Ηλεκτρονιακοί τύποι κατά Lewis

1. Ερώτηση: Τι είναι τα ηλεκτρόνια σθένους;

Απάντηση:

Τα ηλεκτρόνια της εξωτερικής στιβάδας ονομάζονται **ηλεκτρόνια σθένους** (=δυνατά ηλεκτρόνια).

2. Ερώτηση: Τι λέει η ηλεκτρονιακή θεωρία του σθένους (θεωρία Lewis 1916);

Απάντηση:

► Η θεωρία Lewis (1916) **περιγράφει το σχηματισμό του ομοιοπολικού δεσμού**.

Με βάση τις αντιλήψεις αυτές θεωρείται ότι:

1. Στους δεσμούς συμμετέχουν μόνο τα ηλεκτρόνια σθένους.

2. Τα ηλεκτρόνια σθένους στη συνέχεια διαμοιράζονται μεταξύ των συνδεομένων ατόμων με βάση τον **κανόνα της οκτάδας**.

3. Ερώτηση: Πως διατυπώνεται ο κανόνας της οκτάδας;

Απάντηση:

Σύμφωνα με τον κανόνα της οκτάδας, τα άτομα αποβάλλουν ή προσλαμβάνουν ηλεκτρόνια (ετεροπολικός δεσμός) ή αμοιβαία συνεισφέρουν ηλεκτρόνια (ομοιοπολικός δεσμός), προκειμένου να αποκτήσουν δομή ευγενούς αερίου, δηλαδή, οκτώ ηλεκτρόνια στην τελευταία τους στιβάδα. Εξαιρείται η στιβάδα Κ, που συμπληρώνεται με δύο ηλεκτρόνια.

4. Ερώτηση: Τι συμβαίνει με την ενέργεια των αρχικών ουσιών που σχηματίζουν χημικό δεσμό;

Απάντηση:

Όταν δημιουργείται χημικός δεσμός το σύστημα των αρχικών ουσιών οδηγείται **σε σταθερότερη κατάσταση.**

5. Ερώτηση: Που επιτυγχάνει η θεωρία Lewis;

Απάντηση:

Η θεωρία του εφαρμόζεται ικανοποιητικά μόνο για τις ενώσεις στοιχείων που ανήκουν **στις τρεις πρώτες περιόδους του περιοδικού πίνακα** [1]

6. Ερώτηση: Που αποτυγχάνει η θεωρία Lewis;

Η θεωρία Lewis αδυνατεί σε πολλές περιπτώσεις ερμηνεύσει το χημικό δεσμό, καθώς υπάρχουν συχνά **αποκλίσεις από τον κανόνα της οκτάδας**.

7. Ερώτηση: Τι ονομάζεται ιοντικός ή ετεροπολικός δεσμός;

Απάντηση:

Ιοντικός ή ετεροπολικός είναι ο χημικός δεσμός που σχηματίζεται μεταξύ αντίθετα φορτισμένων ιόντων και οφείλεται στις ελκτικές ηλεκτρικές δυνάμεις που ασκούνται μεταξύ τους. Τα ιόντα προκύπτουν από τα αντίστοιχα άτομα με αποβολή ή πρόσληψη ηλεκτρονίων, έτσι ώστε να αποκτούν δομή ευγενούς αερίου ικανοποιώντας τον κανόνα της οκτάδας.

8. Ερώτηση: Πως σχηματίζεται ο ιοντικός δεσμός στη χημική ένωση χλωριούχο νάτριο NaCl;

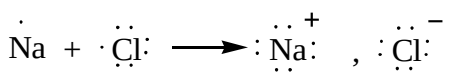
Απάντηση:

Η χημική ένωση NaCl είναι ιοντική και σχηματίζεται ως εξής:

Από το χημικό τύπο της ένωσης παρατηρούμε πως συνδυάζονται 1 ιόν Na^+ με 1 ιόν Cl^-. Οι ηλεκτρονικές κατανομές στα αντίστοιχα άτομα Na και Cl είναι:

- **$_{11}$Na (K^2 L^8 M^1).** Παρατηρούμε ότι το $_{11}$Na έχει 1 ηλεκτρόνιο στην εξωτερική του στιβάδα και στην προτελευταία 8. **Σύμφωνα με τον κανόνα της οκτάδας για να αποκτήσει δομή ευγενούς αερίου πρέπει να διώξει το 1 ηλεκτρόνιο από τη στιβάδα M και να μείνει με την L που περιέχει 8 ηλεκτρόνια και να μετατραπεί στο κατιόν Na^+ με δομή: (K^2 L^8).**
- **$_{17}$Cl (K^2 L^8 M^7).** Παρατηρούμε ότι το **$_{17}$Cl** έχει 7 ηλεκτρόνια στην εξωτερική του στιβάδα. **Σύμφωνα με τον κανόνα της οκτάδας για να αποκτήσει δομή ευγενούς αερίου πρέπει να πάρει 1 ηλεκτρόνιο στην εξωτερική του στιβάδα M και να μετατραπεί στο ανιόν Cl^- με δομή: (K^2 L^8 M^7).**

Συνολικά ο σχηματισμός του χημικού δεσμού παριστάνεται ως εξής:



[1] . Την πιο ολοκληρωμένη απάντηση στο θέμα του ομοιοπολικού δεσμού δίνουν σήμερα οι κβαντικές θεωρίες του ***δεσμού σθένους*** και ***μοριακών τροχιακών***, τις οποίες θα περιγράψουμε στο 5^{ο} κεφάλαιο.

