

ΧΡΗΣΙΜΕΣ ΧΗΜΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ ΑΠΟ ΤΙΣ ΠΡΟΗΓΟΥΜΕΝΕΣ ΤΑΞΕΙΣ

ΕΝΟΤΗΤΑ 2η: ΧΗΜΙΚΟΙ ΔΕΣΜΟΙ

Μέταλλα:

Τα χημικά στοιχεία τα οποία έχουν την τάση να αποβάλλουν τα ηλεκτρόνια της εξωτερικής τους στιβάδας, οπότε μετατρέπονται σε κατιόντα. Για τον λόγο αυτό ονομάζονται ηλεκτροθετικά στοιχεία. Κατά κανόνα, πρόκειται για στοιχεία με 1 ή 2 ή 3 ηλεκτρόνια στην εξωτερική τους στιβάδα. Εξαιρέση αποτελούν τα στοιχεία $H (K^1)$, $He (K^2)$ και $B (K^2 L^1)$. Τα δύο πρώτα είναι αμέταλλα και το τρίτο είναι μεταλλοειδές.

Αμέταλλα:

Τα χημικά στοιχεία τα οποία παρουσιάζουν την τάση να προσλάβουν ηλεκτρόνια, οπότε μετατρέπονται σε ανιόντα. Για τον λόγο αυτό ονομάζονται ηλεκτραρνητικά στοιχεία. Κατά κανόνα, πρόκειται για στοιχεία με 5 ή 6 ή 7 ηλεκτρόνια στην εξωτερική τους στιβάδα.

Ατομική ακτίνα (μέγεθος του ατόμου)

Ορίζεται ως το μισό της απόστασης μεταξύ των πυρήνων δύο γειτονικών ατόμων, που βρίσκονται σε στερεή κρυσταλλική κατάσταση.

Το μέγεθος ενός ατόμου καθορίζει τη δύναμη με την οποία τα ηλεκτρόνια της εξωτερικής στιβάδας συγκρατούνται από τον πυρήνα. Όσο πιο μικρό είναι ένα άτομο, τόσο πιο δύσκολα χάνει ηλεκτρόνια ή τόσο πιο εύκολα παίρνει ηλεκτρόνια (μεγάλη έλξη από τον πυρήνα). Αντίθετα, όσο πιο μεγάλο είναι ένα άτομο, τόσο πιο εύκολα χάνει ηλεκτρόνια ή τόσο πιο δύσκολα παίρνει ηλεκτρόνια, (μικρή έλξη από τον πυρήνα).

Καθώς κινούμαστε προς τα κάτω σε μία ομάδα του περιοδικού πίνακα προστίθενται στιβάδες στο άτομο, άρα μεγαλώνει η απόσταση των εξωτερικών ηλεκτρονίων από τον πυρήνα. Ως εκ τούτου, καθώς κινούμαστε προς τα κάτω σε μία ομάδα του περιοδικού πίνακα τα άτομα χάνουν πιο εύκολα τα εξωτερικά του ηλεκτρόνια, δηλαδή ενισχύεται ο ηλεκτροθετικός (μεταλλικός) χαρακτήρας τους.

Καθώς κινούμαστε προς τα αριστερά σε μία περίοδο του περιοδικού πίνακα ο αριθμός των πρωτονίων του πυρήνα μειώνεται, μεγαλώνει η απόσταση των εξωτερικών ηλεκτρονίων από τον πυρήνα. Ως εκ τούτου, καθώς κινούμαστε προς τα αριστερά σε μία περίοδο του περιοδικού πίνακα τα άτομα χάνουν πιο εύκολα τα εξωτερικά του ηλεκτρόνια, δηλαδή ενισχύεται ο ηλεκτροθετικός (μεταλλικός) χαρακτήρας τους.

Στην αντίθετη κατεύθυνση, δηλαδή προς τα πάνω σε μια ομάδα και προς τα δεξιά σε μία περίοδο ενισχύεται ο ηλεκτραρνητικός χαρακτήρας των στοιχείων.

Χημικός δεσμός:

Οι διαρκείς ελκτικές δυνάμεις που αναπτύσσονται μεταξύ ατόμων, ιόντων ή μορίων που επιτρέπουν το σχηματισμό χημικών ενώσεων και μορίων χημικών στοιχείων. Ο δεσμός μπορεί να προκύψει όταν οι δομικές μονάδες της ύλης (άτομα, μόρια ή ιόντα) πλησιάσουν αρκετά με αποτέλεσμα να αναπτυχθούν ελκτικές δυνάμεις μεταξύ τους.

Σε ένα πρώτο επίπεδο, οι χημικοί δεσμοί εξηγούνται από την ηλεκτρονιακή θεωρία (Lewis, Kossel) της οποίας τα βασικά συμπεράσματα είναι:

- α) Τα ηλεκτρόνια που συμβάλλουν στην δημιουργία χημικών δεσμών είναι αυτά της εξωτερικής στιβάδας του κάθε ατόμου.
- β) Το άτομο αποκτά σταθερή δομή όταν η εξωτερική του στιβάδα έχει 8 ηλεκτρόνια ή 2 ηλεκτρόνια αν η εξωτερική του στιβάδα είναι η K.
- γ) Αυτό επιτυγχάνεται όταν τα στοιχεία αποβάλλουν, προσλαμβάνουν ή συνεισφέρουν ηλεκτρόνια.
- δ) Ο χημικός δεσμός που δημιουργείται με αποβολή και πρόσληψη ηλεκτρονίων ονομάζεται ιοντικός δεσμός. Ενώ ο χημικός δεσμός που δημιουργείται με συνεισφορά ηλεκτρονίων μεταξύ ατόμων ονομάζεται ομοιοπολικός δεσμός.

