



ΕΛΛΗΝΙΚΟ ΑΝΟΙΚΤΟ ΠΑΝΕΠΙΣΤΗΜΙΟ
ΣΧΟΛΗ ΘΕΤΙΚΩΝ ΕΠΙΣΤΗΜΩΝ ΚΑΙ ΤΕΧΝΟΛΟΓΙΑΣ

Μεταπτυχιακή Εξειδίκευση Καθηγητών Φυσικών Επιστημών
(ΚΦΕ)

ΔΙΠΛΩΜΑΤΙΚΗ ΕΡΓΑΣΙΑ

**Χημικός δεσμός και ιδιότητες των ενώσεων.
Παρουσίαση στα σχολικά εγχειρίδια.**

Τρικίλη Ειρήνη

Επιβλέπων Καθηγητής: Καπόλος Ιωάννης
Κολιαδήμα Αθανασία

ΠΑΤΡΑ
ΜΑΙΟΣ, 2023

© Ελληνικό Ανοικτό Πανεπιστήμιο, 2017

Η παρούσα Εργασία καθώς και τα αποτελέσματα αυτής, αποτελούν συνιδιοκτησία του ΕΑΠ και του φοιτητή, ο καθένας από τους οποίους έχει το δικαίωμα ανεξάρτητης χρήσης, αναπαραγωγής και αναδιανομής τους (στο σύνολο ή τμηματικά) για διδακτικούς και ερευνητικούς σκοπούς, σε κάθε περίπτωση αναφέροντας τον τίτλο και το συγγραφέα της Εργασίας καθώς και το όνομα του ΕΑΠ όπου εκπονήθηκε.

Στον γιο μου για τις ώρες που δεν με έβλεπε,
τον σύζυγο μου και τους γονείς μου...

Περίληψη

Σε αυτή τη διπλωματική εργασία θα ασχοληθούμε με την έννοια του χημικού δεσμού και πως αυτός διδάσκεται και παρουσιάζεται μέσα στα σχολικά εγχειρίδια.

Στο πρώτο κεφάλαιο παρουσιάζονται έννοιες οι οποίες είναι ιδιαίτερα χρήσιμες και αποτελούν προαπαιτούμενες γνώσεις για την διδασκαλία και την καλύτερη κατανόηση του χημικού δεσμού, όπως είναι ο Περιοδικός Πίνακας και η κατανόηση της δομής του, τι είναι ηλεκτραρνητικότητα, ο αριθμός οξείδωσης, ο κανόνας της οκτάδας κ.α. Στη συνέχεια γίνεται αναλυτική περιγραφή των δύο βασικών δεσμών, του ιοντικού και του ομοιοπολικού δεσμού και των προϋποθέσεων που υπάρχουν για τον σχηματισμό τους και το κεφάλαιο κλείνει με την αναφορά στα υπόλοιπα είδη δεσμών που υπάρχουν.

Στο δεύτερο κεφάλαιο παρουσιάζονται βασικές θεωρίες όπως είναι η Θεωρία άπωσης των ηλεκτρονιακών ζευγών της στιβάδας σθένους γνωστή με το ακρωνύμιο του αγγλικού όρου ως VSEPR (Βεσπερ για λόγους ευκολίας), η Θεωρία Δεσμού – Σθένους και η Θεωρία των Μοριακών Τροχιακών.

Στο τρίτο κεφάλαιο αναφέρονται κάποιες θεωρίες μάθησης και διδακτικής, για παράδειγμα η ανάπτυξη της κριτικής σκέψης στους μαθητές ώστε να μην λειτουργούν μηχανικά απομνημονεύοντας απλώς έτοιμες γνώσεις, αλλά να είναι σε θέση να σκέφτονται και να κρίνουν. Γίνεται επίσης αναφορά και σε άλλες μεθόδους όπως είναι η μέθοδος της παρουσίασης ή αλλιώς παραδοσιακή μέθοδο, στην έννοια του εποικοδομισμού και στην συμβολή του πειράματος στην διαδικασία της μάθησης.

Στο κεφάλαιο τέσσερα σχολιάζεται ο ρόλος της χημείας και του χημικού δεσμού στα σχολικά εγχειρίδια αλλά και στην διδακτική ύλη, αναφέρονται οι παρανοήσεις που προϋπάρχουν ή δημιουργούνται στους μαθητές, καθώς επίσης και ο ρόλος που έχουν τα σχολικά εγχειρίδια στην δημιουργία αυτών των παρανοήσεων. Στο τέλος του κεφαλαίου προτείνονται τρόποι για διόρθωση της διδασκαλίας του χημικού δεσμού οι οποίοι έχουν ως στόχο την εξάλειψη των παρανοήσεων και την καλύτερη κατανόηση του χημικού δεσμού από τους μαθητές.

Στο τελευταίο κεφάλαιο αυτής της εργασίας, προτείνεται ένα σενάριο διδασκαλίας 6 ωρών για την διδασκαλία του χημικού δεσμού στο οποίο περιλαμβάνονται και δύο πολύ απλές εργαστηριακές ασκήσεις που βοηθούν στην κατανόηση του.

Abstract

In this diplomatic thesis, we will focus on the chemical bonding and how it is taught and presented in textbooks.

The first chapter presents concepts that are particularly useful and preredquired knowledge for teaching and better understanding of chemical bonding. These concepts include the Periodic Table and understanding its structure, electronegativity, oxidation number, the octet rule, and more. Following this, a detailed description of the two types of bonds, ionic and covalent bonding is provided, along with the conditions required for their formation. The chapter concludes with a mention of other types of bonds that exist.

The second chapter introduces fundamental theories such as the Valence Shell Electron Pair Repulsion (VSEPR) theory, the Valence Bond Theory and the Molecular Orbital Theory.

The third chapter discusses some theories of learning and teaching. For example, it addresses the development of critical thinking in students, aiming to move beyond rote memorization and encouraging them to think and judge independently. It also refers to teaching methods, including presentation method, the concept of constructive learning and the role of experimentation in the learning process.

In fourth chapter, the role of the chemistry and chemical bonding in textbooks and the curriculum is discussed. It addresses misconceptions that exist or are generated in students and the role that textbooks play in creating these misconceptions. The chapter end by proposing methods to improve the teaching of chemical bonding, with the goal of eliminating misconceptions and enhancing students' understanding.

The final chapter of this thesis proposes a 6 – hour teaching scenario for the instruction of chemical bonding, including two simple laboratory exercises designed to aid comprehension.

Περιεχόμενα

Περίληψη.....	4
Abstract.....	5
Περιεχόμενα.....	6
Εισαγωγή.....	8
Κεφάλαιο 1: Ιστορία της Χημείας και του Χημικού δεσμού – Η έννοια του χημικού δεσμού.....	10
1.1 Η χημεία ως επιστήμη.....	10
1.2 Η εξέλιξη του χημικού δεσμού από το παρελθόν στο παρόν.....	10
1.3 Περιοδικός Πίνακας.....	11
1.3.1 Εισαγωγή.....	11
1.3.2 Αρίθμηση και δομή του Περιοδικού Πίνακα.....	12
1.4 Δυναμικό ιονισμού, ηλεκτρονική συγγένεια και ηλεκτραρνητικότητα.....	16
1.4.1 Δυναμικά ιονισμού.....	16
1.4.2 Ηλεκτρονική συγγένεια.....	17
1.4.3 Ηλεκτραρνητικότητα.....	17
1.5 Αριθμός οξείδωσης.....	19
1.6 Κανόνας της οκτάδας.....	20
1.7 Ηλεκτρονιακή θεωρία Σθένους- θεωρία Lewis.....	20
1.8 Ιοντικό δεσμό.....	21
1.8.1 Προϋποθέσεις σχηματισμού του ιοντικού δεσμού.....	22
1.8.2 Ιοντικός δεσμός και τα στοιχεία μετάπτωσης.....	23
1.8.3 Τα γενικά χαρακτηριστικά των ιοντικών ενώσεων.....	23
1.9 Ομοιοπολικός δεσμός.....	24
1.9.1 Χημικοί τύποι των χημικών ουσιών.....	24
1.9.2 Προϋποθέσεις σχηματισμού του ομοιοπολικού δεσμού.....	26
1.9.3 Πολικός και μη πολικό ομοιοπολικός δεσμός.....	27
1.10 Τυπικό Φορτίο.....	28
1.11 Υπόλοιπα είδη δεσμών.....	29
1.11.1 Είδη ομοιοπολικών δεσμών.....	29
1.11.2 Δεσμός Υδρογόνου.....	31
1.11.3 Μεταλλικός Δεσμός.....	32
Κεφάλαιο 2: Βασικές θεωρίες.....	33
2.1 Θεωρία Άπωσης Ηλεκτρονιακών Ζευγών της Στιβάδας Σθένους (Valence Shell Electron Pair Repulsion – VSEPR).....	33
2.1.1 Πολικότητα και γεωμετρία των μορίων.....	37
2.1.2 Οι Μαγνητικές Ιδιότητες των Μορίων.....	39
2.2 Θεωρία Δεσμού Σθένους.....	39
2.2.1 Τι είναι η θεωρία δεσμού – σθένους VBT.....	40
2.2.2 Υβριδισμός.....	40
2.3 Θεωρία των Μοριακών Τροχιακών (MOT).....	41
Κεφάλαιο 3: Θεωρίες μάθησης και διδακτικής.....	45
3.1 Διδακτική της χημείας και των φυσικών επιστημών.....	45
3.2 Κριτική σκέψη και ανάπτυξη της.....	45
3.2.1 Η Μαιευτική μέθοδος.....	46
3.2.2 Η Διαλεκτική μέθοδος.....	46

3.3 Η διαισθητική και η αναλυτική σκέψη.....	47
3.4 Η ανακάλυψη.....	48
3.5 Η διερεύνηση.....	48
3.5.1 Στρατηγική για την κατευθυνόμενη διερευνητική μέθοδο.....	49
3.5.2 Ο ρόλος του εκπαιδευτικού στην καθοδηγούμενη διερεύνηση.....	50
3.6 Μέθοδος της Παρουσίασης (Παραδοσιακή Μέθοδος).....	51
3.7 Ο Εποικοδομισμός.....	52
3.7.1 Ρεαλισμός και Εμπειρισμός.....	52
3.7.2 Μεθοδολογίες της διδακτικής.....	52
3.7.3 Καθοδηγούμενη διερεύνηση ως εφαρμογή του εποικοδομισμού.....	53
3.7.4 Ο εποικοδομισμός και ο ρόλος του εκπαιδευτικού.....	53
3.7.5 Χρήση του εποικοδομισμού στη Χημεία.....	53
3.8 Η διερευνητική μέθοδος και η εφαρμογή της στο μάθημα της Χημείας.....	54
3.8.1 Η συμβολή του πειράματος στη διερευνητική μέθοδο.....	54
3.8.2 Διάφορα είδη εργαστηριακών ασκήσεων στη Χημεία.....	54
Κεφάλαιο 4: Ο Χημικός δεσμός στα σχολικά εγχειρίδια – Οι δυσκολίες και οι παρανοήσεις των μαθητών.....	58
4.1 Ο χημικός δεσμός στην εκπαίδευση.....	58
4.1.1 Η Χημεία και ο Χημικός Δεσμός στο γυμνάσιο.....	59
4.1.2 Η Χημεία και ο Χημικός Δεσμός στο λύκειο.....	60
4.2 Οι παρανοήσεις των μαθητών.....	64
4.2.1 Ρόλος του σχολικού εγχειρίδιου στις παρανοήσεις των μαθητών – Νοητικά άλματα στο σχολικό εγχειρίδιο της χημείας α' λυκείου.....	65
4.2.2 Προτάσεις για διόρθωση στη διδασκαλία του χημικού δεσμού.....	66
Κεφάλαιο 5: Η διδασκαλία του Χημικού Δεσμού.....	68
5.1 Διδακτικό υλικό για την χημεία α' λυκείου για τον χημικό δεσμό – Σενάριο διδασκαλίας.....	68
5.2 Φύλλα εργασίας για την κατανόηση του χημικού δεσμού στην α' λυκείου.....	79
Βιβλιογραφικές αναφορές.....	84
Βιβλιογραφικές αναφορές σχημάτων από το διαδίκτυο.....	88

Εισαγωγή

Ο χημικός δεσμός αντιπροσωπεύει τη φυσική αλληλεπίδραση που εμφανίζεται ανάμεσα στα άτομα και τα μόρια, καταδεικνύοντας τις ελκτικές δυνάμεις που διαμορφώνουν τη δομή και τη σταθερότητα των χημικών συστημάτων (μορίων, δομών διατομικών και πολυατομικών) και είναι υπεύθυνος για την συγκρότηση τους. Τα μόρια, τα διατομικά αέρια καθώς και οι κρύσταλλοι, τα οποία συνθέτουν την πλειοψηφία του φυσικού περιβάλλοντος γύρω μας, διατηρούν τη συνοχή τους λόγω των χημικών δεσμών. Δηλαδή, ο χημικός δεσμός είναι καθοριστικός για τη δομή της ύλης.

