

2^ο κεφάλαιο**2.1 Ηλεκτρονιακή δομή των ατόμων****Ατομικό πρότυπο του Bohr :**

- Το άτομο είναι μια μικρογραφία του ηλιακού συστήματος: στο κέντρο είναι ο πυρήνας (περιλαμβάνει τα θετικά φορτισμένα πρωτόνια και τα ουδέτερα νετρόνια). Στον πυρήνα είναι συγκεντρωμένη η μάζα του ατόμου.
- Γύρω από τον πυρήνα, σε καθορισμένες τροχιές που λέγονται **στιβάδες** (ή φλοιοί ή ενεργειακές στάθμες) κινούνται τα αρνητικά φορτισμένα ηλεκτρόνια.
- Οι στιβάδες είναι 7. Κάθε στιβάδα χαρακτηρίζεται από έναν αριθμό που συμβολίζεται με **n** και ονομάζεται **κύριος κβαντικός αριθμός**.
- Όσο πιο κοντά στον πυρήνα είναι μία στιβάδα, τόσο μικρότερη ενέργεια έχει.
Δηλαδή $E_K < E_L < E_M < \dots$

Κανόνες ηλεκτρονιακής δόμησης:

- ✓ Τα ηλεκτρόνια καταλαμβάνουν στιβάδες με τη μικρότερη ενέργεια. Όταν αυτές δεν είναι διαθέσιμες τότε καταλαμβάνουν στιβάδες μεγαλύτερης ενέργειας.
- ✓ Ο μέγιστος αριθμός ηλεκτρονίων που μπορούν να πάρουν οι τέσσερις πρώτες στιβάδες δίνεται από τη σχέση $2n^2$.

Στον ακόλουθο πίνακα φαίνεται ο μέγιστος αριθμός *e* ανά στιβάδα:

Στιβάδα	n	Αριθμός <i>e</i> θεωρητικά ($2n^2$)	Αριθμός <i>e</i> πρακτικά
K	1	$2 \cdot 1^2 = 2$	2
L	2	$2 \cdot 2^2 = 8$	8
M	3	$2 \cdot 3^2 = 18$	18
N	4	$2 \cdot 4^2 = 32$	32
O	5	$2 \cdot 5^2 = 50$	32
P	6	$2 \cdot 6^2 = 72$	18
Q	7	$2 \cdot 7^2 = 98$	8

Κανόνες για την κατανομή *e* σε στιβάδες:

1. Ο μέγιστος αριθμός *e* ανά στιβάδα φαίνεται από τον προηγούμενο πίνακα.
2. Η τελευταία στιβάδα παίρνει ως 8*e* (εκτός αν είναι η K που παίρνει ως 2*e*).
3. Η προτελευταία στιβάδα παίρνει 8*e* έως 18*e*. [πρακτικά στις ασκήσεις που συναντάμε, θα παίρνει ή 8*e* ή 18*e* (εκτός αν είναι η K που θα παίρνει 2*e*)].

Παρατήρηση: Στιβάδα που έχει το μέγιστο αριθμό ηλεκτρονίων χαρακτηρίζεται συμπληρωμένη.

4.1 Βασικές έννοιες

Ατομική μονάδα μάζας (amu) ορίζεται ως το $\frac{1}{12}$ της μάζας του ατόμου του άνθρακα 12 (^{12}C).

Σχετική ατομική μάζα (A_r) ή ατομικό βάρος λέγεται ο αριθμός που δείχνει πόσες φορές είναι μεγαλύτερη η μάζα του ατόμου του στοιχείου, από το $\frac{1}{12}$ της μάζας του ατόμου του άνθρακα 12 (^{12}C).

$$A_r = \frac{m_{\text{ατόμου}}}{\frac{1}{12} m_{\text{ατόμου του } ^{12}\text{C}}}$$

Σχετική μοριακή μάζα (M_r) ή μοριακό βάρος λέγεται ο αριθμός που δείχνει πόσες φορές είναι μεγαλύτερη η μάζα του μορίου του στοιχείου ή της χημικής ένωσης από το $\frac{1}{12}$ της μάζας του ατόμου του άνθρακα 12 (^{12}C).

$$M_r = \frac{m_{\text{μορίου}}}{\frac{1}{12} m_{\text{ατόμου του } ^{12}\text{C}}}$$

Η έννοια της M_r επεκτείνεται και στις ιοντικές ενώσεις, παρότι σε αυτές όπως θα δούμε, δεν υπάρχουν μόρια αλλά ιόντα.

2.2 Κατάταξη των στοιχείων (Περιοδικός Πίνακας).

Χρησιμότητα του Περιοδικού Πίνακα (Π.Π.)