Ιοντικός ή ετεροπολικός δεσμός

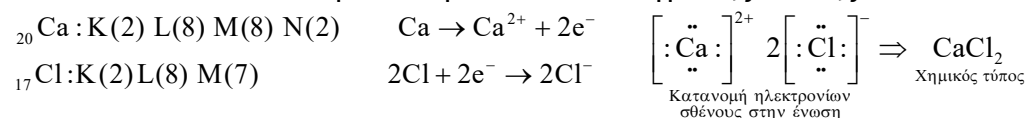
Ο δεσμός που δημιουργείται με αποβολή και πρόσληψη ηλεκτρονίων, οπότε σχηματίζονται αντίθετα φορτισμένα ιόντα που έλκονται μεταξύ τους με δυνάμεις Coulomb. Η αποβολή ηλεκτρονίων γίνεται από τα μέταλλα που μετατρέπονται σε κατιόντα και η πρόσληψη ηλεκτρονίων από τα αμέταλλα στοιχεία, που μετατρέπονται σε ανιόντα.

Τα ιόντα που σχηματίζονται διατάσσονται με μία κανονικότητα στο χώρο δημιουργώντας το ιοντικό κρυσταλλικό πλέγμα.

Συνήθεις ιοντικές ενώσεις είναι τα οξείδια των μετάλλων, τα υδροξείδια των μετάλλων και τα άλατα.

Στις ιοντικές ενώσεις δεν υπάρχει η έννοια του μορίου, αλλά μόνο του ιοντικού κρυσταλλικού πλέγματος.

Ο χημικός τύπος μιας τέτοιας ένωσης δεν αναπαριστά μόριο, αλλά την αναλογία των ιόντων που συναντάμε στο κρυσταλλικό πλέγμα της ένωσης.

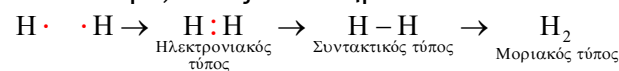


Ομοιοπολικός δεσμός

Ο ομοιοπολικός δεσμός δημιουργείται μεταξύ δύο αμετάλλων με αμοιβαία συνεισφορά μονήρων ηλεκτρονίων, οπότε δημιουργούνται κοινά ζεύγη ηλεκτρονίων, τα οποία συγκρατούν τα άτομα στο μόριο της ομοιοπολικής ένωσης. Ο αριθμός των ομοιοπολικών δεσμών που δημιουργεί ένα αμέταλλο είναι ίσος με τον αριθμό των μονήρων ηλεκτρονίων που διαθέτει το άτομό του στην εξωτερική στιβάδα.

Συνήθεις ομοιοπολικές ενώσεις είναι τα οξέα, τα οξείδια των αμετάλλων, η αμμωνία (NH_3) και οι περισσότερες οργανικές ενώσεις.

Για παράδειγμα, το μόριο του H_2 δημιουργείται με συνεισφορά 1 ηλεκτρονίου από κάθε άτομο, όπως στο σχήμα:

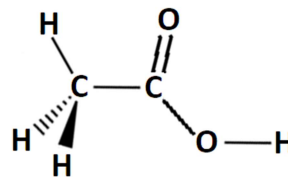
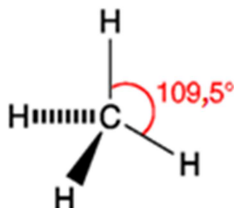
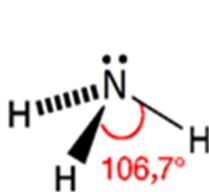


Όταν τα άτομα που ενώνονται με ομοιοπολικό δεσμό είναι όμοια μεταξύ τους, όπως συμβαίνει με τα άτομα του H στο μόριο του H_2 , το κοινό ζεύγος των ηλεκτρονίων του ομοιοπολικού δεσμού έλκεται εξ ίσου από τους πυρήνες των δύο ατόμων, οπότε έχουμε ομοιόμορφη κατανομή του κοινού ζεύγους των ηλεκτρονίων μεταξύ των δύο ατόμων. Ένας τέτοιος ομοιοπολικός δεσμός ονομάζεται μη πολωμένος.

Αντίστοιχα, το HCl δημιουργείται με συνεισφορά 1 μονήρους ηλεκτρονίου από το άτομο του H και του Cl όπως στο σχήμα:



Στεreoχημικός τύπος: Είναι ο τύπος που δείχνει πώς συνδέονται τα άτομα των στοιχείων της ένωσης στο χώρο.



Ημερομηνία τροποποίησης: 26/04/2019

Επιμέλεια: Κουκουλάς Βαγιανός

Επιστημονικός έλεγχος: Αποστολόπουλος Κωνσταντίνος - Γιαλούρης Παρασκευάς