Οι χημικοί δεσμοί εκδηλώνονται με διαφορετική ισχύ και η ταξινόμηση τους ανάμεσα σε «ισχυρούς» και «ασθενείς» είναι ένα εργαλείο για την αναγνώριση και την καλύτερη κατανόηση τους. Ενδεικτικά, «ισχυροί» θεωρούνται οι ομοιοπολικοί και οι ετεροπολικοί δεσμοί, ενώ οι δεσμοί υδρογόνου και οι Van der Waals θεωρούνται «ασθενείς». Στην πραγματικότητα, αυτή η κατηγοριοποίηση είναι χρήσιμη για πρακτικούς λόγους χωρίς να υπάρχουν ουσιαστικές διαφορές στη φύση των δεσμών. Ουσιαστικά, αυτό που αντιπροσωπεύουν οι δεσμοί είναι κάποιες αλληλεπιδράσεις ηλεκτροστατικής φύσης και το πόσο «ασθενείς» ή «ισχυροί» είναι εξαρτάται από την διαφορά του φορτίου που υπάρχει ανάμεσα στα άτομα που συμμετέχουν στον δεσμό αλλά και την από την μεταξύ τους απόσταση.

Για να αντιληφθούμε καλύτερα τις ελκτικές δυνάμεις του χημικού δεσμού και να μπορέσουμε να τις εξηγήσουμε, είναι απαραίτητη η συνεργασία ανάμεσα σε Φυσική και Χημεία. Η κβαντική θεωρία παρέχει ποσοτική εξήγηση για όλες τις μορφές των δεσμών, αλλά στην πράξη, οι χημικοί χρησιμοποιούν απλούς κανόνες για να προβλέπουν ποιοτικά την ισχύ, την κατεύθυνση και την πολικότητα τους. Κανόνες όπως ο κανόνας της οκτάδας και η θεωρία VSEPR χρησιμοποιούνται για την κατανόηση και την περιγραφή των βασικών ιδεών.

Οι σύγχρονες υπολογιστικές μέθοδοι παρέχουν μια ευρύτερη εικόνα από την απλή περιγραφή του χημικού δεσμού. Αυτές οι μέθοδοι, πέρα από τον χημικό δεσμό δίνουν την δυνατότητα πρόβλεψης της ηλεκτρονιακής διαμόρφωσης αλλά και της χημικής δραστηριότητας των μορίων με μεγαλύτερη ακρίβεια και καθιστά κατανοητό ότι η ηλεκτρονιακή διαμόρφωση συνδέεται άμεσα με την χημική δραστηριότητα τους. Αυτή η προσέγγιση έχει γίνει βασικό εργαλείο στη σύγχρονη χημική έρευνα, καθώς μας παρέχει λεπτομερείς πληροφορίες για τη δομή, τη συμπεριφορά και τις ιδιότητες των μορίων.

Η παρούσα Διπλωματική Εργασία αποσκοπεί στη δημιουργία ενός εγχειριδίου που θα λειτουργεί ως πηγή γνώσης για τους μαθητές της Δευτεροβάθμιας Εκπαίδευσης, δίνοντας έμφαση στον χημικό δεσμό όπως αυτός παρουσιάζεται στην α' λυκείου. Στόχος είναι η εξοικείωση τους με τις αλληλεπιδράσεις που καθοδηγούν τη χημεία σε επίπεδο δομικών σωματιδίων από ατομικά επίπεδα μέχρι μοριακά. Αυτό συμβάλλει στην απόκτηση επιστημονικής γνώσης για τις βασικές αρχές και τις αλληλεπιδράσεις που διαμορφώνουν την ύλη. Η διδασκαλία επικεντρώνεται σε ουσιαστικές έννοιες και παραδείγματα με στόχο να βοηθήσουν τους μαθητές να κατανοήσουν τις βασικές ιδέες και να εφαρμόσουν τις γνώσεις τους σε πρακτικές καταστάσεις. Αυτό που επιδιώκεται να συμβεί είναι να καταστεί η διδασκαλία της χημείας πιο ενδιαφέρουσα και

αποτελεσματική, ενθαρρύνοντας την ανάπτυξη ενδιαφέροντος και την κατανόηση της χημείας από τους μαθητές.

Κεφάλαιο 1 Ιστορία της Χημείας και του Χημικού δεσμού - Η έννοια του χημικού δεσμού

1.1 Η Χημεία ως επιστήμη

Η χημεία μαζί με άλλες επιστήμες όπως η φυσική, η βιολογία και η γεωλογία ανήκει στην κατηγορία των φυσικών επιστημών και αποτελεί έναν από τους κεντρικούς πυλώνες ανάμεσα τους. Μέσω του πεδίου της φυσικοχημείας, συνδέεται άρρηκτα με την φυσική, ενώ με την βιοχημεία αλλά και την μοριακή βιολογία στηρίζει την επιστήμη της βιολογίας. Επιπλέον, δημιουργεί γέφυρες με την αστρονομία μέσω της αστροχημείας και με την γεωλογία μέσω της γεωχημείας αλλά και της κρυσταλλοχημείας.

Πέρα από την συσχέτιση της χημείας με τις υπόλοιπες φυσικές επιστήμες, διαδραματίζει σημαντικό ρόλο σε πολλούς άλλους τομείς όπως την ιατρική, την φαρμακευτική, την επιστήμη των τροφίμων, την κοσμετολογία, ακόμα και την αρχαιολογία. Αποτελεί τη βάση για την κατανόηση και την ανάπτυξη νέων φαρμάκων, την παραγωγή ασφαλών τροφίμων, την ανάπτυξη προϊόντων ομορφιάς και τη διερεύνηση του παρελθόντος μέσω της ανάλυσης αρχαιολογικών ευρημάτων.

Επομένως, παρατηρούμε σε πόσο μεγάλο βαθμό εμπλέκεται η χημεία σε πολλές από τις πτυχές του κόσμου μας. Είναι η επιστήμη που μας επιτρέπει να αντιληφθούμε θεωρητικά και πρακτικά τον τρόπο λειτουργίας της φύσης και σε συνδυασμό με τους άλλους επιστημονικούς κλάδους έχει επιφέρει καθοριστικές αλλαγές και βελτιώσεις στον τρόπο ζωής μας. Αυτό περιλαμβάνει εκτός από την δημιουργία νέων φαρμάκων, την αναβάθμιση υπαρχόντων προϊόντων, τον έλεγχο της ποιότητας τους, τη μετατροπή της ενέργειας προς πιο βιώσιμες επιλογές και πολλά άλλα. Παράλληλα όμως, η εξέλιξη της χημείας έχει προκαλέσει και αρνητικές επιπτώσεις, οι οποίες συνδέονται με περιβαλλοντικά, κοινωνικά και πολιτικά ζητήματα.

Κλείνοντας, μπορούμε να καταλήξουμε στο συμπέρασμα ότι η χημεία είναι η επιστήμη που μας επιτρέπει να κατανοήσουμε τις ιδιότητες και τις αλληλεπιδράσεις των χημικών ουσιών και η εφαρμογή της έχει σημαντική επίδραση σε πολλούς τομείς της ζωής μας (Πύργας, 2022).

1.2 Η εξέλιξη του χημικού δεσμού από το παρελθόν στο παρόν

Το 1858, στο πλαίσιο της Γαλλικής Ακαδημίας Επιστημών, είχαν παρουσιαστεί δύο σημαντικές εργασίες που σημάδεψαν την αρχή της μοριακής δομής. Ο Archibald Scott Couper και ο Friedrich August Kekulé παρουσίασαν τις ιδέες που θα οδηγούσαν στην ανάπτυξη αυτής της θεμελιώδους θεωρίας. Ο Couper πρότεινε πρώτος την έννοια της μοριακής δομής, εισάγοντας την έννοια των μορίων ως ανεξαρτήτων οντοτήτων που μπορούν να υπάρχουν από μόνα τους. Επιπλέον, παρουσίασε την έννοια του σθένους των μορίων, το οποίο αναφέρεται στην ικανότητα των ατόμων να συνδέονται με άλλα άτομα και παρέθεσε χημικούς τύπους παρόμοιους με αυτούς που χρησιμοποιούνται μέχρι και σήμερα.

Ο Kekulé, αν και ασχολήθηκε με παρόμοια θέματα, δεν παρουσίασε τις ιδέες του με την σαφήνεια που είχε ο Couper. Ωστόσο, το 1865, επινόησε τον συντακτικό τύπο του βενζολίου C_6H_6 , ο οποίος παραμένει αμετάβλητος στα χρόνια που πέρασαν. Σε αυτό το σημείο αξίζει να σημειωθεί ότι ο Alexander Mikhailovich Butlerov, μαθητής του Kekulé εισήγαγε τον όρο «δομή» στην οργανική χημεία.

Η αλλαγή στο πεδίο αυτό άρχισε να διαφαίνεται με την ανακάλυψη του ηλεκτρονίου και τον καθοριστικό προσδιορισμό του λόγου του φορτίου προς την μάζα, από τον Joseph John Thomson το 1897. Αυτό οδήγησε σε διχασμό στον επιστημονικό κόσμο, καθώς οι χημικοί είχαν την άποψη ότι αυτή ήταν μια εξέλιξη που αφορούσε κυρίως τους φυσικούς.

Στη συνέχεια, το 1911 με το πείραμα σκέδασης που πραγματοποίησε ο Ernest Rutherford, επέφερε μεγαλύτερη σαφήνεια στην δομή του ατόμου, εισάγοντας το γνωστό πλανητικό μοντέλο του. Το 1913, οι θεωρητικές προτάσεις του Δανού Niels Bohr ενίσχυσαν αυτές τις εξελίξεις. Το 1916, ο Gilbert N. Lewis πρότεινε την πρώτη ηλεκτρονιακή ερμηνεία για το χημικό δεσμό, εισάγοντας τη θεωρία των οκτώ και των οξέων – βάσεων και άλλα πολλά και αυτές του οι προτάσεις βασίστηκαν πάνω στο ηλεκτρονιακό ζεύγος, αποκτώντας μεγάλη απήχηση στον επιστημονικό κόσμο.