Αρχικά τα στοιχεία κατατάχτηκαν από το Mendeleev κατά αυξανόμενη σχετική ατομική μάζα και αυτό δημιούργησε προβλήματα (μειονεκτήματα του πρώτου περιοδικού πίνακα), που ο Mendeleev τα ξεπέρασε αφήνοντας στον δικό του Π.Π. κενές θέσεις και κάνοντας αναστροφές.

Στον σύγχρονο περιοδικό πίνακα τα στοιχεία κατατάσσονται κατά αύξοντα ατομικό αριθμό και ο πίνακας που σχηματίζεται αποτελείται από επτά οριζόντιες σειρές (λέγονται: περίοδοι) και δεκαοκτώ κατακόρυφες στήλες (λέγονται: ομάδες).

Σύγχρονος περιοδικός νόμος (Moseley): οι ιδιότητες των στοιχείων είναι περιοδικές συναρτήσεις του ατομικού τους αριθμού (Z).

Περίοδος είναι η οριζόντια γραμμή του περιοδικού πίνακα που περιλαμβάνει στοιχεία με ίδιο αριθμό στιβάδων. Αν ξέρουμε την περίοδο κάποιου στοιχείου ξέρουμε και σε πόσες στιβάδες έχουν καταναμεηθεί τα ηλεκτρόνια του.

Στην 6^η και στην 7^η περίοδο αντίστοιχα ανήκουν οι λανθανίδες και οι ακτινίδες.

Αριθμός στοιχείων σε κάθε περίοδο:

1 ^η περίοδος	2 στοιχεία
2 ^η περίοδος	8 στοιχεία
3 ^η περίοδος	8 στοιχεία
4 ^η περίοδος	18 στοιχεία
5 ^η περίοδος	18 στοιχεία
6 ^η περίοδος	32 στοιχεία
7 ^η περίοδος	26 στοιχεία, <u>προς το παρόν.</u>

Κατά μήκος μιας περιόδου υπάρχει συνήθως βαθμιαία μεταβολή ιδιοτήτων πχ προς τα αριστερά έχουμε τα μέταλλα (αριστερότερα είναι τα πιο δραστικά), μετά τα μεταλλοειδή και δεξιά τα αμέταλλα (δεξιότερα είναι τα πιο δραστικά).

Κατά μήκος μιας περιόδου έχουμε ελάττωση του μεταλλικού χαρακτήρα και αύξηση του χαρακτήρα αμετάλλου. Γι' αυτό τα αμέταλλα βρίσκονται στο δεξιό άκρο του περιοδικού πίνακα και διαχωρίζονται από τα υπόλοιπα στοιχεία, που είναι τα μέταλλα, με τεθλασμένη γραμμή. Τα στοιχεία που βρίσκονται κοντά στη διαχωριστική αυτή γραμμή χαρακτηρίζονται **μεταλλοειδή**, αφού εμφανίζουν ιδιότητες τόσο μετάλλων όσο και αμετάλλων.

Ομάδα είναι η κατακόρυφη στήλη του περιοδικού πίνακα που περιλαμβάνει στοιχεία με ίδιο αριθμό ηλεκτρονίων στην εξωτερική τους στιβάδα και **παρόμοιες χημικές ιδιότητες**. (Προσοχή στο στοιχείο ${}^4_2\text{He}$)

Οι ομάδες διακρίνονται σε κύριες (A) και δευτερεύουσες (B). Αν ξέρουμε τον αύξοντα αριθμό της κύριας (A) ομάδας κάποιου στοιχείου, μπορούμε να ξέρουμε και τον αριθμό ηλεκτρονίων της εξωτερικής του στιβάδας.

Στοιχεία που ανήκουν στην ίδια κύρια ομάδα έχουν τον ίδιο αριθμό ηλεκτρονίων στην εξωτερική τους στιβάδα ο οποίος ταυτίζεται με τον αριθμό της ομάδας σύμφωνα με την κλασική (δηλαδή την αρχική) αρίθμηση.

Κύριες ομάδες: Είναι οι 8 ομάδες του περιοδικού πίνακα με το χαρακτηρισμό A.

Κλασική αρίθμηση: IA, IIA, IIIA, IVA, VA, VIA, VIIA, VIIIA.

Σύγχρονη αρίθμηση: 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17, 18.

Ομάδα IA, περιλαμβάνει τα αλκάλια (Na, K...) και το H που δεν είναι αλκάλιο.

Ομάδα IIA, περιλαμβάνει τις αλκαλικές γαίες (Ca, Mg, ...)

Ομάδα IIIA, περιλαμβάνει τις γαίες (Al ...)