9. Ερώτηση: Πως σχηματίζεται ο ιοντικός δεσμός στη χημική ένωση οξείδιο του αργιλίου;

Απάντηση:

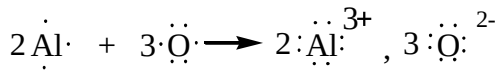
2.Η χημική ένωση Al_2O_3 είναι ιοντική και σχηματίζεται ως εξής:

► Από το χημικό τύπο της ένωσης παρατηρούμε πως συνδυάζονται 2 ιόντα Al^{+3} με 3 ιόντα O^{-2}. Οι ηλεκτρονικές κατανομές στα αντίστοιχα άτομα Al και O είναι:

$_{13}$Al (K^2 L^8 M^3). Παρατηρούμε ότι το **$_{13}$Al** έχει 3 ηλεκτρόνια στην εξωτερική του στιβάδα και στην προτελευταία 8. **Σύμφωνα με τον κανόνα της οκτάδας για να αποκτήσει δομή ευγενούς αερίου πρέπει να διώξει τα 3 ηλεκτρόνιο από τη στιβάδα M και να μείνει με την L που περιέχει 8 ηλεκτρόνια και να μετατραπεί στο κατιόν Al^{+3} με δομή: (K^2 L^8).**

► **$_8$O (K^2 L^6).** Παρατηρούμε ότι το **$_8$O** έχει 6 ηλεκτρόνιο στην εξωτερική του στιβάδα. **Σύμφωνα με τον κανόνα της οκτάδας για να αποκτήσει δομή ευγενούς αερίου πρέπει να παρει 2 ηλεκτρόνια στην εξωτερική του στιβάδα L και να μετατραπεί στο ανιόν O^- με δομή: (K^2 L^8).**

Συνολικά ο σχηματισμός του χημικού δεσμού παριστάνεται ως εξής:



10. Ερώτηση: Τι ονομάζεται ομοιοπολικός δεσμός;

Απάντηση:

Ομοιοπολικός είναι ο δεσμός που σχηματίζεται μεταξύ ατόμων με αμοιβαία συνεισφορά ηλεκτρονίων ώστε να αποκτά το καθένα από αυτά δομή ευγενούς αερίου ικανοποιώντας τον κανόνα της οκτάδας.

11. Ερώτηση: Πως σχηματίζεται ο ομοιοπολικός δεσμός στη χημική ένωση υδροχλώριο HCl;

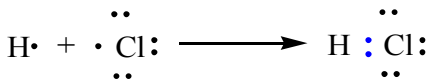
Απάντηση:

► 1. Το HCl είναι ομοιοπολική ένωση και ο χημικός δεσμός σχηματίζεται με αμοιβαία συνεισφορά ενός ηλεκτρονίου από καθένα από τα άτομα **$_1$H** και **$_{17}$Cl**. Οι ηλεκτρονικές κατανομές στα αντίστοιχα άτομα **$_1$H** και **$_{17}$Cl** είναι:

► **$_1$H (K^1).** Παρατηρούμε ότι το $_1$H έχει ένα ηλεκτρόνιο στην εξωτερική του στιβάδα και για να τη συμπληρώσει χρειάζεται άλλο ένα.

► **$_{17}$Cl**(K^2 L^8 M^7). Το $_{17}$Cl έχει 7 ηλεκτρόνια στην εξωτερική του στιβάδα και για να τη συμπληρώσει χρειάζεται άλλο ένα. Έτσι τα άτομα $_1$H και $_{17}$Cl συνεισφέρουν για

το σχηματισμό δεσμού από ένα ηλεκτρόνιο οπότε αποκτούν και τα δύο συμπληρωμένη εξωτερική στιβάδα σχηματίζοντας το HCl.



12. Ερώτηση: Πως σχηματίζεται ο ομοιοπολικός δεσμός στη χημική ένωση υδροχλώριο νερό H_2O;

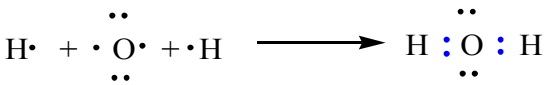
Απάντηση:

▶ Το μόριο του νερού που είναι ομοιοπολική ένωση αποτελείται από 2 άτομα Η και ένα άτομο Ο. Οι ηλεκτρονικές κατανομές στα αντίστοιχα άτομα $_1$**H** και $_8$**O** είναι:

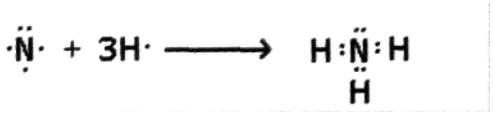
▶ **$_1$H (K^1).** Παρατηρούμε ότι το $_1$H έχει ένα ηλεκτρόνιο στην εξωτερική του στιβάδα και για να τη συμπληρώσει χρειάζεται άλλο ένα.

▶ **$_8$O (K^2 L^6).** Παρατηρούμε ότι το $_8$**O** έχει 6 ηλεκτρόνιο στην εξωτερική του στιβάδα. Σύμφωνα με τον κανόνα της οκτάδας για να αποκτήσει δομή ευγενούς αερίου πρέπει να πάρει 2 ηλεκτρόνια στην εξωτερική του στιβάδα L.

Για να σχηματιστεί το μόριο του νερού, ένα άτομο Ο συνεισφέρει από ένα ηλεκτρόνιο με καθένα από τα δύο άτομα Η. Με αυτόν τον τρόπο σχηματίζονται δύο ομοιοπολικοί δεσμοί Η-Ο και το καθένα από τα άτομα στο μόριο του H_2O έχει συμπληρωμένη εξωτερική στιβάδα.



13. Ερώτηση: Πως σχηματίζεται ο ομοιοπολικός δεσμός στη χημική ένωση αμμωνία NH_3;

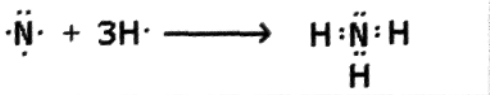


▶ Οι ηλεκτρονικές κατανομές στα αντίστοιχα άτομα $_1$**H** και $_7$**N** είναι:

▶ **$_1$H (K^1).** Παρατηρούμε ότι το $_1$H έχει ένα ηλεκτρόνιο στην εξωτερική του στιβάδα και για να τη συμπληρώσει **χρειάζεται άλλο ένα**.