Από το 1925, η κβαντομηχανική ανέλαβε τον ρόλο της εξήγησης και κατανόησης των φυσικών και χημικών φαινομένων. Το 1926, η εξίσωση του Schrödinger δημοσιεύθηκε και λίγο αργότερα, το 1927, οι Heitler και London προσέγγισαν την εξίσωση για το μόριο του υδρογόνου H_2 , καθιστώντας την κατανόηση του χημικού δεσμού πιο σαφή (Πύργας, 2022).

1.3 Περιοδικός Πίνακας

1.3.1 Εισαγωγή

Ο σημερινός περιοδικός πίνακας αποτελεί το αποτέλεσμα μιας μακράς εξελικτικής διαδικασίας. Το 1864 χημικός Newlands, πρότεινε να οργανωθούν τα στοιχεία κατά ομάδες ανά οκτάβα, καθώς παρατήρησε ότι παρουσιάζονται παρόμοιες ιδιότητες κάθε όγδοου στοιχείου όταν αυτά ταξινομούνται με βάση την αυξανόμενη ατομική τους μάζα. Ο Meyer το ίδιο έτος ανακάλυψε την περιοδική σχέση μεταξύ των ιδιοτήτων των στοιχείων και της σχετικής τους μάζας και παράλληλα ο Mendeleev εργάστηκε πάνω στη δημιουργία του περιοδικού πίνακα, ταξινομώντας τα στοιχεία κατά αύξουσα ατομική μάζα και αφήνοντας κενές θέσεις για την μελλοντική ανακάλυψη καινούργιων στοιχείων, όπως το γερμάνιο. Αυτό οδήγησε στη δημιουργία ενός περιοδικού πίνακα που περιείχε τα τότε γνωστά 63 στοιχεία.

Η διαμόρφωση του σύγχρονου περιοδικού πίνακα βασίστηκε στον περιοδικό νόμο του Mosley. Αυτός ο νόμος υποστηρίζει ότι οι ιδιότητες των στοιχείων είναι περιοδική συνάρτηση του ατομικού τους αριθμού και η ταξινόμηση τους βασίστηκε στον ατομικό αριθμό (Z) και όχι στην ατομική τους μάζα. Αυτό οδήγησε σε μια διάταξη των στοιχείων με αύξουσα σειρά ατομικού αριθμού, με κάθε στοιχείο να τοποθετείτε σε μία από τις 18 κατακόρυφες στήλες (ομάδες) και σε μια από τις 7 οριζόντιες γραμμές (περίοδοι).

Τα στοιχεία μιας ομάδας έχουν παρόμοιες χημικές ιδιότητες, ενώ οι ιδιότητες των στοιχείων σε μία περίοδο ακολουθούν μια περιοδική τάση βάσει του ατομικού τους αριθμού. Ο περιοδικός πίνακας όπως τον ξέρουμε σήμερα παρουσιάζεται στο σχήμα 1.

The image shows a standard periodic table with color-coded groups. The legend indicates the following categories:

- State of matter (color of name):** Solid (blue), Liquid (orange), Gas (green), Unknown (pink).
- Subcategory in the metal-metalloid-nonmetal trend (color of background):** Alkali metal (red), Transition metal (blue), Lanthanide (light blue), Alkaline earth metal (orange), Post-transition metal (yellow), Metalloid (green), Polyatomic nonmetal (purple), Diatomic nonmetal (dark green), Noble gas (pink), Unknown chemical properties (grey).

Σχήμα 1 Σύγχρονος Περιοδικός Πίνακας. [1]

1.3.2 Αρίθμηση και δομή του Περιοδικού Πίνακα

Οι τρόποι αρίθμησης των ομάδων του περιοδικού πίνακα που έχουν προταθεί, είναι με λατινικούς αριθμούς από το I έως το VIII όπου διαχωρίζονται σε κύριες ομάδες με το γράμμα A δίπλα από τον λατινικό αριθμό και σε δευτερεύουσες με το γράμμα B και η αρίθμηση κατά IUPAC με αραβικούς αριθμούς από το 1 έως το 18. Τα στοιχεία των δευτερευουσών ομάδων ονομάζονται μεταβατικά στοιχεία ή στοιχεία μετάπτωσης (Λιοδάκης, Κορδάτος & Μαυρόπουλος, 2015).

Η θέση που έχει ένα χημικό στοιχείο στον περιοδικό πίνακα μας δίνει πληροφορίες για την συμπεριφορά του. Μπορούμε αρχικά να διακρίνουμε τον διαχωρισμό των στοιχείων σε μέταλλα και αμέταλλα. Τα μέταλλα καταλαμβάνουν το μεγαλύτερο τμήμα του περιοδικού πίνακα από αριστερά προς τα δεξιά, ενώ τα αμέταλλα κατέχουν το πάνω δεξιά κομμάτι του περιοδικού πίνακα. Τα στοιχεία που είναι πάνω στη διαχωριστική γραμμή γύρω από αυτή ονομάζονται ημιμέταλλα ή μεταλλοειδή λόγω του ότι παρουσιάζουν ιδιότητες και μετάλλων και αμετάλλων. Τα στοιχεία που βρίσκονται στην ομάδα IA με εξαίρεση το υδρογόνο, ονομάζονται αλκάλια, στην IIA ομάδα αλκαλικές γαίες, στην VIIA ομάδα βρίσκονται τα αλογόνα ενώ στην VIIIA ομάδα είναι τα ευγενή αέρια τα οποία είναι χημικά αδρανή στοιχεία.

Ο διαχωρισμός του Περιοδικού Πίνακα σε τομείς

Ο περιοδικός πίνακας μπορεί να διαχωριστεί σε τέσσερις διακριτούς τομείς, καθένας εκ των οποίων έχει τη δική του ιδιαιτερότητα και σημασία. Αυτοί είναι:

- α) Η περιοχή s, η οποία αποτελείται από τις δύο αρχικές ομάδες που βρίσκονται στα αριστερά (IA, IIA)
- β) Η περιοχή p, η οποία εκτείνεται πάνω από τις πρώτες έξι ομάδες του κύριου μέρους του περιοδικού πίνακα, πηγαινόντας από δεξιά προς τα αριστερά.
- γ) Η περιοχή d, στην οποία συμπεριλαμβάνονται τα στοιχεία μετάπτωσης, ή αλλιώς τις δευτερεύουσες ομάδες του περιοδικού πίνακα
- δ) Η περιοχή f, στην οποία ανήκουν οι δύο επιπλέον οριζόντιες γραμμές, που είναι γνωστές ως λανθανίδες και ακτινίδες.

Η Δομή του Περιοδικού Πίνακα σύμφωνα με τις Περιόδους

Στον περιοδικό πίνακα κάθε περίοδος αντιπροσωπεύει την συμπλήρωση μιας ηλεκτρονιακής στιβάδας με τις εξής λεπτομέρειες:

- Η πρώτη περίοδος περιλαμβάνει τα λιγότερα στοιχεία, μόνο δύο, το υδρογόνο (${}^1\text{H}$) και το ήλιο (${}^2\text{He}$), συμπληρώνοντας την πρώτη στιβάδα, την K.
- Η δεύτερη περίοδος, γνωστή και ως στιβάδα L, περιλαμβάνει οκτώ στοιχεία, ξεκινώντας από το ${}^3\text{Li}$ έως το ${}^{10}\text{Ne}$, τα οποία έχουν τον κατάλληλο αριθμό ηλεκτρονίων ώστε να συμπληρωθεί η στιβάδα.
- Η τρίτη περίοδος, είναι η στιβάδα M, περιλαμβάνει επίσης οκτώ στοιχεία ξεκινώντας από το ${}^{11}\text{Na}$ έως το ${}^{18}\text{Ar}$.
- Η τέταρτη περίοδος, στιβάδα N, συμπεριλαμβάνει δεκαοκτώ στοιχεία με πρώτο στοιχείο το ${}^{19}\text{K}$ και καταλήγει στο ${}^{36}\text{Kr}$ μαζί με τα στοιχεία μετάπτωσης που σε αυτή την περίοδο.
- Η πέμπτη περίοδος συνθέτει τη στιβάδα O, περιλαμβάνοντας δεκαοκτώ στοιχεία επίσης, τα οποία ξεκινάνε από το ${}^{37}\text{Rb}$ έως το ${}^{54}\text{Xe}$ ανάμεσα στα οποία υπάρχει και η δεύτερη σειρά από τα στοιχεία μετάπτωσης.
- Η έκτη περίοδος αντιστοιχεί στην στιβάδα P και σε αυτή συμπεριλαμβάνονται τριάντα δύο στοιχεία μαζί με τα στοιχεία μετάπτωσης που υπάρχουν ανάμεσα τους καθώς και τις λανθανίδες. Πρώτο στοιχείο αυτής της περιόδου είναι το ${}^{55}\text{Cs}$ και τελευταίο το ${}^{86}\text{Rn}$.
- Τελειώνουμε με την έβδομη περίοδο, η οποία αντιστοιχεί στην στιβάδα Q και αποτελείται επίσης από τριάντα δύο στοιχεία, μέρος των οποίων είναι η τελευταία σειρά των στοιχείων μετάπτωσης καθώς επίσης και οι ακτινίδες. Η περίοδος αυτή αρχίζει με το στοιχείο ${}^{87}\text{Fr}$ και καταλήγει στο ${}^{118}\text{Uuo}$ (Λιοδάκης, Κορδάτος & Μαυρόπουλος, 2015).

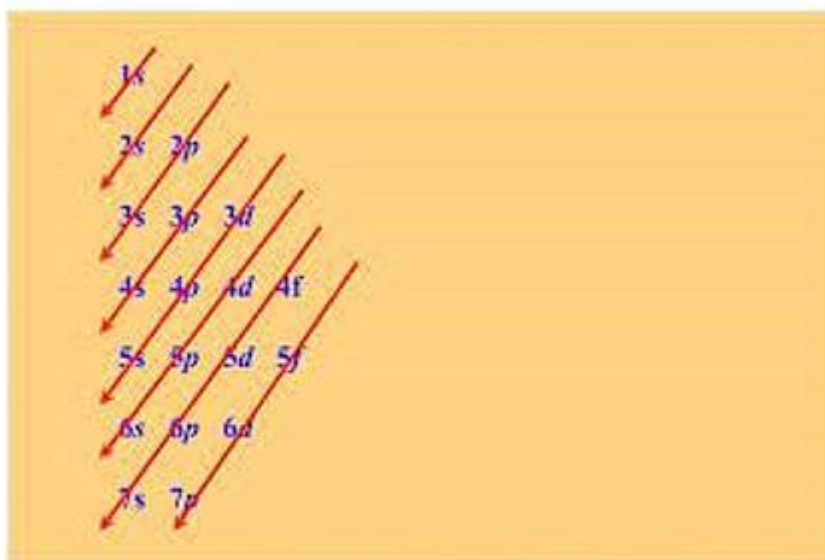
Ηλεκτρονιακή δόμηση

Αρχικά, ο Niels Bohr το 1921 προσέγγισε με επιτυχία τη δομή του περιοδικού πίνακα και παρουσίασε την έννοια που έχει μείνει γνωστή μέχρι σήμερα ως την «αρχή της οικοδόμησης». Αυτή η αρχή αναφέρεται στον τρόπο με τον οποίο η ηλεκτρονιακή δομή ενός ατόμου διαμορφώνεται αναλόγως με την δομή του προηγούμενου στοιχείου, τοποθετώντας ένας επιπλέον ηλεκτρόνιο στο τροχιακό επίπεδο που έχει τη χαμηλότερη ενέργεια και μπορεί να δεχτεί ένα ακόμη ηλεκτρόνιο. Ένα ακόμα σημαντικό στοιχείο είναι ότι ο Bohr ανέφερε, ότι για να υπάρχει περιοδικότητα στην δομή των ατόμων, πρέπει να υπάρχει ένας μέγιστος αριθμός ηλεκτρονίων που μπορεί να συμπεριλαμβάνεται σε ένα τροχιακό (Murrel, Kettle & Tedder, 2018).