Ομάδα VIIA, περιλαμβάνει τα αλογόνα (F, Cl, Br, I, ...)

Ομάδα VIIIA, περιλαμβάνει τα ευγενή αέρια (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn)

Τα στοιχεία των δευτερευουσών (δηλαδή των B) ομάδων λέγονται **μεταβατικά στοιχεία** ή **στοιχεία μετάπτωσης**.

Χρησιμότητα του περιοδικού πίνακα

- Βοηθά στην **ανακάλυψη** νέων στοιχείων.
- Διευκολύνει τη **μελέτη** των **ιδιοτήτων** (φυσικών και χημικών) των στοιχείων, και τη μελέτη των μεθόδων παρασκευής τους.
- Βοηθά στην **πρόβλεψη** των ιδιοτήτων ενός στοιχείου, το είδος του δεσμού που μπορεί να δημιουργήσει, καθώς και τη συμπεριφορά των ενώσεών του αρκεί να ξέρουμε τη θέση του στον περιοδικό πίνακα

2.3 Γενικά για το χημικό δεσμό

Χημικός δεσμός είναι η δύναμη που συγκρατεί τα άτομα ή τα ιόντα ενωμένα μεταξύ τους, με τη βοήθεια των ηλεκτρονίων της εξωτερικής στιβάδας (λέγονται **ηλεκτρόνια σθένους**, δηλαδή είναι τα «δυνατά» ηλεκτρόνια. Αυτά που έχουν το σθένος, τη δύναμη, να κάνουν χημικούς δεσμούς).

Ο χημικός δεσμός, δημιουργείται όταν τα άτομα πλησιάσουν αρκετά και οι ελκτικές δυνάμεις υπερσχύσουν των απωστικών δυνάμεων.

Όταν δημιουργείται χημικός δεσμός το σύστημα γίνεται σταθερότερο.

Παράγοντες που καθορίζουν τη χημική συμπεριφορά των ατόμων:

- ✓ **τα ηλεκτρόνια σθένους** (δηλαδή τα ηλεκτρόνια της εξωτερικής στιβάδας). Τα άτομα αποβάλλουν ή προσλαμβάνουν e προκειμένου να αποκτήσουν δομή ευγενούς αερίου, δηλαδή να έχουν συμπληρωμένη την εξωτερική στιβάδα με 8e, ή με 2e αν πρόκειται για την στιβάδα K (**κανόνας των οκτώ**). Προφανώς τα ευγενή αέρια που έχουν συμπληρωμένη την εξωτερική στιβάδα δεν έχουν την τάση να σχηματίζουν χημικές ενώσεις.

- ✓ **η ατομική ακτίνα (το μέγεθος του ατόμου)**

Η ατομική ακτίνα ορίζεται ως το μισό της απόστασης μεταξύ των πυρήνων δύο γειτονικών ατόμων στοιχείου, που βρίσκονται σε στερεή κρυσταλλική κατάσταση. Το μέγεθος ενός ατόμου είναι μία από τις πιο ομαλά μεταβαλλόμενες ιδιότητες στον περιοδικό πίνακα.

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

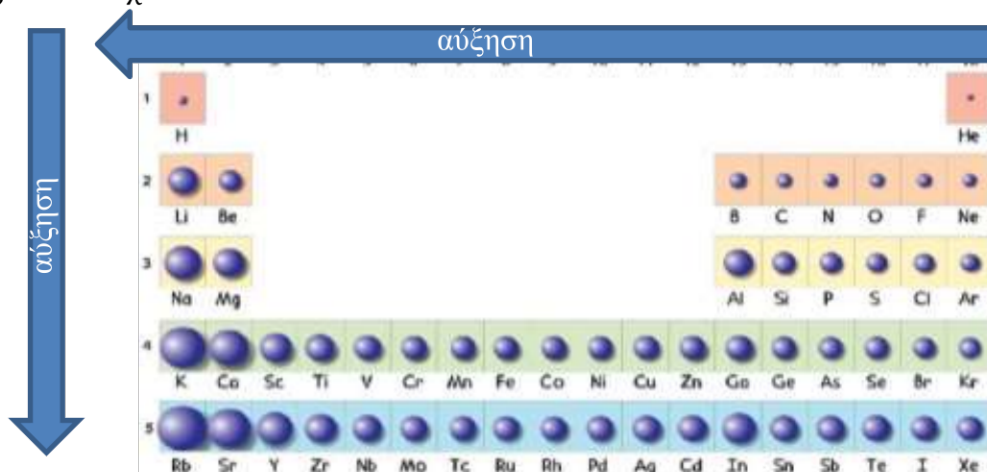
Εξήγηση: όσο "πηγαίνουμε" προς τα δεξιά στον Π.Π. αυξάνει ο ατομικός αριθμός, κατά συνέπεια αυξάνει το θετικό φορτίο του πυρήνα και η έλξη των ηλεκτρονίων από τον πυρήνα με αποτέλεσμα να μειώνεται η ακτίνα.

