

ΚΕΦΑΛΑΙΟ 2 : ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΣ ΠΙΝΑΚΑΣ - ΔΕΣΜΟΙ**2.1**

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)		

Κατανομή ηλεκτρονίων σε στιβάδες στα στοιχεία με ατομικό αριθμό $Z = 1 - 20$					
Z	στοιχείο	K	L	M	N
1	H υδρογόνο	1			
2	He ήλιο	2			
3	Li λίθιο	2	1		
4	Be βηρύλλιο	2	2		
5	B βόριο	2	3		
6	C άνθρακας	2	4		
7	N άζωτο	2	5		
8	O οξυγόνο	2	6		
9	F φθόριο	2	7		
10	Ne νέο	2	8		
11	Na νάτριο	2	8	1	
12	Mg μαγνήσιο	2	8	2	
13	Al αργίλιο	2	8	3	
14	Si πυρίτιο	2	8	4	
15	P φώσφορος	2	8	5	
16	S θείο	2	8	6	
17	Cl χλώριο	2	8	7	
18	Ar αργό	2	8	8	
19	K κάλιο	2	8	8	1
20	Ca ασβέστιο	2	8	8	2

2.2

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 περιόδοι (οριζόντιες σειρές)	Σε κάθε περίοδο χρησιμοποιείται ο <u>ίδιος αριθμός στιβάδων</u> για την κατανομή των ηλεκτρονίων. Ο <u>αριθμός της περιόδου</u> δείχνει τον αριθμό των στιβάδων στις οποίες έχουν καταναμεηθεί τα ηλεκτρόνια.	Κατά μήκος μιας περιόδου <u>βαθμιαία μεταβολή των ιδιοτήτων</u> (π.χ. ελάττωση του μεταλλικού χαρακτήρα και αύξηση του χαρακτήρα αμετάλλου)
18 ομάδες (κατακόρυφες στήλες) 8 κύριες ομάδες (A) 10 δευτερεύουσες ομάδες (B)	αριθμός <u>κύριας ομάδας</u> = 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> .
Λανθανίδες, ακτινίδες: 6η και 7η περίοδος αντίστοιχα		
Μεταβατικά στοιχεία ή στοιχεία μετάπτωσης: τα στοιχεία των δευτερεύουσων ομάδων		

Κλασική αρίθμηση	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
IUPAC (συνεχής)	1	2	13	14	15	16	17	18
	αλκάλια (εκτός του H)	αλκαλικές γαίες					αλογόνα	ευγενή αέρια
Αριθμός ηλεκτρονίων εξωτερικής στιβάδας (σθένους)	1 X•	2 •X•	3 •X•	4 •X• μέχρι 4 e μονήρη	5 •X• 3 μονήρη 1 ζεύγος	6 •X• ••	7 •X• ••	8 •X• ••

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)

2.3

<p>Χημικός δεσμός Οι ελκτικές δυνάμεις με τις οποίες συγκρατούνται μεταξύ τους άτομα, ιόντα ή και μόρια.</p> <p>Οδηγεί το σύστημα σε χαμηλότερη ενέργεια (σταθερότερο)</p>	<p>Χημική συμπεριφορά: Καθορίζεται από: - Ηλεκτρόνια σθένους - Ατομική ακτίνα</p>	<p>Κανόνας των οκτώ: Τα άτομα των στοιχείων θέλουν να αποκτήσουν ηλεκτρονιακή δομή ευγενούς αερίου (συμπληρωμένη εξωτερική στιβάδα). Γι' αυτό αποβάλλουν, προσλαμβάνουν ή συνεισφέρουν ηλεκτρόνια.</p>
<p>Ατομική ακτίνα (μέγεθος του ατόμου)</p>	<p>Όσο πιο μικρό είναι ένα άτομο: πιο δύσκολα χάνει e πιο εύκολα παίρνει e</p>	<p>Όσο πιο μεγάλο είναι ένα άτομο: πιο εύκολα χάνει e πιο δύσκολα παίρνει e</p>
<p>Η ατομική ακτίνα ελαττώνεται από τα αριστερά προς τα δεξιά <u>κατά μήκος μας περιόδου</u>. (προς τα δεξιά αυξάνεται ο ατομικός αριθμός, δηλαδή το θετικό φορτίο του πυρήνα, άρα μεγαλύτερη η έλξη των ηλεκτρονίων από τον πυρήνα)</p>		
<p>Η ατομική ακτίνα αυξάνεται από πάνω προς τα κάτω <u>σε μια ομάδα</u>. (προστίθενται στιβάδες, άρα μεγαλύτερη απόσταση ηλεκτρονίων σθένους από τον πυρήνα, μικρότερη έλξη)</p>		
<p>Εντονότερος μεταλλικός (ηλεκτροθετικός) χαρακτήρας – αποβάλλει ευκολότερα το εξωτερικό ηλεκτρόνιο – μεγαλύτερη ατομική ακτίνα – τελευταίο στην ομάδα – πρώτο στην περίοδο</p> <p>Τα κατιόντα έχουν πάντα μικρότερο μέγεθος από τα αντίστοιχα ουδέτερα άτομα ($X^+ < X$) Τα ανιόντα έχουν πάντα μεγαλύτερο μέγεθος από τα αντίστοιχα ουδέτερα άτομα ($X^- > X$)</p>		
<p>Ιοντικός ή ετεροπολικός δεσμός Μέταλλο (τάση αποβολής ηλεκτρονίων) + Αμέταλλο (τάση πρόσληψης ηλεκτρονίων)</p> <p>Έλξη αντίθετα φορισμένων ιόντων (ηλεκτροστατικές δυνάμεις Coulomb) που προκύπτουν από μεταφορά ηλεκτρονίων (από το μέταλλο στο αμέταλλο) Σχηματίζονται ιοντικοί κρύσταλλοι (όχι μόρια)</p>	<p>Ομοιοπολικός δεσμός Ο δεσμός που σχηματίζεται με αμοιβαία συνεισφορά ηλεκτρονίων μεταξύ των ατόμων δύο αμετάλλων.</p> <p>ένα κοινό ζευγάρι e, απλός δεσμός δύο κοινά ζευγάρια e, διπλός δεσμός τρία κοινά ζευγάρια e, τριπλός δεσμός</p> <p>Μπορεί να είναι πολικός ή μη πολικός</p>	
<p>$Na^+ + \cdot\overset{\circ}{\underset{\circ}{\text{Cl}}}\cdot \rightarrow Na^+ \cdot\overset{\circ}{\underset{\circ}{\text{Cl}}}\cdot^-$</p>	<p>$\cdot\overset{\circ}{\underset{\circ}{\text{F}}}\cdot$ και $\cdot\overset{\circ}{\underset{\circ}{\text{F}}}\cdot$ γίνονται: $\overset{\circ}{\underset{\circ}{\text{F}}}\overset{\circ}{\underset{\circ}{\text{F}}}$</p>	