Η βάση για να μπορέσουμε να κάνουμε σωστά την κατάταξη των ηλεκτρονίων στις στιβάδες είναι η «Αρχή της Ελάχιστης Ενέργειας». Αυτό σημαίνει ότι τα ηλεκτρόνια πρέπει πρώτα να γεμίσουν τις στιβάδες με την χαμηλότερη ενέργεια προκειμένου να είναι σταθερά όταν το άτομο βρίσκεται στη θεμελιώδη κατάσταση.

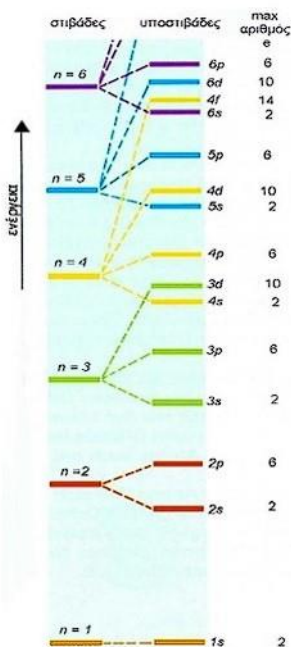
Κατά την ταξινόμηση των ηλεκτρονίων στις κύριες στιβάδες για ένα άτομο, οι οποίες ονομάζονται K, L, M, N, O, P, Q και θεωρητικά μπορούν φτάσουν ως το άπειρο, ξεκινάμε από την στιβάδα K η οποία είναι και η πλησιέστερη προς τον πυρήνα του ατόμου και έπειτα συνεχίζουμε προς τα επόμενα επίπεδα. Κάθε στιβάδα αντιστοιχεί και σε έναν κύριο κβαντικό αριθμό, ο οποίος έχει ως σύμβολο το γράμμα «n» και οι τιμές οι οποίες επιτρέπεται να πάρει είναι όλες οι θετικές και ακέραιες τιμές, άρα $n=1,2,3,4,5,6,7$ και θεωρητικά όπως και οι στιβάδες έτσι και το n μπορεί να φτάσει μέχρι το άπειρο. Για τις αρχικές 4 στιβάδες ($n=1,2,3,4$), για την τοποθέτηση των ηλεκτρονίων ακολουθείται ο κανόνας $2n^2$. Με βάση αυτό αντιλαμβανόμαστε ότι στην στιβάδα K ($n=1$) τοποθετούνται μέχρι 2 ηλεκτρόνια, στην L μέχρι 8, στην M μέχρι 18 και στην N μέχρι 32 ηλεκτρόνια. Επίσης, πρέπει να σημειωθεί ότι η τελευταία στιβάδα μπορεί να περιλαμβάνει μέχρι 8 ηλεκτρόνια και η προτελευταία 8 ή 18.

Επιπλέον, κάθε στιβάδα αποτελείται από υποστιβάδες οι οποίες για να χαρακτηριστούν χρειάζεται να γνωρίζουμε έναν ακόμα κβαντικό αριθμό (δευτερεύων κβαντικός αριθμός), το l, το οποίο παίρνει τιμές $l=0,1,2,3,\dots,n-1$ και κάθε ένας από αυτούς αντιστοιχεί σε μια υποστιβάδα (s,p,d,f,g,h,...) και το πλήθος τους δίνεται από την σχέση $2l+1$. Για να οργανώσουμε τα ηλεκτρόνια στις υποστιβάδες, πρέπει να ακολουθείτε μια συγκεκριμένη σειρά για την οποία υπάρχει ένας χρήσιμος μνημονικός κανόνας που παρουσιάζεται στο σχήμα 2.



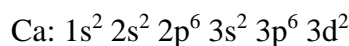
Σχήμα 2 Υποστιβάδες - Μνημονικός Κανόνας [2]

Ο μέγιστος αριθμός ηλεκτρονίων για κάθε υποστιβάδα είναι αποτέλεσμα του συνδυασμού της i) Απαγορευτικής αρχής από τον Pauli, της ii) Αρχή της ελάχιστης ενέργειας και του iii)Κανόνα του Hund. Στην ουσία, το μέγιστο πλήθος ηλεκτρονίων που χωράει να μπει σε κάθε υποστιβάδα δίνεται από την σχέση $2(2l+1)$. Το σχήμα 3 θα μας βοηθήσει να καταλάβουμε τον τρόπο που πρέπει να δομούνται οι υποστιβάδες.



Σχήμα 3 Συμπλήρωση Υποστιβάδων [3]

Οπότε, αν για παράδειγμα θέλουμε να κάνουμε την ηλεκτρονιακή δομή για το άτομο του Ca το οποίο έχει 20 ηλεκτρόνια, θα τοποθετήσουμε πρώτα 2 ηλεκτρόνια στην υποστιβάδα 1s και θα γράψουμε $1s^2$, μετά θα μπουνε 2 ηλεκτρόνια στην υποστιβάδα 2s οπότε θα γράψουμε $2s^2$ και 6 ηλεκτρόνια στην 2p, άρα $2p^6$. Έπειτα ακόμα 2 ηλεκτρόνια στην 3s, 6 ηλεκτρόνια στην 3p και τέλος 2 ηλεκτρόνια στην 3d. Άρα η δομή σε υποστιβάδες έχει ως εξής:



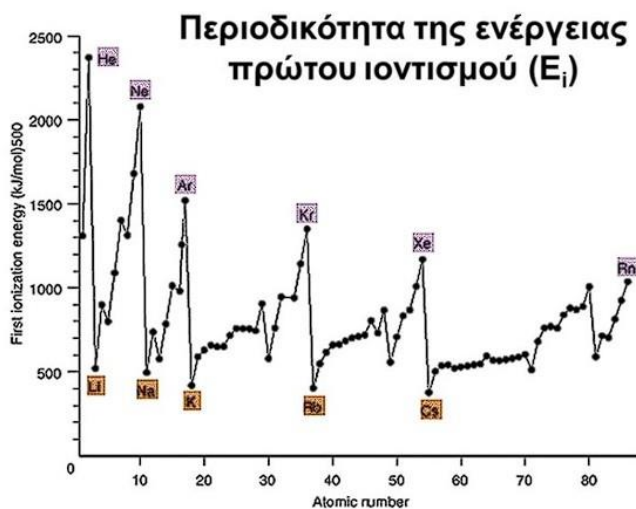
Η ηλεκτρονιακή δομή σε στιβάδες θα είχε ως εξής: Ca:K(2)L(8)M(8)N(2)

(Murrel, Kettle & Tedder, 2018).

1.4 Δυναμικά ιονισμού, ηλεκτρονική συγγένεια και ηλεκτραρνητικότητα

1.4.1 Δυναμικό ιονισμού

Το δυναμικό ιονισμού, ή αλλιώς η ενέργεια ιονισμού, αναφέρεται στην ελάχιστη ποσότητα ενέργειας που απαιτείται ώστε να μπορέσει ένα ηλεκτρόνιο να απομακρυνθεί από ένα άτομο, το οποίο θα βρίσκεται στην θεμελιώδη κατάσταση. Σε αυτήν την περίπτωση, θεωρούμε ότι δεν υπάρχει κινητική ενέργεια τόσο για το ηλεκτρόνιο, όσο και για το νέο ιόν, δηλαδή η ταχύτητα τους είναι μηδενική.



Σχήμα 4 Μεταβολή της πρώτης ενέργειας ιοντισμού σε συνάρτηση με τον ατομικό αριθμό. [4]

Το σχήμα 4 παρουσιάζει τον τρόπο μεταβολής του δυναμικού ιονισμού όσο αλλάζει ο αριθμός των στοιχείων στον Περιοδικό Πίνακα. Κάθε κορυφή στο γράφημα αντιστοιχεί σε στοιχεία της VIIA ομάδας, γνωστά ως ευγενή αέρια, ενώ τα ελάχιστα σημεία αντιστοιχούν στα αλκαλιμέταλλα της ομάδας IA. Βασικά, αυτό που παρατηρούμε είναι ότι όσο χαμηλότερο είναι το δυναμικό ιονισμού για ένα άτομο, τόσο πιο εύκολα θα απομακρύνει ηλεκτρόνια και θα σχηματίσει ιοντικές ενώσεις.

Παρατηρώντας το γράφημα βλέπουμε ότι υπάρχει μεγάλη και απότομη θα λέγαμε αύξηση για το δυναμικό ιονισμού των στοιχείων της ΙΑ προς την VIIIΑ. Αυτή η αύξηση συμβαίνει λόγω της σταδιακής προσθήκης πυρηνικού φορτίου, το οποίο κρατά τα ηλεκτρόνια του ατόμου όλο και πιο σφιχτά κάθε φορά που προστίθενται ηλεκτρόνια. Ταυτόχρονα, το νέο ηλεκτρόνιο που προστίθεται, προσφέρει επιπλέον ασπίδα στο πυρηνικό φορτίο. Άρα, όσο πιο μεγάλο πυρηνικό φορτίο, τόσο υψηλότερο δυναμικό ιονισμού.

Επίσης μια ακόμα παρατήρηση είναι ότι τα δυναμικά ιονισμού για τα στοιχεία που ανήκουν στα στοιχεία μετάπτωσης, έχουν πολύ μικρότερο ρυθμό μεταβολής σε σύγκριση με τα στοιχεία των κύριων ομάδων του Περιοδικού Πίνακα, προκαλώντας μεταβολές στο δυναμικό ιονισμού οι οποίες είναι πιο αργές (Murrel, Kettle & Tedder, 2018).

1.4.2 Ηλεκτρονική συγγένεια

Σύμφωνα με τα όσα έχουν γράψει ο Murrel, Kettle και Tedder, η ηλεκτρονική συγγένεια (A) ενός ατόμου αναφέρεται στην ενέργεια που απελευθερώνεται όταν ένα ηλεκτρόνιο, με μηδενική κινητική ενέργεια, προστίθεται σε ένα ελεύθερο άτομο.

Για να το κατανοήσουμε καλύτερα, θα χρησιμοποιήσουμε ένα υποθετικό παράδειγμα με το άτομο M. Στην περίπτωση αυτή, η ηλεκτρονική συγγένεια του M είναι κατά μέτρο ίση με το δυναμικό ιονισμού του M. Ωστόσο, υπάρχουν άτομα, όπως είναι τα ευγενή αέρια, στα οποία η ηλεκτρονική συγγένεια δεν έχει θετικό πρόσημο. Αυτό οφείλεται στο γεγονός ότι το επιπρόσθετο ηλεκτρόνιο θα πρέπει να τοποθετηθεί σε μια τροχιά πέρα από τις υπάρχουσες συμπληρωμένες τροχιές. Η αντιμετώπιση μιας τέτοιας περίπτωσης όπου δεν είναι δυνατή η μέτρηση της ηλεκτρονικής συγγένειας λόγω της αστάθειας του ανιόντος, μπορούμε να υπολογίσουμε τιμές για τις αρνητικές ηλεκτρονικές συγγένειες χρησιμοποιώντας εμπειρικές μεθόδους.