Επίσης,

- Σε μία ομάδα η ατομική ακτίνα αυξάνεται από πάνω προς τα κάτω.

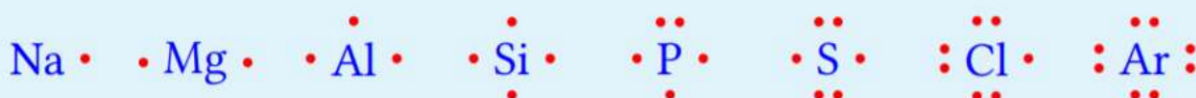
Εξήγηση: όσο "πηγαίνουμε" προς τα κάτω "προστίθενται" στιβάδες στο άτομο, οπότε μεγαλώνει η απόσταση ηλεκτρονίων σθένους από τον πυρήνα, η έλξη μειώνεται, συνεπώς η ατομική ακτίνα αυξάνεται.

Τελικά, η ατομική ακτίνα αυξάνεται προς τα κάτω και αριστερά. Όσο μεγαλώνει η ατομική ακτίνα και μικραίνει ο αριθμός ηλεκτρονίων σθένους, τόσο αυξάνεται η ευκολία του ατόμου για αποβολή ηλεκτρονίων. Δηλαδή, αυξάνεται ο ηλεκτροθετικός (μεταλλικός) χαρακτήρας του στοιχείου. Αντίθετα, όσο ελαττώνεται η ατομική ακτίνα και αυξάνεται ο αριθμός ηλεκτρονίων σθένους, τόσο μεγαλώνει η ευκολία πρόσληψης ηλεκτρονίων από ένα άτομο. Δηλαδή, αυξάνεται ο ηλεκτραρνητικός χαρακτήρας του στοιχείου.



Απαραίτητες γνώσεις:

- **Μέταλλα** είναι τα στοιχεία που στην εξωτερική τους στιβάδα έχουν **1 έως 3e** και έχουν την τάση να τα αποβάλλουν για να αποκτήσουν δομή ευγενούς αερίου.
- **Αμέταλλα** είναι τα στοιχεία που στην εξωτερική τους στιβάδα έχουν **5 έως 7e** [και το **H με 1e⁻ στην εξωτερική (και μοναδική του) στιβάδα**]. Έχουν την τάση να προσλάβουν ηλεκτρόνια για να αποκτήσουν δομή ευγενούς αερίου.
(Από τα στοιχεία της IV_A (ή 14^{ης}) ομάδας συχνά θα συναντάμε και τον C που είναι επίσης **αμέταλλο**, με 4 ηλεκτρόνια στην εξωτερική του στιβάδα)
- Δίνονται οι ηλεκτρονιακοί τύποι Lewis των στοιχείων που ανήκουν στις κύριες ομάδες του περιοδικού πίνακα (συγκεκριμένα, των στοιχείων της 3^{ης} περιόδου).



- Για τη γραφή χημικών ενώσεων (πχ του μορίου της αμμωνίας), χρησιμοποιούνται:



Τι δείχνει ο κάθε τύπος:

Μοριακός τύπος: δείχνει τα **είδη** των ατόμων στο μόριο και τον **ακριβή αριθμό** τους.

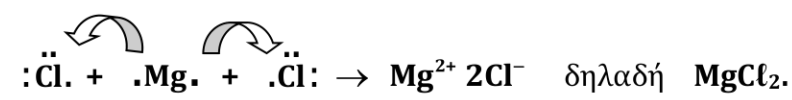
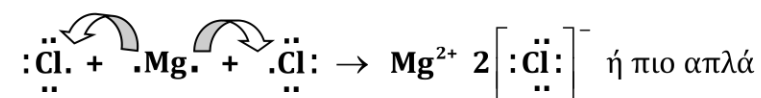
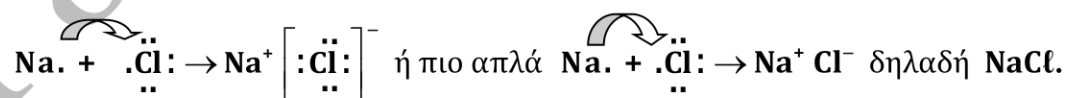
Ηλεκτρονιακός τύπος: δείχνει τα είδη των ατόμων στο μόριο, τον ακριβή αριθμό τους (δλδ **ό,τι ο Μ.Τ.**) και την **κατανομή των ηλεκτρονίων σθένους**.