▶ **$_8$N (K^2 L^5).** Παρατηρούμε ότι το $_7$**N** έχει 5 ηλεκτρόνιο στην εξωτερική του στιβάδα. Σύμφωνα με τον κανόνα της οκτάδας για να αποκτήσει δομή ευγενούς αερίου **πρέπει να πάρει** 3 ηλεκτρόνια στην εξωτερική του στιβάδα L.

Έτσι μεταξύ του ενός ατόμου Ν και των τριών ατόμων Η σχηματίζονται τρεις ομοιοπολικοί δεσμοί Ν-Η.



14. Ερώτηση: Τι ονομάζεται ημιπολικός ή δοτικός ομοιοπολικός δεσμός;

Απάντηση:

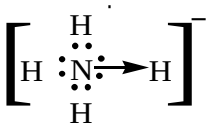
Στον ημιπολικό ή δοτικό ομοιοπολικό δεσμό **το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων δεν προκύπτει με αμοιβαία συνεισφορά ηλεκτρονίων, αλλά με προσφορά του από το ένα από τα άτομα του δεσμού.**

15. Ερώτηση: Πως σχηματίζεται ο **ημιπολικός δεσμός στο κατιόν αμμωνίου NH_4^+;**

Απάντηση:

Το κατιόν αμμωνίου σχηματίζεται με ημιπολικό ή δοτικό ομοιοπολικό δεσμό ως εξής:

Στο μόριο της αμμωνίας NH_3 το N ενώνεται ομοιοπολικά με τρία άτομα H και έτσι αποκτά συμπληρωμένη εξωτερική στιβάδα με 8 ηλεκτρόνια. Από αυτά τα 8 ηλεκτρόνια τα 6 συμμετέχουν στους 3 ομοιοπολικούς δεσμούς N-H και περισσεύει ένα ζεύγος ηλεκτρονίων. Το κατιόν του H^+ δεν έχει κανένα ηλεκτρόνιο στην εξωτερική του στιβάδα κι έτσι θέλει 2 για να τη συμπληρώσει. Το άζωτο N της αμμωνίας NH_3 συνεισφέρει το ζεύγος ηλεκτρονίων στο ιόν H^+ οπότε σχηματίζεται ο ημιπολικός ή δοτικός ομοιοπολικός δεσμός στο κατιόν του NH_4^+, ο οποίος συμβολίζεται με το βέλος → μεταξύ δότη – δέκτη ζεύγους ηλκετρονίων .

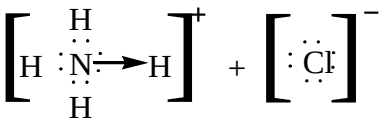


ⓘ **Σήμερα,** ο ημιπολικός ή δοτικός ομοιοπολικός δεσμός δεν αποτελεί ξεχωριστό είδος δεσμού, αλλά θεωρείται ως μια ειδική περίπτωση ομοιοπολικού δεσμού, καθώς δε διαφέρει σε κανένα ουσιαστικό σημείο από τον ομοιοπολικό δεσμό. Η προέλευση μόνο του κοινού ζεύγους είναι διαφορετική. Δηλαδή, από τη στιγμή που δημιουργείται το κατιόν αμμωνίου τα 4 άτομα υδρογόνου είναι συνδεδεμένα με το άζωτο με τον ίδιο τρόπο.

16. Ερώτηση: Πως σχηματίζεται ο ημιπολικός δεσμός στη χημική ένωση χλωριούχο αμμώνιο NH_4Cl;

Απάντηση:

Η χημική ένωση χλωριούχο αμμώνιο έχει χημικό τύπο: NH_4Cl **Είναι ιοντική ένωση** και σχηματίζεται από τα ιόντα NH_4^+ και Cl^-.



17. Ερώτηση: Πως θα αναγνωρίζουμε ότι στη χημική ένωση περιλαμβάνεται ιοντικός δεσμός ή ομοιοπολικός δεσμός;

Απάντηση:

- Αν στην ένωση περιέχεται μέταλλο ή το κατιόν NH_4^+ και αμέταλλο ή πολυατομικό ανιόν, τότε αυτή είναι ιοντική. Π.χ. NaCl, CaO.
- Τα άλατα, τα οξείδια των μετάλλων και οι βάσεις εκτός της NH_3 είναι ιοντικές ενώσεις.
- Τα οξέα και τα οξείδια των αμέταλλων και η NH_3 είναι ομοιοπολικές ενώσεις.
- Αν στη χημική ένωση ή στο πολυατομικό ιόν περιέχονται μόνο αμέταλλα, τότε μεταξύ τους σχηματίζονται ομοιοπολικοί δεσμοί.

18. **Ερώτηση:** Ποιοι κανόνες ακολουθούνται για τη γραφή των δομών Lewis στις ομοιοπολικές ενώσεις ή πολυατομικά ιόντα;

Απάντηση:

Ακολουθούμε την εξής σειρά πρακτικών κανόνων:

Βήμα 1. **Προσθέτουμε τα ηλεκτρόνια σθένους των ατόμων που περιέχονται στο μόριο.**

ⓘ Με την εμπειρία των ασκήσεων θα θυμόσαστε τον αριθμό των ηλεκτρονίων σθένους των γνωστών ατόμων. Όμως μέχρι τότε, μπορείτε να κάνετε την ηλεκτρονιακή κατανομή σε στιβάδες και να τα προσδιορίζετε από αυτή.

παράδειγμα:

Στο SO_2 :

- Γνωρίζουμε $_{16}S$, $_8O$.
- Κάνουμε την ηλεκτρονιακή κατανομή σε στιβάδες:
  - **$_{16}S$: $K^2L^8M^6$. Άρα το κάθε S έχει 6 ηλεκτρόνια σθένους.**
  - **$_8O$: K^2L^6. Άρα το κάθε O έχει 6 ηλεκτρόνια σθένους.**
- Βρίσκουμε το σύνολο των ηλεκτρονίων σθένους της ένωσης από τα παραπάνω δεδομένα : 1x6 (για το ένα S της ένωσης)+ 2 · 6(για τα δύο O της ένωσης) = **18 ηλεκτρόνια σθένους**

Βήμα 2. **Αν έχουμε ανιόν, προσθέτουμε τόσα ηλεκτρόνια επί πλέον, όσο είναι το ηλεκτρικό φορτίο του ανιόντος:**

παράδειγμα:

στο **SO_4^{2-}**:

6 (από το S) + 4 · 6 (από τα 4 άτομα O)+ 2 (από το αρνητικό φορτίο του ανιόντος)= 32 **ηλεκτρόνια σθένους**

Βήμα 3.

