $\Theta_2 A_1 \Rightarrow \Theta_2 A$)

Τα x και y μπορούν να απλοποιηθούν (π.χ. $\Theta_4 A_2 \Rightarrow \Theta_2 A$)

Πώς ονομάζουμε μια χημική ένωση όταν βλέπουμε τον τύπο της:

Διαβάζουμε πρώτα το δεύτερο τμήμα (το αρνητικό) και μετά το πρώτο τμήμα (το θετικό)
(αντίθετα με IUPAC)

π.χ. $ZnBr_2$ βρωμιούχος ψευδάργυρος $Ca(CN)_2$ κυανιούχο ασβέστιο
 NH_4Cl χλωριούχο αμμώνιο $(NH_4)_2S$ θειούχο αμμώνιο
 Na_2CO_3 ανθρακικό νάτριο Na_3N αζωτούχο νάτριο

Ενώσεις του οξυγόνου με
άλλα στοιχεία:

CaO **οξειδίο** του ασβεστίου

Al_2O_3 **οξειδίο** του ασβεστίου

Αριθμητικά προθέματα:

SO_2 **διοξειδίο** του θείου

SO_3 **τριοξειδίο** του θείου

Ενώσεις του υδρογόνου με
αλογόνα και θείο:

HF **υδροφθόριο**

HBr **υδροβρώμιο**

H_2S **υδρόθειο**

Ενώσεις του υδρογόνου με
πολυατομικά ανιόντα:

H_2SO_4 θειικό **οξύ**

H_3PO_4 φωσφορικό **οξύ**