Συντακτικός τύπος: δείχνει από ποια και πόσα άτομα αποτελείται το μόριο της ένωσης (δλδ **ό,τι ο Μ.Τ.**) και τον **τρόπο που συνδέονται** μεταξύ τους.

Ιοντικός ή ετεροπολικός δεσμός:

Γίνεται ανάμεσα σε ένα **μέταλλο** [που αποβάλλει (συνήθως 1-3e) ηλεκτρόνια] και ένα **αμέταλλο** (που προσλαμβάνει τα ηλεκτρόνια αυτά). Το μέταλλο τότε αποκτά δομή ευγενούς αερίου και μετατρέπεται σε κατιόν, και το αμέταλλο ομοίως αποκτά δομή ευγενούς αερίου και μετατρέπεται σε ανιόν. Η **ηλεκτροστατική έλξη** μεταξύ ανιόντων και κατιόντων είναι ο ιοντικός ή ετεροπολικός δεσμός.

Παραδείγματα σχηματισμού ιοντικού δεσμού:



Χαρακτηριστικά των ιοντικών ενώσεων:

- ✓ Οι ιοντικές ενώσεις είναι κυρίως οξείδια μετάλλων (πχ CaO), υδροξείδια μετάλλων (πχ NaOH) και άλατα (πχ NaCl).
- ✓ Σε μέσες συνθήκες περιβάλλοντος, είναι σώματα **στερεά, κρυσταλλικά**.
- ✓ Έχουν **υψηλά σημεία τήξης και ζέσης** (βρασμού) λόγω των ισχυρών δυνάμεων Coulomb.
- ✓ Στον κρύσταλλό τους **δεν υπάρχουν μόρια** αλλά ιόντα (κατιόντα και ανιόντα). [Έτσι, ο μοριακός τύπος, πχ. του NaCl, δεν συμβολίζει το μόριο της ένωσης, αλλά δείχνει την απλούστερη ακέραιη αναλογία κατιόντων και ανιόντων στο κρυσταλλικό πλέγμα].
- ✓ Σε αντίθεση με τους κρυστάλλους των μετάλλων (οι κρύσταλλοι των οποίων είναι ελατοί και όλκιμοι), οι κρύσταλλοι των ιοντικών ενώσεων είναι σκληροί, εύθραυστοι και δεν έχουν ηλεκτρική αγωγιμότητα. Αντίθετα, τα τήγματα ή τα διαλύματα των ιοντικών ενώσεων άγουν το ηλεκτρικό ρεύμα.
- ✓ Πολλές ιοντικές ενώσεις είναι ευδιάλυτες στο νερό.

Ομοιοπολικός δεσμός:

Όταν δύο γειτονικά άτομα κατέχουν από κοινού ένα ζευγάρι ηλεκτρονίων, λέμε ότι συνδέονται μέσω ενός ομοιοπολικού δεσμού.

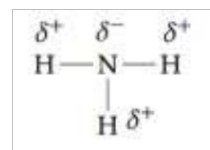
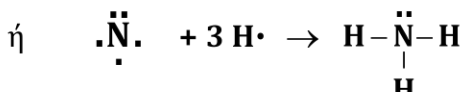
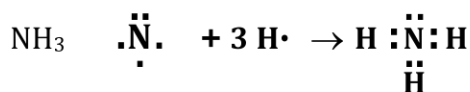
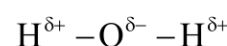
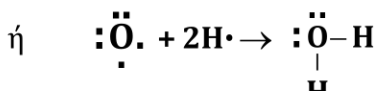
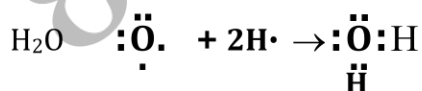
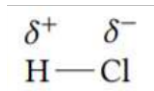
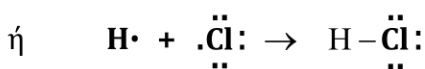
Ο δεσμός αυτός γίνεται ανάμεσα σε αμέταλλα, με αμοιβαία συνεισφορά ενός ή περισσοτέρων ηλεκτρονίων.

(Ηλεκτραρνητικότητα είναι η τάση του στοιχείου να έλκει ηλεκτρόνια, όταν αυτό συμμετέχει στο σχηματισμό πολυατομικών συγκροτημάτων. Αυξάνεται προς τα δεξιά και πάνω στον περιοδικού πίνακα.)

Αν στον ομοιοπολικό δεσμό συνδέονται όμοια αμέταλλα (προφανώς, έχουν την ίδια ηλεκτραρνητικότητα), σχηματίζεται **ομοιοπολικός μη πολικός δεσμός**. Π.χ.