αν έχουμε κατιόν αφαιρούμε τόσα ηλεκτρόνια, όσο είναι το φορτίο του κατιόντος.

παράδειγμα:

στο **NH_4^+:**

5(από το N) + 4 · 1(από τα 4 άτομα H) - 1 (από το θετικό φορτίο του κατιόντος)= **8 ηλεκτρόνια σθένους**

Βήμα 4. **Βρίσκουμε το κεντρικό άτομο της ένωσης.**

- **Κεντρικό άτομο είναι αυτό που έχει δείκτη 1** στον μοριακό τύπο της ένωσης.
- Αν υπάρχουν δύο άτομα με δείκτη 1, διαλέγουμε εκείνο που είναι λιγότερο ηλεκτραρνητικό.
- ***Σειρά ηλεκτραρνητικότητας:***

F >O >N>Cl >Br >S, I, C>P>H

- **Στη διαδικασία αυτή επιλογής του κεντρικού ατόμου αποκλείεται το άτομο του υδρογόνου.**
- Π.χ. στο HNO_3 κεντρικό άτομο είναι το N.

Βήμα 5. **Συνδέουμε το κεντρικό άτομο με τα περιφερειακά άτομα με απλούς δεσμούς (δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων).**

παράδειγμα:

Στο SO_2 :	

Βήμα 6. **Στις περιπτώσεις που έχουμε οξυγόνο και υδρογόνο στην ένωση (π.χ στα οξέα), συνδέουμε το τα άτομα υδρογόνου με τα άτομα οξυγόνου και αυτά με το κεντρικό άτομο.**

παράδειγμα:

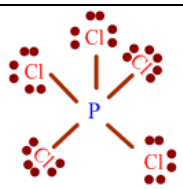
Στο HOCl :	

Βήμα 7. **Τα υπόλοιπα ηλεκτρόνια τοποθετούνται ανά ζεύγη (μη δεσμικά ζεύγη**

ηλεκτρονίων) στα περιφερειακά άτομα, έτσι ώστε να συμπληρώσουν τη στιβάδα σθένους των με 8 ηλεκτρόνια (*εξαιρείται το άτομο Η που συμπληρώνεται με δύο*).

Βήμα 8. **Στο κεντρικό άτομο βάζουμε όσα ηλεκτρόνια περισσεύουν, ακόμα και αν χρειαστεί να υπερβούμε την οκτάδα ηλεκτρονίων.**

παράδειγμα:

Στο PCl_5 :	

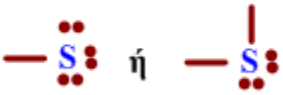
Βήμα 9. **Αν το κεντρικό άτομο έχει λιγότερα από 8 ηλεκτρόνια, δοκιμάζουμε με διπλούς ή τριπλούς δεσμούς να καλύψουμε το ηλεκτρονιακό του έλλειμμα.**

παράδειγμα:

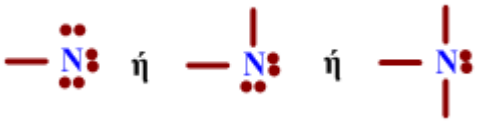
Στο HCN :	

Βήμα 10. **Τα αλογόνα στην άκρη του μορίου μιας ένωσης έχουν τρία μη δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων και ένα απλό δεσμικό ζεύγος ηλεκτρονίων.**

Βήμα 11. **Τα άτομα O ή S στην άκρη του μορίου μιας ένωσης έχουν, είτε ένα απλό δεσμό και τρία μη δεσμικά ζεύγη, είτε δύο απλούς δεσμούς και δύο μη δεσμικά ζεύγη.**

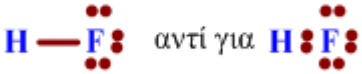


Βήμα 12. **Αν το άτομο N είναι στην άκρη του μορίου έχουμε:**



Βήμα 13. Κάθε δεσμικό ζεύγος ηλεκτρονίων[2] μπορεί να παρασταθεί με μία γραμμή ανάμεσα στα δύο άτομα του δεσμού

παράδειγμα:

Στο HF :	 αντί για

19. **Ερώτηση:** Να προσδιορίσετε τις δομές Lewis για τις παρακάτω ενώσεις για να διαπιστώσετε πως αποτελούν εξαίρεση από τον κανόνα της οκτάδας: BF_3, PCl_5.

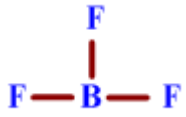
Απάντηση:

▶ **BF_3**

α. Το κεντρικό άτομο είναι το B.

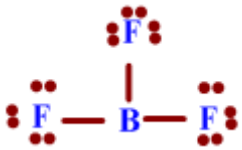
β. Ο συνολικός αριθμός των ηλεκτρονίων σθένους είναι : **3 + 3 · 7 = 24**

γ. Σχηματίζουμε απλούς ομοιοπολικούς μεταξύ των ατόμων:



δ. Περισσεύουν 18 ηλεκτρόνια.

ε. Κάθε άτομο φθορίου παίρνει τρία ζεύγη ηλεκτρονίων, οπότε έχουμε:



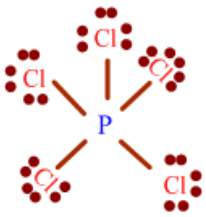
Το άτομο του Βορίου Β **έχει 6 ηλεκτρόνια και αποκλίνει από τον κανόνα της οκτάδας.**

► **PCl_5**

α. Το κεντρικό άτομο είναι ο Ρ

β. ο συνολικός αριθμός των ηλεκτρονίων είναι : 5 + 5 · 7 = 40

γ. Δημιουργούμε πέντε δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων ενώ κάθε άτομο χλωρίου παίρνει τρία ζεύγη ηλεκτρονίων και έχουμε:



Το άτομο του φωσφόρου Ρ έχει 10 ηλεκτρόνια **και αποκλίνει από τον κανόνα της οκτάδας.**

[2] Το ζεύγος ηλεκτρονίων του χημικού δεσμού μεταξύ των ατόμων.