1.4.3 Ηλεκτραρνητικότητα

Η ηλεκτραρνητικότητα, η οποία συμβολίζεται με το χ , είναι μια μέτρηση της τάσης ενός χημικού στοιχείου να προσελκύει ηλεκτρόνια προς το μέρος του, προκειμένου να δημιουργήσει ένα αρνητικά φορτισμένο ιόν, γνωστό ως ανιόν (Kantouris & Papastefanoy, 1995)

Αυτό το χημικό χαρακτηριστικό έχει μεγάλη σημασία για την κατανόηση της φύσης των χημικών δεσμών, καθώς μας δίνει μια ιδέα για τη διάθεση ενός ατόμου να σχηματίσει ιοντικούς δεσμούς με άλλα άτομα. Επίσης, αντικατοπτρίζει τον ιοντικό χαρακτήρα του δεσμού μεταξύ δύο ατόμων και εξαρτάται από την διαφορά ηλεκτραρνητικότητας ανάμεσα τους.

Παρόλες τις προσπάθειες για τη δημιουργία μιας ποσοτικής κλίμακας της ηλεκτραρνητικότητας, δεδομένου ότι δεν είναι πάντα εφικτή η σύνδεση της με ποσοτικές παραμέτρους που μπορούν να μετρηθούν πειραματικά, η ανάπτυξη μιας απόλυτα αξιόπιστης κλίμακας είναι πολύ δύσκολη. Ένα από τα πιο γνωστά μοντέλα για την

ηλεκτραρνητικότητα είναι αυτό του Mulliken, το οποίο υπολογίζεται με βάση τις τιμές των μετρήσιμων ποσοτήτων I (δυσκολία απώλειας ηλεκτρονίου) και A (ευκολία αποδοχής ηλεκτρονίου). Η σχέση αυτή δίνεται από τον τύπο:

$$\chi = \frac{1}{2} (I + A)$$

Στον περιοδικό πίνακα, η ηλεκτραρνητικότητα αυξάνεται καθώς κινούμαστε από αριστερά προς τα δεξιά σε μια περίοδο και από κάτω προς τα πάνω σε μια ομάδα. Στα στοιχεία μετάπτωσης, οι αλλαγές στην ηλεκτραρνητικότητα είναι πολύ μικρότερες σε σύγκριση με τις αλλαγές που συμβαίνουν κατά μήκος μια περιόδου που περιλαμβάνει τις κύριες ομάδες. Στα στοιχεία που ανήκουν στις λανθανίδες και στις ακτινίδες, η ηλεκτραρνητικότητα παρουσιάζει σταθερές τιμές (Murrel, Kettle & Tedder, 2018).

Με αυτόν τον τρόπο είναι εύκολο να παρατηρήσουμε ότι στο δεξί μέρος του περιοδικού πίνακα, όπου όπως προαναφέρθηκε περιλαμβάνονται κυρίως στοιχεία που είναι αμέταλλα, βρίσκονται τα στοιχεία με υψηλή ηλεκτραρνητικότητα. Συγκεκριμένα, το φθόριο (F) βρίσκεται στην ανώτερη θέση όσον αφορά την ηλεκτραρνητικότητα.

Ηλεκτροθετικότητα

Η ηλεκτροθετικότητα ενός ατόμου κάποιου χημικού στοιχείου αντιπροσωπεύει τη διάθεση του ατόμου να απελευθερώσει τα ηλεκτρόνια από την εξωτερική του στιβάδα, καθιστώντας εύκολη την μετατροπή του σε θετικό ιόν, γνωστό και ως κατιόν. Μια σημαντική παρατήρηση είναι ότι κατά μήκος μιας περιόδου στον περιοδικό πίνακα, η ηλεκτροθετικότητα έχει την τάση να αυξάνεται καθώς μετακινούμαστε από τα αριστερά προς τα δεξιά και από πάνω προς τα κάτω.

Από τη δομή του περιοδικού πίνακα, είναι φανερό ότι τα στοιχεία που καταλαμβάνουν τη μεγαλύτερη μερίδα του πίνακα, είναι στοιχεία με υψηλή ηλεκτροθετικότητα. Αυτή η ιδιότητα είναι πιο έντονη στα στοιχεία της ομάδας IA, με εξαίρεση το υδρογόνο (H). Τέλος, πρέπει να αναφερθεί ότι η ηλεκτροθετικότητα αυξάνει κατά μήκος της περιόδου με τον ίδιο τρόπο όπως και η ατομική ακτίνα.

Ατομική ακτίνα

Η ατομική ακτίνα είναι ένα μέγεθος που μας δίνει τις ενδείξεις για το πόσο κοντά μπορούν να βρίσκονται δύο άτομα, είτε αυτά συμμετέχουν σε χημικό δεσμό είτε όχι. Η τιμή της ατομικής ακτίνας εξαρτάται από πειραματικές παρατηρήσεις ή μπορεί να υπολογιστεί μέσω των ατομικών κυματοσυναρτήσεων.

Στην πράξη, υπάρχουν τρεις σημαντικές ακτίνες που έχουν αποδειχθεί χρήσιμες. Η πρώτη είναι η ακτίνα Van der Waals, η οποία αντιστοιχεί στην ακτίνα ενός ατόμου που δεν συμμετέχει σε κάποιο δεσμό. Έτσι, αν έχουμε δύο άτομα σε ένα μόριο και η απόσταση μεταξύ τους είναι μικρότερη από το άθροισμα των ακτινών Van der Waals τους, τότε τα άτομα θα απομακρυνθούν μέχρις ότου η απόσταση ανάμεσα τους να είναι ίση με το άθροισμα αυτών των ακτινών.

Οι δύο άλλες ακτίνες είναι οι ομοιοπολικές ακτίνες και οι ιοντικές. Αυτές αντιστοιχούν στις ακτίνες που απαιτούνται για τον σχηματισμό χημικών δεσμών, είτε αυτοί είναι ομοιοπολικοί είτε ετεροπολικοί. Οι τιμές αυτών των ακτινών παίζουν σημαντικό ρόλο στην κατανόηση του πώς αλληλεπιδρούν τα άτομα σε χημικούς δεσμούς (Murrel, Kettle & Tedder, 2018).

1.5 Αριθμός οξείδωσης

Ο αριθμός οξείδωσης αναφέρεται στο ηλεκτρικό φορτίο που αναλογεί σε ένα ιόν σε μια χημική ένωση. Αυτό το φορτίο μπορεί να είναι είτε το πραγματικό φορτίο του ιόντος, είτε το φαινομενικό φορτίο που φαίνεται να έχει ένα άτομο στο πλαίσιο του δεσμού. Δηλαδή ο αριθμός οξείδωσης μας δίνει μια ιδέα για το πώς τα φορτισμένα ηλεκτρικά φορτία κατανέμονται στα άτομα εντός μιας χημικής ένωσης λαμβάνοντας υπόψη την ηλεκτραρνητικότητα και την ηλεκτροθετικότητα των στοιχείων (Jorgensen, 2012).

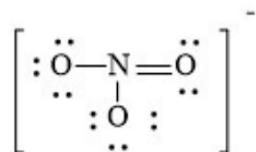
Μπορεί να υπολογιστεί μέσω κάποιων εμπειρικών κανόνων οι οποίοι αναφέρονται στον πίνακα 1:

Πίνακας 1 Κανόνες υπολογισμού αριθμού οξείδωσης.

1. Σε μία ουδέτερη ένωση, το άθροισμα των αριθμών οξείδωσης των ατόμων που συμμετέχουν σε αυτή πρέπει να ισούται με το 0, ενώ όταν έχουμε κάποιο πολυατομικό ιόν, το άθροισμα των αριθμών οξείδωσης πρέπει να είναι ίσο με το φορτίο του ιόντος.
2. Σε ελεύθερη κατάσταση ο αριθμός οξείδωσης των ατόμων ισούται με το 0.
3. Τα άτομα που ανήκουν στην ομάδα των αλκαλίων (IA ομάδα του Περιοδικού Πίνακα) έχουν στις ενώσεις τους αριθμό οξείδωσης ίσο με +1.
4. Τα άτομα της ΙΙΑ ομάδας έχουν αριθμό οξείδωσης ίσο με +2.
5. Τα άτομα της ΙΙΑ ομάδας με εξαίρεση το Β στις ενώσεις τους έχουν συνήθως αριθμό οξείδωσης +3.
6. Το υδρογόνο όταν ενώνεται με αμέταλλα παρουσιάζει αριθμό οξείδωσης +1 ενώ όταν ενώνεται με μέταλλα έχει αριθμό οξείδωσης -1 (A.O=-1).
7. Το οξυγόνο έχει A.O=-2 με εξαίρεση τις ενώσεις με το F όπου παρουσιάζει A.O= +2 και στα υπεροξείδια A.O= -1.
8. Το F παρουσιάζει στις ενώσεις του A.O= -1.

(Λιοδάκης, Κορδάτος & Μαυρόπουλος, 2015).

Αν πάρουμε για παράδειγμα το ανιόν νιτρικό (NO_3^-):



Το O έχει A.O = -2. Άρα αν θέλουμε να υπολογίσουμε τον A.O του N θα πρέπει:

$$A.O_N + 3(-2) = -1 \rightarrow A.O_N = 6 - 1 = +5$$

1.6 Κανόνας της οκτάδας

Τα άτομα των χημικών στοιχείων στα μόρια έχουν μια κοινή τάση να συμπληρώνουν την εξωτερική τους στιβάδα με οκτώ ηλεκτρόνια, γνωστά και ως ηλεκτρόνια σθένους, ή αλλιώς με τέσσερα ζεύγη ηλεκτρονίων (εκτός από το υδρογόνο που συμπληρώνει την εξωτερική του στιβάδα με μόλις δύο ηλεκτρόνια). Η τάση αυτή είναι γνωστή ως «κανόνας της οκτάδας». Ωστόσο σε αυτόν τον κανόνα υπάρχουν εξαιρέσεις.

Τα περισσότερα στοιχεία συμπληρώνουν την εξωτερική τους στιβάδα με ένα ns και τρία np τροχιακά, ανάγοντας σε ανάγκη για οκτώ ηλεκτρόνια. Ειδικά τα στοιχεία της 2^{ης} περιόδου δεν μπορούν να έχουν περισσότερα από οκτώ ηλεκτρόνια στην στιβάδα σθένους τους. Ωστόσο υπάρχουν και περιπτώσεις, κυρίως στην 3^η περίοδο και έπειτα, όπου τα άτομα έχουν και d τροχιακά στην εξωτερική τους στιβάδα. Αυτό επιτρέπει σε ορισμένα άτομα να έχουν περισσότερα από οκτώ ηλεκτρόνια, υπερβαίνοντας τον κανόνα της οκτάδας.

Επιπλέον, υπάρχουν και οι λιγότερο συνηθισμένες περιπτώσεις όπου έχουμε λιγότερα από οκτώ ηλεκτρόνια γύρω από ένα άτομο. Αυτό συμβαίνει σε μόρια με περιττό αριθμό ηλεκτρονίων, όπως το NO, ή σε μόρια όπου το κεντρικό άτομο είναι το Be ή B, όπως το μόριο BF₃ (Σπηλιόπουλος, Βάκρος & Ξαπλαντέρη, 2015).

1.7 Ηλεκτρονιακή Θεωρία Σθένους – Θεωρία Lewis

Η ηλεκτρονιακή θεωρία σθένους, που αναπτύχθηκε αρχικά το 1908 από τον Ramsay και αργότερα επεκτάθηκε από τους Lewis, Langmuir και Kossel, αποτελεί την πιο αναλυτική προσέγγιση για την εξήγηση του ιοντικού και του ομοιοπολικού δεσμού στη χημεία (Λιοδάκης, 2005).