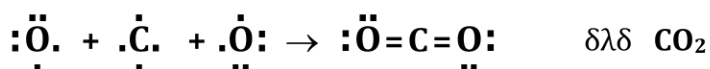
Αν στον ομοιοπολικό δεσμό συνδέονται ανόμοια αμέταλλα, θα έχουν διαφορετική ηλεκτραρνητικότητα και σχηματίζεται **ομοιοπολικός πολικός δεσμός**. Π.χ.



Όσο μεγαλύτερη είναι η διαφορά ηλεκτραρνητικότητας μεταξύ των ατόμων, τόσο πιο πολωμένος είναι ο ομοιοπολικός δεσμός.

Παρατηρήσεις:

- Ο διπλός δεσμός δημιουργείται με δύο κοινά ζεύγη ηλεκτρονίων, και ο τριπλός δεσμός δημιουργείται με τρία κοινά ζεύγη ηλεκτρονίων. Πχ



- Οι ηλεκτρονιακοί τύποι των μορίων μας δείχνουν ότι και οι μοριακοί τύποι, και επιπλέον την κατανομή των ηλεκτρονίων σθένους των ατόμων.

Χαρακτηριστικά των ομοιοπολικών ενώσεων:

- αποτελούνται από μόρια που έλκονται με σχετικά ασθενείς δυνάμεις.
 ➤ είναι μαλακά στερεά με χαμηλά σημεία τήξης ή υγρά με χαμηλά σημεία βρασμού ή αέρια. Εξαιρέση: κάποιες φορές τα άτομα συνδέονται μεταξύ τους και σχηματίζουν μεγαλομόρια, όπως είναι το διαμάντι που χαρακτηρίζεται από εξαιρετική σκληρότητα και πολύ υψηλό σημείο τήξης.
 ➤ είναι ενώσεις μεταξύ αμετάλλων: οξέα (πχ HCl, H₂SO₄), οξείδια αμετάλλων (πχ SO₃, CO₂) κλπ
 ➤ σε καθαρή κατάσταση δεν έχουν ηλεκτρική αγωγιμότητα, ενώ τα διαλύματα ορισμένων (πχ οξέων) άγουν το ηλεκτρικό ρεύμα.

2.4 Η γλώσσα της χημείας - Αριθμός οξείδωσης - Γραφή χημικών τύπων και εισαγωγή στην ονοματολογία των ενώσεων**Ονοματολογία των κυριότερων μονατομικών ιόντων:**

Μονοατομικά ιόντα		
Cl ⁻	χλωριούχο ή χλωρίδιο	O ²⁻ οξυγονούχο ή οξείδιο
Br ⁻	βρωμιούχο ή βρωμίδιο	S ²⁻ θειούχο ή σουλφίδιο
I ⁻	ιωδιούχο ή ιωδίδιο	N ³⁻ αζωτούχο ή νιτρίδιο
F ⁻	φθοριούχο ή φθορίδιο	P ³⁻ φωσφορούχο ή φωσφίδιο
H ⁻	υδρογονούχο ή υδρίδιο	

Ονοματολογία των κυριότερων πολυατομικών ιόντων:

Ονοματολογία πολυατομικών ιόντων		
NO ₃ ⁻ νιτρικό	CN ⁻ κυάνιο	HCO ₃ ⁻ όξινο ανθρακικό
CO ₃ ²⁻ ανθρακικό	ClO ₄ ⁻ υπερχλωρικό	HPO ₄ ²⁻ όξινο φωσφορικό
SO ₄ ²⁻ θειικό	ClO ₃ ⁻ χλωρικό	H ₂ PO ₄ ⁻ δισόξινο φωσφορικό
PO ₄ ³⁻ φωσφορικό	ClO ₂ ⁻ χλωριώδες	MnO ₄ ⁻ υπερμαγγανικό
OH ⁻ υδροξείδιο	ClO ⁻ υποχλωριώδες	Cr ₂ O ₇ ²⁻ διχρωμικό
NH ₄ ⁺ αμμώνιο	HSO ₄ ⁻ όξινο θειικό	CrO ₄ ²⁻ χρωμικό

Αριθμός οξείδωσης:

1. Για **ιοντικές ενώσεις**, δείχνει το **πραγματικό** φορτίο κάθε ιόντος.
2. Για **ομοιοπολικές ενώσεις**, δείχνει το φορτίο που φαίνεται να έχει το άτομο, αν τα κοινά ζεύγη ηλεκτρονίων αποδοθούν στο πιο ηλεκτραρνητικό άτομο του ομοιοπολικού δεσμού (φαινομενικό φορτίο).