Παράρτημα

20. Ερώτηση: Ποια είναι τα σημαντικότερα ιόντα;

Απάντηση:

Οι ονομασίες και οι συμβολισμοί των κυριότερων μονοατομικών και πολυατομικών ιόντων δίνονται στους παρακάτω πίνακες:

Ονοματολογία των κυριότερων μονοατομικών ιόντων	
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		
NO_3^- νιτρικό	CN^- κυάνιο (κυανίδιο)	HCO_3^- όξινο ανθρακικό
CO_3^{2-} ανθρακικό	ClO_4^- υπερχλωρικό	HPO_4^{2-} όξινο φωσφορικό
SO_4^{2-} θειικό	ClO_3^- χλωρικό	$H_2PO_4^-$ δισόξινο φωσφορικό
PO_4^{3-} φωσφορικό	ClO_2^- χλωριώδες	MnO_4^- υπερμαγγανικό
OH^- υδροξείδιο	ClO^- υποχλωριώδες	$Cr_2O_7^{2-}$ διχρωμικό
NH_4^+ αμμώνιο	HSO_4^- όξινο θειικό	CrO_4^{2-} χρωμικό

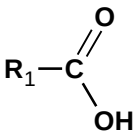
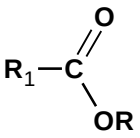
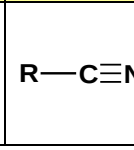
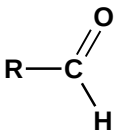
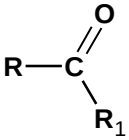
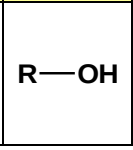
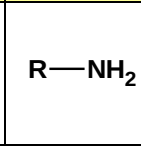
Οι συνηθέστεροι αριθμοί οξείδωσης στοιχείων σε ενώσεις είναι αυτοί που αναγράφονται στον παρακάτω πίνακα:

Συνήθεις τιμές Α.Ο. στοιχείων σε ενώσεις τους			
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		

21. Ερώτηση: Να γράψετε τους συντακτικούς τύπους των χαρακτηριστικών ομάδων των γνωστών από τη Β΄ Λυκείου.

Ονοματολογία

1^0 συνθετικό (αριθμός ατόμων C)	2° συνθετικό (είδος δεσμού ανάμεσα στα άτομα C)		3° συνθετικό (χαρακτηριστική ομάδα)	
1 άτομο C: μεθ-	Μόνο απλοί δεσμοί:	-αν-	-COOH :	-ικό οξύ
2 άτομα C: αιθ-	1 διπλός δεσμός:	-εν-	-COOR	-ικός ή -οϊκός αλκυλεστέρας
3 άτομα C: προπ-	1 τριπλός δεσμός:	-ιν-	-CN :	-νιτρίλιο
4 άτομα C: βουτ-	2 διπλοί δεσμοί:	-διεν-	-CH=O :	-άλη
5 άτομα C: πεντ-	2 τριπλοί δεσμοί :	-διιν-	-CO - :	-όνη
6 άτομα C: εξ-	1 τριπλός, 1 διπλός δεσμός:	-ενιν-	-OH :	-όλη
κ.τ.λ	2 διπλοί, 1τριπλός δεσμός:	-διενιν-	- NH_2: :	- αμίνη
	1 διπλός, 2 τριπλοί δεσμοί:	-ενδιιν-	-OR	-αλκυλαιθέρας
	2 διπλοί, 2 τριπλοί δεσμοί:	-διενδιιν-	υδρογ/κας:	-ιο
	κ.τ.λ		Οι ομάδες έχουν ταξινομηθεί κατά <u>προτεραιότητα</u>. Όσο πιο ψηλά τόσο μεγαλύτερη η προτεραιότητα	

-COOH	-COOR	-CN	-CH=O	-CO -	-OH	- NH_2	-OR	υδρογ/κας
							R-O-R	R-H

Παναγιώτης Αθανασόπουλος
Χημικός – Διδάκτωρ Πανεπιστημίου Πατρών

Γενικός Μοριακός τύπος	Ομόλογη σειρά	Παραδείγματα
C_vH_{2v+2}	Αλκάνια $v \geq 1$ (απλός δεσμός)	$CH_3CH_2CH_2CH_3$ βουτάνιο
C_vH_{2v}	Αλκένια $v \geq 2$ (1 διπλός δεσμός)	$CH_3CH{=}CHCH_2CH_3$ 2-πεντένιο
C_vH_{2v-2}	Αλκίνια $v \geq 2$ (1 τριπλός δεσμός)	$CH_3C{\equiv}C{-}CH_2CH_3$ 2 πεντίνιο
	Αλκαδιένια $v \geq 3$ (2 διπλοί δεσμοί)	$CH_2{=}CHCH{=}CHCH_3$ 1,3-πενταδιένιο
$C_vH_{2v+1}X$ όπου X: F, Cl,Br, I	Αλκυλαλογονίδια $v \geq 1$	$CH_3CH_2CH_2Cl$ 1-χλωροπροπάνιο
$C_vH_{2v+2}O$	Κορεσμένες μονοσθενείς αλκοόλες (R–OH) $v \geq 1$	$CH_3CH_2CH_2OH$ 1-προπανόλη
	Κορεσμένοι Μονοαιθέρες (R–O–R΄) $v \geq 2$	$CH_3{-}O{-}CH_2CH_2CH_3$ αιθυλοπροπυλαιθέρας
$C_vH_{2v}O$	Κορεσμένες αλδεΰδες (RCHO) $v \geq 1$	CH_3CHO αιθανάλη
	Κορεσμένες κετόνες (RCOR΄) $v \geq 3$	$CH_3CH_2COCH_2CH_3$ 3-πεντανόνη
$C_vH_{2v}O_2$	Κορεσμένα Μονοκαρβοξυλικά Οξέα (RCOOH) $v \geq 1$	$CH_3CH_2CH_2COOH$ βουτανικό οξύ
	Εστέρες (RCOOR΄) $v \geq 2$	CH_3COOCH_3 αιθανικός μεθυλεστέρας