Ηλεκτρονιακοί τύποι: δείχνουν ότι και οι μοριακοί τύποι και επιπλέον την κατανομή των ηλεκτρονίων σθένους των ατόμων.

Δείχνουν τα δεσμικά και μη δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων στις ομοιοπολικές ενώσεις.
Ο ομοιοπολικός δεσμός μπορεί να παρασταθεί και με μία παύλα (π.χ. F – F).

* Υπάρχουν και ενώσεις μεταξύ αμετάλλων που είναι ιοντικές, π.χ. τα άλατα του NH_4^+
Υπάρχουν και ομοιοπολικές ενώσεις μεταξύ μετάλλου – αμετάλλου, π.χ. AlCl_3

- **χαρακτηριστικά ιοντικών ενώσεων**

(οξειδία μετάλλων, υδροξείδια μετάλλων, άλατα):

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

- **χαρακτηριστικά ομοιοπολικών ενώσεων:**

- α) αέρια ή πτητικά υγρά και μαλακά στερεά με δομικές μονάδες τα μόρια.
- β) χαμηλά σημεία τήξης και ζέσης λόγω ασθενέστερων από τον ιοντικό δεσμό ελκτικών δυνάμεων.
- γ) 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.
- δ) Διαλύονται λίγο στο νερό.
- ε) Ομοιοπολικές είναι κατά βάση οι ενώσεις μεταξύ των αμετάλλων (οξέα, οξειδία αμετάλλων, αμμωνία κλπ.).

* διαμάντι, γραφίτης: ομοιοπολικοί κρύσταλλοι, σκληρότητα, υψηλά σημεία τήξης

Τα αμέταλλα συμπεριφέρονται με δύο τρόπους:

1. Ξέρουν να παίρνουν ηλεκτρόνια όταν έρχονται σε επαφή με μέταλλα
(ιοντικός δεσμός)
2. Μπορούν και να «συνεταιρίζονται», δημιουργώντας κοινό ζεύγος με άλλα αμέταλλα
(ομοιοπολικός δεσμός)

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 αμετάλλου 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. O_2 , N_2 , F_2 .

Αν δημιουργηθεί ομοιοπολικός δεσμός ανάμεσα σε άτομα διαφορετικών αμετάλλων 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 , H_2O .

2.4

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 μέταλλα) 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. • Τα αλκάλια (K, Na ...) έχουν πάντα +1. • Οι αλκαλικές γαίες (Ca, Mg ...) έχουν πάντα +2 • Το φθόριο έχει πάντα -1 (το πιο ηλεκτραρνητικό) • Το αλγεβρικό άθροισμα των αρ. οξ. όλων των ατόμων μιας ένωσης είναι μηδέν. π.χ. K₂Cr₂O₇ : 2·(+1) + 2·x + 7·(-2) = 0 → x=+6 • Το αλγεβρικό άθροισμα των αρ. οξ. όλων των ατόμων ενός ιόντος είναι ίσο με το φορτίο του ιόντος. π.χ. MnO₄⁻ : x + 4·(-2) = -1 → x = +7 	

Γραφή χημικών τύπων : $\Theta_x A_y$ **Θ:** θετικό τμήμα με αριθμό οξείδωσης γ^+
(Θ^{γ^+})**A:** αρνητικό τμήμα με αριθμό οξείδωσης χ^-
(A^{χ^-})ΒΗΜΑΤΑ ΓΙΑ ΤΗ ΓΡΑΦΗ ΤΟΥ ΧΗΜΙΚΟΥ ΤΥΠΟΥ: $\Theta^{\gamma^+} A^{\chi^-} \Rightarrow \Theta^{\gamma} A^{\chi} \Rightarrow \Theta_x A_y$ **Av** $x=y$ παραλείπονται (π.χ. $\Theta_2 A_2 \Rightarrow \Theta A$)**Av** $x=1$ 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. $\Theta_4 A_2 \Rightarrow \Theta_2 A$)* Εξαιρέσεις π.χ. αμμωνία NH_3 ($N^{3-} H^{1+}$)**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 θείουΕνώσεις 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****Προσοχή:** NH_3 αμμωνία $FeCl_2$ χλωριούχος σίδηρος **II** $FeCl_3$ χλωριούχος σίδηρος **III**(Fe²⁺)(Fe³⁺)