Οι συνήθεις αριθμοί οξείδωσης είναι:

Μέταλλα		Αμέταλλα	
K, Na, Ag	+1	F	-1
Ba, Ca, Mg, Zn	+2	H	+1 (-1)
Al	+3	O	-2 (-1, +2)
Cu, Hg	+1, +2	Cl, Br, I	-1 (+1, +3, +5, +7)
Fe, Ni	+2, +3	S	-2 (+4, +6)
Pb, Sn	+2, +4	N, P	-3 (+3, +5)
Mn	+2, +4, +7	C, Si	-4, +4
Cr	+3, +6		

(πρακτικοί) Κανόνες για την εύρεση του αριθμού οξείδωσης (Α.Ο.):

- ✓ Κάθε στοιχείο έχει σε ελεύθερη κατάσταση (π.χ. Na, Cl₂) Α.Ο. μηδέν.
- ✓ Το H έχει αριθμό οξείδωσης +1 (μόνο στα υδρίδια, δηλαδή στις ενώσεις του με τα μέταλλα έχει -1)
- ✓ Το F έχει **πάντα** αριθμό οξείδωσης -1.
- ✓ Το O έχει αριθμό οξείδωσης -2 [εκτός από τα υπεροξείδια που έχει -1 π.χ. H₂O₂ και την ένωση οξείδιο του φθορίου OF₂ που έχει αριθμό οξείδωσης +2]
- ✓ Τα αλκάλια (Na, K..) έχουν πάντα αριθμό οξείδωσης +1 και οι αλκαλικές γαίες (Mg, Ca, Ba..) +2 .
- ✓ Το αλγεβρικό άθροισμα των αριθμών οξείδωσης όλων των ατόμων σε μια ένωση είναι μηδέν.
- ✓ Το αλγεβρικό άθροισμα των αριθμών οξείδωσης όλων των ατόμων σε ένα πολυατομικό ιόν είναι ίσο με το φορτίο του ιόντος.

Γραφή μοριακού τύπου ανόργανης ένωσης:

Κάθε ανόργανη ένωση (ανεξάρτητα από το είδος του δεσμού που έχει) μπορούμε να πούμε ότι αποτελείται από δύο τμήματα, ένα με θετικό αριθμό οξείδωσης (**Θ** με αριθμό οξείδωσης = +x) και ένα με αρνητικό αριθμό οξείδωσης (**Α** με αριθμό οξείδωσης = -ψ).

Για να γράψουμε τον μοριακό τύπο της ένωσης μεταξύ του Θ και του Α:

- ✓ Γράφουμε πρώτα το θετικό τμήμα και μετά το αρνητικό Θ^{+x} Α^{-ψ}.
(Η ένωση αμμωνία αποτελεί εξαιρέση, αφού πρώτο γράφεται το αρνητικό τμήμα: N⁻³ H⁺¹ → NH₃)
- ✓ Τον αριθμό οξείδωσης του πρώτου βάζουμε δείκτη στο δεύτερο και αντίστροφα. Ακολουθεί απλοποίηση στους δείκτες αν γίνεται. Να σημειώσουμε ότι αν κάποιος δείκτης είναι το 1 τότε αυτός παραλείπεται.
- ✓ Αν κάποιο από τα τμήματα Θ ή Α είναι πολυατομικό και παίρνει δείκτη διαφορετικό του 1, το κλείνουμε σε παρένθεση.

Κανόνες για την ονοματολογία ανόργανων χημικών ενώσεων

α. Οι ενώσεις των μετάλλων (ή του ιόντος NH_4^+) με πολυατομικό ανιόν ονομάζονται με το όνομα του ανιόντος πρώτο και το όνομα του μετάλλου (ή NH_4^+) μετά. Επίσης, οι ενώσεις του υδρογόνου με πολυατομικά ανιόντα ονομάζονται με το όνομα του ανιόντος πρώτο και τη λέξη «οξύ» μετά. Π.χ.

K_2CO_3	ανθρακικό κάλιο	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	φωσφορικό ασβέστιο
NH_4ClO_3	χλωρικό αμμώνιο	H_3PO_4	φωσφορικό οξύ

β. Η ονομασία ένωσης μετάλλου (ή NH_4^+) με αμέταλλο προκύπτει από το όνομα του αμετάλλου με την κατάληξη -ούχο ή -ίδιο και ακολουθεί το όνομα του μετάλλου (ή NH_4^+). Να παρατηρήσουμε ότι, αν το μέταλλο έχει περισσότερους από έναν αρ. οξείδωσης, τότε μέσα σε παρένθεση αναγράφεται **με λατινικό αριθμό** ο αρ. οξ. στον οποίο αναφερόμαστε, π.χ.