22. Ερώτηση: Ποιοι κανόνες ακολουθούνται για την γραφή των μοριακών τύπων των ανόργανων χημικών ενώσεων;

Απάντηση:

Αν το πρώτο μέρος, π.χ. το Α, έχει θετικό αριθμό οξείδωσης x, ενώ το δεύτερο τμήμα Β έχει απόλυτη τιμή αριθμού οξείδωσης ψ, τότε ο μοριακός τύπος της ένωσης είναι $A_{\psi}B_X$.

Στον παραπάνω κανόνα υπάρχουν οι εξής δύο εξαιρέσεις:

- Αν κάποιος δείκτης είναι 1, τότε αυτός παραλείπεται. Π.χ. στην ένωση NaCl, το Na έχει αριθμό οξείδωσης +1 ενώ το Cl έχει αριθμό οξείδωσης -1. Δεν γραφουμε Na_1Cl_1 αλλά γράφουμε NaCl.
- αν ο λόγος ψ:x απλοποιείται, τότε προηγείται απλοποίηση πριν από τη γραφή του μοριακού τύπου. Έτσι η ένωση CaS, στην οποία το Ca έχει αριθμό οξείδωσης (+2) και το S έχει αριθμό οξείδωσης -2, δεν γράφουμε Ca_2S_2, αλλά, CaS.

23. Ερώτηση: Πως ονομάζουμε τις ανόργανες ενώσεις της μορφής ΑΒ;

Απάντηση:

Κατ' αρχάς δεχόμαστε ότι η ανόργανη ένωση αποτελείται από δύο μέρη Α και Β, γράφεται ΑΒ που μπορεί να είναι άτομα ή ιόντα. **Διακρίνουμε τις παρακάτω περιπτώσεις για τη γραφή της χημικής ένωσης ΑΒ:**

1. Άλατα:

- **Το Α είναι μέταλλο** με αριθμό οξείδωσης +x **ή το κατιόν NH_4^+ και το Β είναι πολυατομικό ανιόν** με αριθμό οξείδωσης –ψ**.**

Διαβάζουμε πρώτα το όνομα του πολυατομικού ανιόντος και μετά το όνομα του μετάλλου ή της λέξης αμμώνιο αν το Α είναι το **NH_4^+.** Π.χ.

K_2CO_3	ανθρακικό κάλιο
$Ca_3(PO_4)_2$	φωσφορικό ασβέστιο
NH_4ClO_3	χλωρικό αμμώνιο
H_2SO_4	θειικό οξύ
H_3PO_4	φωσφορικό οξύ

- **Το Α είναι μέταλλο** με αριθμό οξείδωσης +x **ή το κατιόν NH_4^+ και το Β είναι μονοατομικό ανιόν (εκτός του O^{-2})** με αριθμό οξείδωσης –ψ**.**

Διαβάζουμε πρώτα το όνομα του μονοατομικού ανιόντος με την καταληξη **–ούχο** και μετά το όνομα του μετάλλου ή της λέξης αμμώνιο αν το Α είναι το **NH_4^+.**

ⓘ Αν το μέταλλο Α έχει περισσότερους από έναν αριθμούς οξείδωσης, τότε μετά το όνομα της ένωσης βάζουμε σε παρένθεση τον αριθμό οξείδωσης του μετάλλου στην ένωση, με λατινικούς χαρακτήρες.

Π.χ. FeS θειούχος σίδηρος (ΙΙ)

2. Οξείδια

- **Το Α είναι μέταλλο** με αριθμό οξείδωσης x **και το Β είναι το O^{-2} .**

Λέμε τη λέξη οξείδιο και μετά το όνομα του μετάλλου.

Π.χ. K_2O οξείδιο του καλίου

- **Το Α είναι αμέταλλο με απόλυτη τιμή αριθμού οξείδωσης x και το Β είναι το O^{-2}**

Βάζουμε σαν πρόθεμα τον αριθμό που δηλώνει το x μετά τη λέξη "**οξειδίου του**" και μετά λέμε το όνομα του αμέταλλου.

Π.χ.	CO	μονοξείδιο του άνθρακα
	CO_2	διοξείδιο του άνθρακα
	N_2O_5	πεντοξείδιο του αζώτου

3. Οξέα:

- **Το Α είναι το υδρογόνο και το Β πολυατομικό οξυγονούχο ανιόν:**

Διαβάζουμε το όνομα του ανιόντος και μετά λέμε την λέξη οξύ.

Π.χ. **HNO_3** **νιτρικό οξύ.**

- **Το Α είναι το υδρογόνο και το Β κάποιο από τα ανιόντα των F, Cl, Br, I, S, CN:**

Λέμε πρώτα τη λέξη υδρο- και μετά λέμε το όνομα του ανιόντος.

Π.χ. **HF** **υδροφθόριο**.

4. Την ένωση H_2O, τη λέμε νερό.

5. Βάσεις:

- **Όταν το Α είναι κάποιο μέταλλο και το Β είναι το ανιόν υδροξειδίου (OH^-),** λέμε πρώτα τη λέξη υδροξείδιο και μετά τη όνομα του μετάλλου.

Π.χ. **KOH** **υδροξείδιο του καλίου,**

$A1(OH)_3$ **υδροξείδιο του αργιλίου**

- Η ένωση αμμωνία NH_3 είναι βάση παρόλο που δεν ακολουθεί τον παραπάνω κανόνα.