Σύμφωνα με αυτή την θεωρία, τα ηλεκτρόνια σε μία χημική ένωση αναπαρίστανται ως κουκίδες που ανήκουν στα διάφορα άτομα και μοιράζονται κατά τη δημιουργία του χημικού δεσμού. Αυτή η αναπαράσταση που προτάθηκε από τον Lewis γίνεται δεκτή και χρησιμοποιείται ευρέως σε πολλά εκπαιδευτικά βιβλία χημείας (Butler & Harrod, 1989).

Ένα παράδειγμα αυτών είναι τα παρακάτω



Το κεντρικό στοιχείο της ηλεκτρονικής θεωρίας σθένους είναι ο «κανόνας της οκτάδας» ο οποίος αναφέρθηκε στο 1.6. Με τον όρο ηλεκτρονικό σθένος αναφερόμαστε στον αριθμό των ηλεκτρονίων που αποβάλλονται ή προστίθενται από τα άτομα κατά τον δεσμό (είτε είναι ετεροπολικό σθένος είτε ομοιοπολικό) (Λιοδάκης, 2005)

Συνεπώς, ο κανόνας της οκτάδας καθοδηγεί τα άτομα να σχηματίσουν δεσμούς προκειμένου να αποκτήσουν τη σταθερή δομή των ευγενών αερίων. Αυτή η δύναμη που καθοδηγεί την συμπεριφορά των ατόμων να επιτύχουν αυτή την δομή, σχηματίζοντας χημικούς δεσμούς, συνδέεται με την ιδιότητα του ηλεκτρονίου που αποκαλείται «σπιν» (Buttler & Harrod, 1989).

Η διάκριση μεταξύ ομοιοπολικού και ιοντικού δεσμού στηρίζεται στη διαφορά της ηλεκτραρνητικότητας ($\Delta\chi$) μεταξύ των ατόμων που συμμετέχουν στον δεσμό. Αν η $\Delta\chi$ είναι μικρή ή μηδαμινή, τότε ο δεσμός είναι ομοιοπολικός, ενώ αν η $\Delta\chi$ είναι μεγάλη, τότε ο δεσμός είναι ιοντικός (Λιοδάκης, Κορδάτος & Μαυρόπουλος, 2015).

Δηλαδή σύμφωνα με τον πίνακα 2 :

Πίνακας 2 Διαφορές ηλεκτραρνητικότητας.

$\Delta\chi = 0$: ομοιοπολικός δεσμός
$0 < \Delta\chi < 1,7$: πολωμένος ομοιοπολικός δεσμός
$\Delta\chi > 1,7$: ιοντικός δεσμός

1.8 Ιοντικός Δεσμός

Τα άτομα των χημικών στοιχείων που εμφανίζουν χαμηλή ενέργεια ιοντισμού είναι σε θέση να απελευθερώσουν εύκολα ηλεκτρόνια και να δημιουργήσουν κατιόντα. Αντίθετα, τα άτομα των στοιχείων με υψηλή αρνητική ηλεκτρονική συγγένεια μπορούν να δημιουργήσουν εύκολα ανιόντα. Συγκεκριμένα, τα άτομα των μετάλλων (ηλεκτροθετικά στοιχεία) είναι τα πρώτα που συνήθως δημιουργούν κατιόντα σε ιοντικούς δεσμούς, ενώ τα άτομα των αμετάλλων (ηλεκτραρνητικά στοιχεία) δημιουργούν τα ανιόντα.

Ο δεσμός που προκύπτει από αυτή την διαφορά συμπεριφοράς όταν ενωθούν τα παραπάνω στοιχεία ονομάζεται ιοντικός ή ετεροπολικός δεσμός. Στον ιοντικό δεσμό, τα ηλεκτρόνια μεταφέρονται από ένα άτομο μετάλλου σε ένα άτομο αμετάλλου, δημιουργώντας έτσι ιόντα που φέρουν αντίθετα φορτία. Αυτή η ανταλλαγή ηλεκτρονίων ανάμεσα στα άτομα δημιουργεί έναν δεσμό που είναι δυνατός λόγω των αντικρουόμενων φορτίων στα ιόντα.

Συνεπώς, ο ιοντικός δεσμός αναπτύσσεται μέσω της μεταφοράς ηλεκτρονίων από μέταλλα σε αμέταλλα (Σπηλιόπουλος, Βάκρος & Ξαπλαντέρη, 2015)

1.8.1 Κριτήρια σχηματισμού του ιοντικού δεσμού

Στις ιοντικές ενώσεις, η συγκράτηση των ιόντων επιτυγχάνεται μέσω της ηλεκτροστατικής δύναμης, η οποία ουσιαστικά αποτελεί τον ιοντικό δεσμό. Για να σχηματιστεί όμως ένας ιοντικός δεσμός, πρέπει να υπάρχουν κάποιες συγκεκριμένες προϋποθέσεις:

- Τα άτομα των χημικών στοιχείων που αποτελούν την ένωση πρέπει να είναι το ένα μέταλλο και το άλλο αμέταλλο. Τα μέταλλα είναι ηλεκτροθετικά στοιχεία, ενώ τα αμέταλλα ηλεκτραρνητικά.
- Τα ηλεκτροθετικά μέταλλα που ανήκουν στις ομάδες ΙΑ, ΙΙΑ και ΙΙΑΑ έχουν την τάση να αποβάλλουν 1,2,3 ηλεκτρόνια αντίστοιχα για να αποκτήσουν την δομή ενός ευγενούς αερίου με 8 ηλεκτρόνια στην εξωτερική τους στιβάδα.
- Τα ηλεκτραρνητικά αμέταλλα που ανήκουν στις ομάδες VΑ, VΙΑ και VΙΑΑ πρέπει να προσλάβουν 3,2,1 ηλεκτρόνια αντίστοιχα, για να συμπληρώσουν την εξωτερική τους στιβάδα με 8 ηλεκτρόνια.
- Κατά τη δημιουργία ιοντικού δεσμού, το μέταλλο πρέπει να χάσει ακριβώς τον ίδιο αριθμό ηλεκτρονίων που πρόκειται να πάρει το αμέταλλο. Αυτό δημιουργεί ιόντα με αντίθετα φορτία, των οποίων όμως η συνολική τους αριθμητική τιμή τους παραμένει αμετάβλητη.

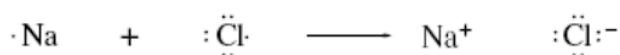
Όταν σχηματίζεται ένας ιοντικός δεσμός, το σύστημα καταλήγει σε μια πιο σταθερή ενεργειακή κατάσταση, δηλαδή σε μια κατάσταση με χαμηλότερη ενέργεια. Αυτό συμβαίνει γιατί οι ηλεκτρονικές δομές των ιόντων προσεγγίζουν τη δομή των ευγενών αερίων, που είναι σταθερές.

Για παράδειγμα, αν πάρουμε το νάτριο (Na) και το χλώριο (Cl) που ενώνονται για να δημιουργήσουν το χλωριούχο νάτριο (NaCl), μπορούμε να περιγράψουμε τη διαδικασία ως εξής:

- Το ${}_{11}\text{Na}$, ένα μέταλλο, δίνει ένα ηλεκτρόνιο για να γίνει Na^+ , δηλαδή ένα κατιόν νατρίου με φορτίο +1.
- Το ${}_{17}\text{Cl}$, ένα αμέταλλο, παίρνει το ηλεκτρόνιο από το νάτριο για να γίνει Cl^- , δηλαδή ένα ανιόν χλωρίου με φορτίο -1.

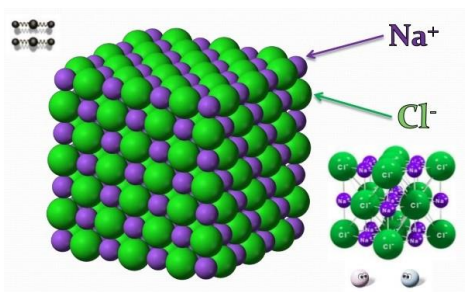
Αυτή η ανταλλαγή ηλεκτρονίων δημιουργεί τον ιοντικό δεσμό και οδηγεί στη δημιουργία ενός σταθερού κρυστάλλου.

Ο συμβολισμός κατά Lewis μας δείχνει πως δημιουργείται αυτός ο κρύσταλλος.



Ο αριθμός των κατιόντων νατρίου που παράγονται στον ιοντικό δεσμό είναι ισοδύναμος με τον αριθμό των ανιόντων χλωρίου που προκύπτουν, δημιουργώντας έτσι τον

γενικό τύπο NaCl, όπου η ένωση αυτή θεωρείται ηλεκτρικά ουδέτερη. Στη στερεή φάση, κάθε Na^+ περιβάλλεται από 6 Cl^- και αντίστροφα, κάθε Cl^- περιβάλλεται από 6 Na^+ . Αυτή η δομή επεκτείνεται σε όλες τις κατευθύνσεις, περιλαμβάνοντας έναν απεριόριστο αριθμό ιόντων και οδηγεί τελικά στον σχηματισμό ιοντικού κρυστάλλου, όπως φαίνεται στο σχήμα 5.



Σχήμα 5 Σχηματική αναπαράσταση τμήματος χλωριούχου νατρίου. [5]

1.8.2 Ιοντικός δεσμός και στοιχεία μετάπτωσης

Ο σχηματισμός ιοντικών ενώσεων με τα στοιχεία μετάπτωσης δεν εξηγείται εύκολα με βάση την ηλεκτρονιακή θεωρία σθένους. Ας εξετάσουμε ως παράδειγμα, τη σύνθεση του χλωριούχου ψευδάργυρου ZnCl_2 . Η κατανομή των ατόμων του ${}_{30}\text{Zn}$: $[\text{Ar}]3d^{10}4s^2$. Σε αυτή τη διάταξη, δεν μπορεί να εφαρμοστεί ο κανόνας της οκτάδας, καθώς είναι ενεργειακά απαγορευτικό για το άτομο να απομακρύνει 12 ηλεκτρόνια ή να προσελκύσει 6.

Ωστόσο, αν το άτομο απομακρύνει 2 ηλεκτρόνια, τότε δημιουργείται Zn^{2+} : $[\text{Ar}]3d^{10}$. Αυτή η δομή είναι εξαιρετικά σταθερή και παρόμοια με αυτή των ευγενών αερίων (Atkins & Paula, 2006)

Συνεπώς, αν και η ηλεκτρονιακή δομή του ZnCl_2 δεν μπορεί να εξηγηθεί με βάση τον κανόνα της οκτάδας, η εκπομπή δύο ηλεκτρονίων από το άτομο του Zn οδηγεί στην επιθυμητή σταθερότερη δομή που είναι συνήθης στα ευγενή αέρια.

1.8.3 Τα γενικά χαρακτηριστικά των ιοντικών ενώσεων

Τα γενικά χαρακτηριστικά των ιοντικών ενώσεων αφορούν αρχικά τη σύνθεση τους. Στις ιοντικές ή ετεροπολικές ενώσεις περιλαμβάνονται τα άλατα, όπως το NaCl, τα υδροξείδια των μετάλλων, όπως το NaOH, καθώς και οξείδια και υδρίδια των μετάλλων σαν το CaO και NaH αντίστοιχα.