MgBr_2	βρωμιούχο μαγνήσιο	FeS	θειούχος σίδηρος (II)
Fe_2O_3	οξειδίο σιδήρου (III)		

γ. Η ένωση ενός μετάλλου με το υδροξείδιο ονομάζεται υδροξείδιο του μετάλλου, π.χ.
 KOH υδροξείδιο του καλίου, $\text{Al}(\text{OH})_3$ υδροξείδιο του αργιλίου

δ. Μερικές φορές δύο στοιχεία σχηματίζουν περισσότερες από μία ενώσεις. Για τη διάκριση αυτών, στις περιπτώσεις αυτές, χρησιμοποιούμε αριθμητικά προθέματα, που δείχνουν τον αριθμό ατόμων του δεύτερου στοιχείου. Π.χ.

CO	μονοξείδιο του άνθρακα	CO_2	διοξείδιο του άνθρακα
N_2O_5	πεντοξείδιο του αζώτου	PCl_5	πενταχλωριούχος φωσφόρος

Ονοματολογία ανόργανων ενώσεων

1) Ένωση μετάλλου ή NH_4^+ με πολυατομικό ανιόν [πλην OH^-]

Όνομα ανιόντος-όνομα μετάλλου ή NH_4^+

Π.χ.	$(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$	φωσφορικό αμμώνιο
	NaHCO_3	όξινο ανθρακικό νάτριο

2) Ένωση του υδρογόνου με πολυατομικό ανιόν*

Όνομα ανιόντος-οξύ

Π.χ.	H_2SO_4	θειικό οξύ
	H_3PO_4	φωσφορικό οξύ
<u>Εξαιρεση:</u>	HCN	υδροκυάνιο

3) Ένωση του υδρογόνου με αμέταλλο πλην O

Υδρο-όνομα αμετάλλου

Π.χ.	HCl	υδροχλώριο
	H_2S	υδρόθειο

} ΟΞΕΑ

[* Στην πραγματικότητα το ιόν δεν υφίσταται γιατί η ένωση είναι ομοιοπολική.]

4) Ένωση (ιόντος) μετάλλου (ή NH_4^+) με ιόν αμετάλλου.

Όνομα ιόντος αμετάλλου - όνομα μετάλλου (ή αμμώνιο)

Π.χ.	MgBr_2	Βρωμιούχο μαγνήσιο
	K_2O	Οξειδίο του καλίου
	CaH_2	Υδρογονούχο ασβέστιο ή υδρίδιο του ασβεστίου

- 5) Ένωση μετάλλου με υδροξείδιο
Υδροξείδιο-ονομασία μετάλλου
Π.χ. KOH Υδροξείδιο του καλίου
 Al(OH)_3 Υδροξείδιο του αργιλίου } ΒΑΣΕΙΣ
- 6) Ένωση αμετάλλου με οξυγόνο
Οξείδιο του (ονομασία αμετάλλου)
Αν το αμέταλλο σχηματίζει περισσότερες της μίας ενώσεις με το οξυγόνο, με κατάλληλο αριθμητικό πρόθεμα δηλώνουμε τον αριθμό των ατόμων οξυγόνου στο μόριο της ένωσης.
Π.χ. CO μονοξείδιο του άνθρακα
 CO_2 διοξείδιο του άνθρακα
 N_2O_5 πεντοξείδιο του αζώτου
- 7) Ένωση αμετάλλου 1 με αμέταλλο 2 πλην O
Όνομα αμετάλλου 2 με την κατάληξη -ούχο + όνομα αμετάλλου 1
Αν το αμέταλλο 1 σχηματίζει περισσότερες από μία ενώσεις με το αμέταλλο 2, με κατάλληλο αριθμητικό δηλώνουμε τον αριθμό των ατόμων αμετάλλου 2 στο μόριο της ένωσης.
Π.χ. PCl_3 τριχλωριούχος φωσφόρος
 PCl_5 πενταχλωριούχος φωσφόρος
 CS_2 διθειούχος άνθρακας
- 8) Αν ένα μέταλλο εμφανίζει περισσότερους από έναν θετικούς αριθμούς οξείδωσης, τότε με λατινικό αριθμό σε παρένθεση δηλώνουμε τον Αριθμό οξείδωσης του μετάλλου στην ένωσή του. Π.χ.
 FeSO_4 θειικός σίδηρος (II)
 Fe(OH)_3 υδροξείδιο του σιδήρου (III)
 CuO οξείδιο του χαλκού (II)
 PbCl_2 χλωριούχος μόλυβδος (II)