Z	Όνομα	Χημικό σύμβολο	Z	Όνομα	Χημικό σύμβολο	Z	Όνομα
1	Υδρογόνο	H	32	Γερμάνιο	Ge	63	Ευρώπιο
2	Ήλιο	He	33	Αρσενικό	As	64	Γαδολίνιο
3	Λίθιο	Li	34	Σελήνιο	Se	65	Τέρβιο
4	Βηρύλλιο	Be	35	Βρώμιο	Br	66	Δυσπρόσιο
5	Βόριο	B	36	Κρυπτό	Kr	67	Όλμιο
6	Άνθρακας	C	37	Ρουβίδιο	Rb	68	Έρβιο
7	Άζωτο	N	38	Στρόντιο	Sr	69	Θούλιο
8	Οξυγόνο	O	39	Ύτριο	Y	70	Υττέρβιο
9	Φθόριο	F	40	Ζιρκόνιο	Zr	71	Λουτήτιο
10	Νέον	Ne	41	Νιόβιο	Nb	72	Άφνιο
11	Νάτριο	Na	42	Μολυβδένιο	Mo	73	Ταντάλιο
12	Μαγνήσιο	Mg	43	Τεχνήτιο	Tc	74	Βολφράμιο
13	Αργίλιο	Al	44	Ρουθήνιο	Ru	74	Βολφράμιο
14	Πυρίτιο	Si	45	Ρόδιο	Rh	74	Βολφράμιο
15	Φωσφόρος	P	46	Παλλάδιο	Pd	75	Ρήνιο
16	Θείο	S	47	Άργυρος	Ag	76	Όσμιο
17	Χλώριο	Cl	48	Κάδμιο	Cd	77	Ιρίδιο
18	Αργό	Ar	49	Ίνδιο	In	78	Λευκόχρυσος
19	Κάλιο	K	50	Κασσίτερος	Sn	79	Χρυσός
20	Ασβέστιο	Ca	51	Αντιμόνιο	Sb	80	Υδράργυρος
21	Σκάνδιο	Sc	52	Τελλούριο	Te	81	Θάλλιο
22	Τιτάνιο	Ti	53	Ιώδιο	I	82	Μόλυβδος
23	Βανάδιο	V	54	Ξένο	Xe	83	Βισμούθιο
24	Χρώμιο	Cr	55	Καίσιο	Cs	84	Πολώνιο
25	Μαγγάνιο	Mn	56	Βάριο	Ba	85	Άστατο
26	Σίδηρος	Fe	57	Λανθάνιο	La	86	Ραδόνιο
27	Κοβάλτιο	Co	58	Δημήτριο	Ce	87	Φράνκιο
28	Νικέλιο	Ni	59	Πρασινοδύμιο	Pr	88	Ράδιο
29	Χαλκός	Cu	60	Νεοδύμιο	Nd	89	Ακτίνιο
30	Ψευδάργυρος	Zn	61	Προμήθειο	Pm	90	Θόριο
31	Γάλλιο	Ga	62	Σαμάριο	Sm	91	Πρωτακτίνιο

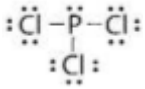
Ερωτήσεις σύμφωνες με το 1ο & 2ο θέμα των εξετάσεων

Οκτάδα – ομοιοπολικές ενώσεις και άτομα

6.1. Αντιστοιχίστε:

Στοιχείο	Σύμβολο Lewis
α. $_{8}$O	i. $\cdot X \cdot$
β. $_{7}$N	ii. $:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{X}}:^{3-}$
γ. $_{15}$P	iii. $:\ddot{\underset{\cdot}{X}}\cdot$
δ. $_{20}$Ca	iv. $:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{X}}:$
ε. $_{10}$Ne	v. $\cdot\ddot{\underset{\cdot}{X}}\cdot$

6.2. Να εξηγήσετε τη δομή Lewis για τον τριχλωριούχο φώσφορο (PCl_3):



Να αναλύσετε τη δομή αυτή.

6.3. Για καθένα από τα σώματα PCl_3, HNO_3, NH_4^+ και CO_2 να βρεθούν:

α. ο συνολικός αριθμός των ηλεκτρονίων σθένους,

β. το κεντρικό άτομο.

6.4. Για το άτομο του πυριτίου ($_{14}$Si) να γράψετε:

α. την ηλεκτρονιακή του δομή,

β. τα μονήρη ηλεκτρόνια και τα ζεύγη ηλεκτρονίων που έχει,

γ. το σύμβολο Lewis.

Να σχολιάσετε τη διαφορά για τα μονήρη ηλεκτρόνια μεταξύ της ηλεκτρονιακής δομής και του συμβολισμού κατά Lewis.

6.5. Να βρεθούν οι ηλεκτρονιακοί τύποι κατά Lewis των παρακάτω ενώσεων:

α. H_2O β. PH_3 γ. PCl_3

δ. NH_3 ε. SO_2 στ. $POCl_3$.

6.6. Να βρεθούν οι ηλεκτρονιακοί τύποι κατά Lewis των παρακάτω ενώσεων:

α. CS_2 **β.** $COBr_2$ **γ.** HCN.

6.7. Κατά την αναζήτηση κατά Lewis των ηλεκτρονικών τύπων των ενώσεων CH_4O, $CHCl_3$, H_2SO_4, H_3PO_4 και $HClO_2$ θεωρούμε ως κεντρικό άτομο αντίστοιχα το άτομο του ..... , του ..... , του ..... , του ..... , και του ..... .

Οκτάδα – ιοντικές ενώσεις, ιόντα

6.8. Ο ηλεκτρονιακός τύπος κατά Lewis της χημικής ένωσης μεταξύ Ca (Z = 20) και N (Z = 7), σύμφωνα με την ηλεκτρονιακή θεωρία του σθένους, είναι:

Α. $Ca^{2+}[:\dot{\underset{\cdot}{N}}\cdot]^{3-}$ **Β.** $2Ca^{2+}3[:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{N}}:]^{3-}$

Γ. $3Ca^{2+}2[:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{N}}:]^{3-}$ **Δ.** $3[:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Ca}}:]^{2+}2[:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{N}}:]^{3-}$

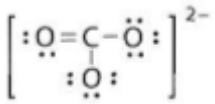
6.9. Ο συνολικός αριθμός των ηλεκτρονίων σθένους στο ανιόν PO_4^{3-} είναι:

Α. 26 **Β.** 28 **Γ.** 29 **Δ.** 30 **Ε.** 32.