Οι δομικές μονάδες των ιοντικών ενώσεων είναι ένα ακόμα χαρακτηριστικό. Οι ιοντικές ενώσεις έχουν ως δομικές μονάδες τα ιόντα και όχι τα μόρια. Ο ιοντικός κρυστάλλος ή ιοντικό πλέγμα αποτελείται από καθορισμένη αναλογία ανιόντων και κατιόντων.

Επίσης, το ιοντικό πλέγμα λόγω των ισχυρών ηλεκτροστατικών δυνάμεων (Coulomb) που συγκρατούν τα ιόντα, είναι στερεές κρυσταλλικές ουσίες, με υψηλά σημεία τήξης, ενώ είναι σκληροί και εύθραυστοι.

Σε ότι αφορά την αγωγιμότητα τους, στη στερεή κατάσταση οι ιοντικοί κρύσταλλοι είναι κακοί αγωγοί του ηλεκτρισμού, καθώς τα ιόντα τους δεν μπορούν να μετακινηθούν. Ωστόσο, σε μορφή τηγμάτων ή υδατικών διαλυμάτων, τα ιόντα τους απελευθερώνονται και έχουν την δυνατότητα να κινούνται ελεύθερα στο διάλυμα και έτσι είναι καλοί αγωγοί του ηλεκτρισμού.

Ως προς την διαλυτότητα τους, οι περισσότερες ιοντικές ενώσεις είναι ευδιάλυτες στο νερό, πράγμα το οποίο σημαίνει ότι μπορούν να διαλυθούν εύκολα. Υπάρχουν, ωστόσο, εξαιρέσεις, όπως το AgCl (χλωριούχος άργυρος) που θεωρείται δυσδιάλυτο.

Τέλος, η διάσταση είναι ακόμα ένα χαρακτηριστικό των ιοντικών ενώσεων. Όταν μια ιοντική ένωση διαλυθεί στο νερό, τα ιόντα της απελευθερώνονται. Αυτή η διαδικασία ονομάζεται διάσταση και σημαίνει τον κατακερματισμό του κρυσταλλικού πλέγματος (Atkins & Paula, 2006).

1.9 Ομοιοπολικός δεσμός

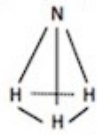
Ομοιοπολικός ονομάζεται ο δεσμός είναι ο δεσμός που αναπτύσσεται όταν άτομα χημικών στοιχείων (ίδια ή διαφορετικά) που ανήκουν στην κατηγορία των αμέταλλων, συνεισφέρουν αμοιβαία τα ασύζευκτα ή αλλιώς τα μονήρη τους ηλεκτρόνια. Από αυτή την αμοιβαία συνεισφορά προκύπτουν ένα ή περισσότερα κοινά ή αλλιώς δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων τα οποία ανήκουν ταυτόχρονα και στα δύο άτομα καθώς έλκονται παράλληλα και από τους δύο πυρήνες. Δηλαδή, στον ομοιοπολικό δεσμό δεν περιλαμβάνεται καμία μεταφορά ηλεκτρονίων καθώς τα ηλεκτρόνια μοιράζονται ανάμεσα στα δύο άτομα και αυτό οδηγεί στη δημιουργία συγκεκριμένων μοριακών δομών στις χημικές ενώσεις.

Επίσης, ο ομοιοπολικός δεσμός, αντίθετα με τον ιοντικό που δημιουργείται από ηλεκτροστατικές δυνάμεις, αναπτύσσεται μέσω ηλεκτρομαγνητικής φύσης δυνάμεις. Το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων δημιουργεί γύρω του μαγνητικά πεδία με αντίθετη φορά με αποτέλεσμα να έλκονται (Σπηλιόπουλος, Βάκρος & Ξαπλαντέρη, 2015).

1.9.1 Χημικοί τύποι των χημικών ουσιών

Ο χημικός τύπος μιας χημικής ουσίας μας παρέχει σημαντικές πληροφορίες που μας επιτρέπουν να διακρίνουμε και να κατανοήσουμε τη φύση της. Υπάρχουν διάφοροι τρόποι εκφράσεως του χημικού τύπου και καθένας από αυτούς προσφέρει διαφορετικές πληροφορίες. Στον πίνακα 3 παρουσιάζονται οι διάφοροι χημικοί τύποι και το τι πληροφορίες μας παρέχουν.

Πίνακας 3 Είδη χημικών τύπων.

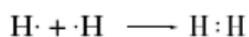
Χημικός Τύπος	Πληροφορίες	Παράδειγμα
Εμπειρικός τύπος	Μας δείχνει από ποια στοιχεία αποτελείται η ένωση καθώς και την αναλογία τους.	(NH ₃) _χ : η ένωση έχει αναλογία 1 N προς 3 H.
Μοριακός τύπος	Μας δείχνει από ποια στοιχεία αποτελείται η ένωση καθώς και τον ακριβή αριθμό των ατόμων τους.	NH ₃ : 1 άτομο N και 3 άτομα H.
Συντακτικός τύπος	Μας δείχνει ότι και ο μοριακός και επιπλέον τη διάταξη των ατόμων της ένωσης στο επίπεδο.	$\begin{array}{c} \text{H} - \text{N} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$ Μόριο της αμμωνίας (NH ₃) στο επίπεδο
Στερεοχημικός τύπος	Μας δείχνει ότι και ο συντακτικός και επιπλέον τη διάταξη των ατόμων της ένωσης στο χώρο.	 Μόριο της NH ₃ στο χώρο.
Ηλεκτρονιακός τύπος	Μας δείχνει ότι και ο συντακτικός και επιπλέον τη διάταξη των ηλεκτρονίων της εξωτερικής στιβάδας για κάθε άτομο ενός χημικού στοιχείου της ένωσης.	$\begin{array}{c} \bullet\bullet \\ \text{H} \bullet\bullet \text{N} \bullet\bullet \text{H} \\ \bullet \\ \bullet \\ \text{H} \end{array}$ Διάταξη των ηλεκτρονίων των στοιχείων του μορίου NH ₃ .

Ηλεκτρονιακοί τύποι του Lewis

Ο **συμβολισμός του Lewis** είναι ένας τρόπος απεικόνισης των ηλεκτρονίων σε ένα μόριο και μας βοηθά να κατανοήσουμε τον τρόπο με τον οποίο σχηματίζονται τις περισσότερες φορές ομοιοπολικοί δεσμοί ανάμεσα στα άτομα των χημικών στοιχείων. Ας εξετάσουμε ορισμένα παραδείγματα.

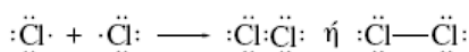
Το υδρογόνο με μοριακό τύπο H₂.

Η ηλεκτρονιακή κατανομή του είναι : ${}_1\text{H}:\text{K}(1)$. Το υδρογόνο έχει ένα μονήρες ηλεκτρόνιο. Όταν δύο άτομα υδρογόνου συνδεθούν μαζί, μοιράζονται το μονήρες ηλεκτρόνιο μεταξύ τους δημιουργώντας έναν απλό ομοιοπολικό δεσμό. Με αυτό τον τρόπο καθένα από τα άτομα του υδρογόνου τώρα θα έχει δύο ηλεκτρόνια στην εξωτερική του στιβάδα, επιτυγχάνοντας τη σταθερή δομή ευγενούς αερίου.



Το χλώριο με μοριακό τύπο Cl₂.

Η ηλεκτρονιακή κατανομή για το άτομο του χλωρίου είναι: $_{17}\text{Cl}:\text{K}(2)\text{L}(8)\text{M}(7)$. Το χλώριο έχει 7 ηλεκτρόνια στη στιβάδα σθένους του. Κάθε άτομο χλωρίου συμμετέχει στο δεσμό μοιράζοντας ένα μονήρες ηλεκτρόνιο και έτσι δημιουργείται απλός ομοιοπολικός δεσμός. Με αυτό τον τρόπο, το κάθε άτομο χλωρίου έχει 8 ηλεκτρόνια στην εξωτερική του στιβάδα, πετυχαίνοντας σταθερή δομή ευγενούς αερίου.



Ο τρόπος συμβολισμού των κοινών ζευγών ή αλλιώς «δεσμικών ζευγών», πέρα από κουκκίδα, μπορεί να συμβολιστεί κ με παύλες (-). Τα υπόλοιπα ζεύγη ηλεκτρονίων, τα οποία δεν συμμετέχουν στη δημιουργία δεσμών αναφέρονται ως «μη δεσμικά ζεύγη». Αυτά τα μη δεσμικά ζεύγη δεν συντελούν στον σχηματισμό του χημικού δεσμού αλλά επηρεάζουν τη γεωμετρία και την δραστικότητα των μορίων. Αυτή η πληροφορία είναι σημαντική για την κατανόηση της δομής και της συμπεριφοράς των χημικών ενώσεων και των μορίων (March, 1991).

1.9.2 Προϋποθέσεις σχηματισμού του ομοιοπολικού δεσμού

Για να δημιουργηθεί ένας ομοιοπολικός δεσμός, υπάρχουν ορισμένες βασικές προϋποθέσεις που πρέπει να εκπληρώνονται. Αρχικά, τα άτομα που συμμετέχουν στον σχηματισμό του ομοιοπολικού δεσμού πρέπει να είναι αμέταλλα που είναι ηλεκτραρνητικά στοιχεία. Έπειτα, ανάλογα με τον αριθμό των ηλεκτρονίων στην εξωτερική τους στιβάδα, τα αμέταλλα μπορούν να μοιραστούν 1 έως 4 μονήρη ηλεκτρόνια προς τον σχηματισμό του δεσμού. Αυτό το κάνουν με σκοπό να συμπληρώσουν την εξωτερική τους στιβάδα με 8 ηλεκτρόνια, ακολουθώντας τη σταθερή δομή των ευγενών αερίων.

Άρα ομοιοπολικούς δεσμούς μπορούν να σχηματίσουν τα αμέταλλα χημικά στοιχεία που ανήκουν στις ομάδες IVA, VA, VIA και VIIA, στις οποίες θα υπάρχουν αντίστοιχα 4, 3, 2 και 1 μονήρες ηλεκτρόνιο σθένους. Επιπλέον, το υδρογόνο, που βρίσκεται στην IA ομάδα, μπορεί να συμμετέχει στη δημιουργία ομοιοπολικού δεσμού.

Παρόμοια με τον ιοντικό δεσμό, ο σχηματισμός ομοιοπολικού δεσμού οδηγεί το σύστημα σε μια πιο ενεργειακά σταθερή κατάσταση, με χαμηλότερη ενέργεια. Η ενέργεια που απαιτείται για να διακοπεί ο δεσμός ονομάζεται **ενέργεια δεσμού** και η ισχύς του δεσμού εξαρτάται από την απόσταση μεταξύ των πυρήνων των ατόμων που συμμετέχουν στον δεσμό, γνωστή ως **μήκος δεσμού**.

Τέλος, τα μονήρη ηλεκτρόνια που συμμετέχουν στον ομοιοπολικό δεσμό μπορούν να συνδέσουν ένα, δύο ή τρία κοινά ζεύγη ηλεκτρονίων και ο αριθμός αυτών καθορίζει την τάξη του δεσμού (απλός, διπλός ή τριπλός) (Παπά, 2015).

- απλός δεσμός $A : B$ ή $A - B$
- διπλός δεσμός $A :: B$ ή $A = B$
- τριπλός δεσμός $A ::: B$ ή $A \equiv B$

Ο μέγιστος αριθμός ομοιοπολικών δεσμών που μπορούν να σχηματίσουν είναι τέσσερις.

