

## Κανόνες για τη σχεδίαση και γραφή δομών Lewis

Ο **κανόνας της οκτάδας** και οι **δομές Lewis** δεν μπορούν να μας δώσουν μια πλήρη εικόνα του ομοιοπολικού δεσμού. Εντούτοις μας βοηθάνε να κατανοήσουμε το χημικό δεσμό σε πολλές **ενώσεις** και να εξηγήσουμε τις αντιδράσεις και τις ιδιότητες των μορίων. Καλόν είναι λοιπόν ν' αποκτήσουμε κάποια σχετική ευκολία στην αναγραφή (σχεδίαση) δομών Lewis **πολυατομικών μορίων**. Προς τούτο ακολουθούμε τα εξής βήματα:

1) Μετράμε το συνολικό αριθμό των **ηλεκτρονίων σθένους** των ατόμων της ενώσεως και τον **διαιρούμε δια 2** για να προκύψει ο συνολικός αριθμός των **ηλεκτρονικών ζευγών** που θα χρησιμοποιηθούν για τη δομή Lewis. (Αν πρόκειται για πολυατομικά **ιόντα** προσθέτουμε ένα επιπλέον ηλεκτρόνιο για κάθε αρνητικό φορτίο ή αφαιρούμε ένα ηλεκτρόνιο για κάθε θετικό φορτίο).

2) Γράφουμε τη σωστή **σκελετική δομή** (δηλ. διευθέτηση των ατόμων με τη σειρά που ενώνονται μεταξύ τους) χρησιμοποιώντας χημικά σύμβολα. Σαν **κεντρικό(ά) άτομο(α)** (δηλ. εκείνο που ενώνεται με δύο ή περισσότερα άτομα) επιλέγουμε αυτό με τη **μικρότερη ενέργεια ιοντισμού** και ταυτόχρονα τη **χαμηλότερη ηλεκτραρνητικότητα**. Τα **τερματικά άτομα** ενώνονται **μόνο με ένα** άτομο.

3) Τοποθετούμε τα άτομα συμμετρικά γύρω από το κεντρικό άτομο (π.χ. το SO<sub>2</sub> είναι OSO και όχι SOO. Εξάιρεση το N<sub>2</sub>O που είναι N-N-O) και σχεδιάζουμε έναν **απλό ομοιοπολικό δεσμό** (ένα **δεσμικό ζεύγος** ηλεκτρονίων) μεταξύ του κεντρικού ατόμου και κάθε ατόμου που το περιβάλλει. Συμπληρώνουμε τις οκτάδες των ατόμων που ενώνονται με το κεντρικό άτομο τοποθετώντας γύρω τους τα υπόλοιπα ηλεκτρονικά ζεύγη (από το βήμα 2), τα οποία αφού δεν ενέχονται στο χημικό δεσμό πρέπει να συμβολίζονται ως **μονήρη ζεύγη**.

4) Αν ο κανόνας της οκτάδας δεν ικανοποιείται για το κεντρικό άτομο (ή τα κεντρικά άτομα) σχηματίζουμε **διπλούς** ή **τριπλούς** ομοιοπολικούς δεσμούς μετατρέποντας τα μονήρη ζεύγη ηλεκτρονίων των τερματικών ατόμων σε δεσμικά.

5) Όταν δεν είναι εύκολο να προσδιορίσουμε τη σκελετική δομή (π.χ. άτομα με ίδια ηλεκτραρνητικότητα) ή την πιο πιθανή δομή Lewis στον υπολογισμό της σταθερότητας **μεσομερών μορφών** χρησιμοποιούμε την έννοια του **τυπικού φορτίου**.

### ΥΠΟΣΗΜΕΙΩΣΕΙΣ

1) Το άτομο του H δεν είναι ποτέ κεντρικό αλλά πάντα **τερματικό άτομο** (δηλ. ενώνεται **μόνο με ένα** άτομο, διότι συνήθως σχηματίζει μόνο ένα ομοιοπολικό δεσμό), ενώ τα άτομα του C είναι σχεδόν πάντα **κεντρικά άτομα**.

2) Σε απλούς χημικούς τύπους το κεντρικό άτομο γράφεται συχνά πρώτο ακολουθούμενο από τα άτομα που συνδέονται με αυτό π.χ. η σκελετική δομή του OF<sub>2</sub> είναι F-O-F.

3) Αν πρόκειται για οξοοξύ τότε τα όξινα H συνδέονται με τα άτομα του οξυγόνου και εκείνα με τη σειρά τους με το κεντρικό άτομο π.χ. το H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> είναι (HO)<sub>2</sub>SO<sub>2</sub>

4) Όταν άτομο αλογόνου είναι τερματικό έχει **πάντα** τρία μονήρη ζεύγη ηλεκτρονίων και σχηματίζει έναν απλό δεσμό επειδή συνδέεται μόνο με ένα άλλο άτομο δηλ.  $\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{F}}}$  : ,  $-\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{Cl}}}$  : ,  $-\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{Br}}}$  : ,  $-\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{I}}}$  :

5) Όταν τα άτομα του οξυγόνου (εκτός της περίπτωσης του CO) και του θείου είναι τερματικά σχηματίζουν ή έναν απλό δεσμό και έχουν τρία μονήρη ζεύγη ηλεκτρονίων ή ένα διπλό δεσμό και έχουν δύο μονήρη ζεύγη ηλεκτρονίων

δηλ.  $-\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{O}}}$  : ,  $-\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{S}}}$  : ή  $=\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{O}}}$  ,  $=\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{S}}}$