6.10. Ο συνολικός αριθμός των ηλεκτρονίων σθένους στο κατιόν PH_4^+ είναι:

Α. 8 **Β.** 9 **Γ.** 10 **Δ.** 12 **Ε.** 18.

6.11. Δίνεται η παρακάτω δομή Lewis για το ανθρακικό :



Να αναλύσετε τη δομή αυτή.

6.12. Να βρεθούν οι ηλεκτρονιακοί τύποι κατά Lewis των παρακάτω ιόντων:

α. OH^- **β.** AsO_3^{3-} **γ.** PCl_4^- **δ.** ClF_2^+

ε. H_3O^+ **στ.** SO_4^{2-}

6.13. Να βρεθούν οι ηλεκτρονιακοί τύποι κατά Lewis των παρακάτω ενώσεων:

α. $NaClO_3$ **β.** $CaSO_4$ **γ.** K_2O

δ. $Mg(NO_3)_2$ **ε.** $NaHCO_3$ **στ.** BaH_2PO_4

ζ. $Ca(OH)_2$.

6.14. Να δώσετε το χημικό τύπο ενός μορίου που θα περιμένατε να έχει την ίδια δομή Lewis με καθένα από τα παρακάτω:

α. ClO^- **β.** H_2PO^- **γ.** PH_4^+ **δ.** SiO_4^{4-}

Οκτάδα – Οξέα

6.15. Να βρείτε την ηλεκτρονιακή δομή του ανθρακικού οξέος (H_2CO_3) και να περιγράψετε τη διαδικασία προσδιορισμού αυτής της δομής.

6.16. Να βρεθούν οι ηλεκτρονιακοί τύποι κατά Lewis των παρακάτω ενώσεων:

α. $HClO_3$ **β.** NO_2H **γ.** H_2SO_3

δ. H_4SiO_4 ε. HSO_4^- **στ.** $H_2PO_4^-$.

6.17. Γράψτε τους ηλεκτρονικούς τύπους κατά Lewis του HClO και του $HClO_3$. Το υδρογόνο έχει ατομικό αριθμό 1, το χλώριο 17 και το οξυγόνο 8.

Δοτικός δεσμός

6.18. Ποια από τις παρακάτω ενώσεις περιέχει ομοιοπολικό δοτικό δεσμό;

Α. HNO_3 **Β.** H_2CO_3 Γ. H_4SiO_4

Δ. HClO.

Δομές οργανικών ενώσεων

6.19. Να βρεθούν οι ηλεκτρονιακοί τύποι κατά Lewis των παρακάτω ενώσεων:

α. CH_3COOH **β.** HOOCCOOH

γ. CNH_5 **δ.** CH_4O **ε.** CH_3CN

στ. CH_3COCH_3.

Αποκλίσεις από την οκτάδα

6.20. Να βρεθούν οι ηλεκτρονιακοί τύποι κατά Lewis των παρακάτω ενώσεων:

α. $BeCl_2$ **β.** BBr_3 **γ.** SF_6

δ. ICl_5

6.21. Εξηγήστε γιατί οι ηλεκτρονικοί τύποι BF_3 και PCl_5 δεν συμφωνούν με τη θεωρία του Lewis.

Πρόβλεψη δεσμού - δομής

6.22. Με βάση τα σύμβολα Lewis, να προβλέψετε τα προϊόντα των παρακάτω αντιδράσεων:

α. Ca + N, **β.** Ba + Br **γ.** K + S,

δ. H + N **ε.** H + C.

6.23. Με βάση τα σύμβολα Lewis να προβλέψετε τον ηλεκτρονιακό τύπο της ένωσης μεταξύ στοιχείου Χ, που ανήκει στην ΙΑ (1) ομάδα και στοιχείου Υ που

ανήκει στη VIA (16) ομάδα του Περιοδικού Πίνακα.

Ορισμοί

6.24. Η αιτία της δημιουργίας των χημικών δεσμών είναι:

α. η τάση των στοιχείων να μεταπίπτουν σε σταθερότερη κατάσταση με λιγότερη ενέργεια

β. η τάση των στοιχείων να σχηματίζουν χημικές ενώσεις

γ. η αστάθεια κάθε συστήματος που αποτελείται από μεμονωμένα άτομα

δ. η τάση των στοιχείων να συμπληρώνουν όλα τα τροχιακά της εξωτερικής τους στιβάδας.

6.25. Στοιχεία που δε διαφέρουν πολύ στην ηλεκτραρνητικότητα σχηματίζουν ενώσεις:

Α. ομοιοπολικές, **Β.** ιοντικές, **Γ**. είτε ομοιοπολικές είτε ιοντικές, **Δ.** καμία από τις παραπάνω.

6.26.

α. Τα ηλεκτρόνια του ομοιοπολικού δεσμού προέρχονται από αμοιβαία συνεισφορά. **Σ – Λ**

β. Τα ηλεκτρόνια του ομοιοπολικού δεσμού ανήκουν σε περισσότερα του ενός άτομα. **Σ – Λ**

γ. Το άτομο του πιο ηλεκτραρνητικού στοιχείου μιας ένωσης είναι συνήθως στο κέντρο του μορίου. **Σ – Λ**

6.27. **α.** Ποια ηλεκτρόνια ονομάζονται ηλεκτρόνια σθένους και ποιος είναι ο ρόλος τους;

β. Να βρεθούν τα ηλεκτρόνια σθένους των παρακάτω στοιχείων: ασβεστίου (Z = 20), βρώμιου (Z = 35) και θείου (Z = 16).

6.28. **α.** Με ποιους τρόπους τα στοιχεία σχηματίζουν χημικό δεσμό;

β. Για ποιο λόγο γίνεται η μεταφορά ή η συνεισφορά των ηλεκτρονίων;