1.9.3 Πολικός και μη πολικός ομοιοπολικός δεσμός

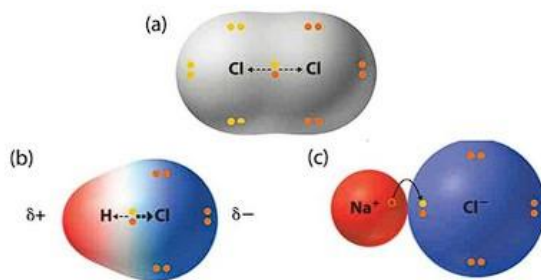
Ο ομοιοπολικός δεσμός χωρίζεται σε δύο επιμέρους υποκατηγορίες, που αναφέρονται ως πολικός και μη πολικός ομοιοπολικός δεσμός.

1. Μη Πολικός (Μη Πολωμένος) Ομοιοπολικός δεσμός: Σε αυτή την περίπτωση, όταν ένα μόριο αποτελείται από άτομα του ίδιου χημικού στοιχείου (όπως H_2 , N_2 , O_2 , F_2 κλπ) το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων μοιράζεται με ίσο τρόπο μεταξύ των δύο ατόμων του δεσμού. Αυτό συμβαίνει λόγω του ότι ανάμεσα σε άτομα του ίδιου χημικού στοιχείου δεν υπάρχει διαφορά στην ηλεκτραρνητικότητα. Επομένως, η ηλεκτρονική πυκνότητα του δεσμού έχει μια ομοιόμορφη κατανομή προς του δύο πυρήνες, χαρακτηρίζοντας τον δεσμό ως μη πολικό ομοιοπολικό δεσμό (Πνευματικάκης, Μητσοπούλου & Μεθενίτης, 2005).

2. Πολικός (Πολωμένος) Ομοιοπολικός δεσμός: Στην περίπτωση όπου η χημική ένωση αποτελείται από άτομα διαφορετικών χημικών στοιχείων, παρατηρείται διαφορά στην ηλεκτραρνητικότητα τους. Το άτομο με την μεγαλύτερη ηλεκτραρνητικότητα έλκει προς το μέρος του περισσότερο το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων με αποτέλεσμα να δημιουργείται μια μη συμμετρική κατανομή του δεσμικού ζεύγους ηλεκτρονίων, με αρνητική περίσσεια στο άτομο αυτό (δ^-) και θετική περίσσεια στο άτομο με τη λιγότερη ηλεκτραρνητικότητα (δ^+). Αυτή η περίσσεια αρνητικού και θετικού φορτίου στα άτομα ονομάζεται φαινομενικό φορτίο. Σε αυτή την περίπτωση το μόριο χαρακτηρίζεται ως πολικό και εκδηλώνει χαρακτηριστικά ηλεκτρικού διπόλου.

Η διαφορά στην ηλεκτραρνητικότητα μεταξύ των ατόμων των διάφορων χημικών στοιχείων επηρεάζει τον χαρακτήρα του δεσμού, με πιο πολωμένους δεσμούς να δημιουργούνται όταν οι διαφορές στην ηλεκτραρνητικότητα είναι μεγαλύτερες (Κλούρας, Περλεπές, 2000).

Ο πολικός ομοιοπολικός δεσμός βρίσκεται σε μια ενδιάμεση κατάσταση μεταξύ ομοιοπολικού και ιοντικού δεσμού, παρουσιάζει δηλαδή έναν ιοντικό χαρακτήρα που οφείλεται στην διαφορά ηλεκτραρνητικότητας των ατόμων της ένωσης. Στο σχήμα 6 φαίνεται η σχηματική αναπαράσταση του ηλεκτρονιακού νέφους που δημιουργείται ανάλογα τον δεσμό.



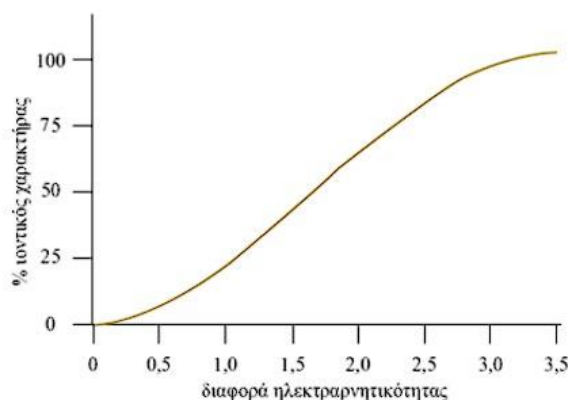
Σχήμα 6 Αναπαράσταση της κατανομής του ηλεκτρονιακού νέφους των δεσμών.

Στο σχήμα (a) παρουσιάζεται ο μη πολικός ομοιοπολικός δεσμός του μορίου του Cl_2 , το οποίο δεν παρουσιάζει καμία διαφορά ηλεκτραρνητικότητας και το δεσμικό ζεύγος μοιράζεται ισόποσα στους δύο πυρήνες.

Στο σχήμα (b) φαίνεται ο πολικός ομοιοπολικός του HCl όπου το Cl ως ηλεκτραρνητικότερο, έλκει το δεσμικό ζεύγος προς το μέρος του.

Και στο σχήμα (c) φαίνεται ο ιοντικός δεσμός του NaCl όπου είναι ξεκάθαρη η μεταφορά ηλεκτρονίων από το άτομο του Na στο άτομο του Cl και η δημιουργία ιόντων.

Στο σχήμα 7 παρουσιάζεται ένα διάγραμμα που μας δείχνει την ανάμεσα στην διαφορά ηλεκτραρνητικότητας των ατόμων και του % ποσοστού του ιοντικού χαρακτήρα της ένωσης.



Σχήμα 7 Διάγραμμα διαφοράς ηλεκτραρνητικότητας- % ποσοστό ιοντικού χαρακτήρα

1.10 Τυπικό φορτίο

Σε ορισμένες περιπτώσεις, υπάρχουν μόρια που μπορούν να αναπαρασταθούν με περισσότερους από έναν τρόπους στην ηλεκτρονική τους δομή και κανένας από αυτούς να μην εξηγεί πλήρως τα πειραματικά δεδομένα. Για να αντιμετωπίσουμε αυτό το πρόβλημα, εισήχθη η έννοια του συντονισμού ή της μεσομέρειας. Στο πλαίσιο αυτού του συντονισμού, υποστηρίζεται η ύπαρξη πολλών λογικών και αποδεκτών δομών που ονομάζονται δομές συντονισμού ή μεσομέρειας. Αυτές οι δομές παρότι διαφέρουν στον τρόπο κατανομής των ηλεκτρονίων, διατηρούν την ίδια σκελετική δομή του μορίου.

Κατά συνέπεια, όλες αυτές οι αποδεκτές δομές παρουσιάζουν την ίδια διάταξη των ατόμων στο μόριο, με τη μόνη διαφορά να βρίσκεται στον τρόπο με τον οποίο τα ηλεκτρόνια κατανέμονται γύρω από αυτά.

Για να προσδιορίσουμε τις δομές συντονισμού, υπάρχουν συγκεκριμένοι κανόνες που πρέπει να ακολουθηθούν. Καταρχάς, τα άτομα πρέπει να διατηρούν την ίδια θέση σε όλες τις διαφορετικές δομές. Επιπλέον, ο αριθμός των μοναχικών ηλεκτρονίων πρέπει να είναι ίδιος και αυτός σε όλες τις δομές. Τα άτομα που βρίσκονται δίπλα το ένα στο άλλο δεν πρέπει να έχουν το ίδιο φορτίο, ενώ τα άτομα με διαφορετικό φορτίο δεν πρέπει να είναι σε μεγάλη απόσταση μεταξύ τους. Κάθε προτεινόμενη δομή που δεν συμμορφώνεται με αυτούς τους κανόνες έχει εξαιρετικά μικρή σημασία για την γενική δομή του μορίου που εξετάζουμε.

Για τον υπολογισμό του φορτίου στα άτομα εισήχθη η έννοια του τυπικού φορτίου, το οποίο για να υπολογιστεί χρειάζεται η ηλεκτρονιακή δομή του Lewis.

Το τυπικό φορτίο δεν εκφράζει το πραγματικό φορτίο των ατόμων σε ένα μόριο, αλλά αντικατοπτρίζει την τάση που έχουν για να χαρακτηριστούν ως θετικά και αρνητικά τα φορτία στα διάφορα άτομα. Αυτό το εργαλείο βοηθά στην επιλογή της κατάλληλης ηλεκτρονικής δομής Lewis κατά τον υπολογισμό των συνεισφορών των δομών μεσομέρειας και εξηγεί τον μηχανισμό μιας χημικής αντίδρασης.

Ο τρόπος με τον οποίο υπολογίζεται το τυπικό φορτίο φαίνεται στον τύπο:

$$T\Phi = V - L - \frac{1}{2}P$$

Όπου,

V: ο αριθμός των ηλεκτρονίων σθένους του ατόμου του οποίου υπολογίζουμε το τυπικό φορτίο.

L: ο αριθμός των μη δεσμικών ηλεκτρονίων του ατόμου που υπολογίζουμε το τυπικό του φορτίο.

P: ο αριθμός των δεσμικών ηλεκτρονίων του εξεταζόμενου ατόμου.

Στην περίπτωση που έχουμε ουδέτερα άτομα, το άθροισμα των τυπικών φορτίων πρέπει να ισούται με το μηδέν, ενώ για ιόντα είναι ίσο με το συνολικό φορτίο του ιόντος.

Για την περίπτωση όπου υπάρχουν πάνω από μια αποδεκτή δομή Lewis πρέπει να γίνει επιλογή με γνώμονα τους εξής κανόνες:

1. Για μόρια που είναι ουδέτερα, προτιμούμε μια δομή όπου δεν υπάρχουν τυπικά φορτία στα άτομα.
2. Υψηλά τυπικά φορτία οδηγούν σε λιγότερο σταθερές δομές Lewis σε σύγκριση με δομές που έχουν χαμηλά τυπικά φορτία.
3. Σε περιπτώσεις με παρόμοια κατανομή τυπικών φορτίων, επιλέγουμε τη δομή Lewis όπου τα αρνητικά τυπικά φορτία τοποθετούνται σε πιο ηλεκτραρνητικά άτομα (Κούτρας, 2009).

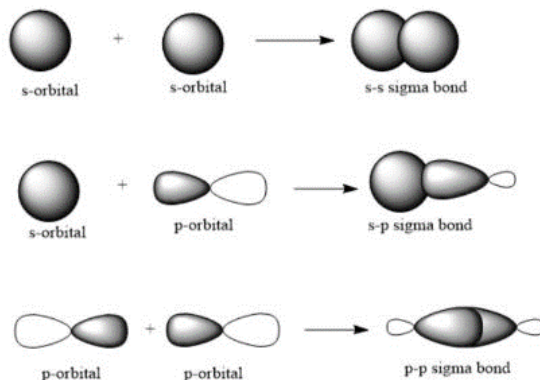
1.11 Υπόλοιπα είδη δεσμών

1.11.1 Είδη ομοιοπολικών δεσμών

Δεσμός σίγμα (σ)

Από την επικάλυψη δύο ατομικών τροχιακών δημιουργείται ο σίγμα δεσμός «σ». Για την περίπτωση επικάλυψης δύο ατομικών τροχιακών των ατόμων του H, εμφανίζεται ένα ηλεκτρονιακό νέφος το οποίο έχει κυλινδρική συμμετρία. Σε αυτή την περίπτωση το δεσμικό ζεύγος ηλεκτρονίων περιβάλλεται από τον σ - δεσμό λόγω της επικάλυψης s-s τροχιακών. Πέρα από s-s επικάλυψη μπορεί να προκύψει και από s-p και p-p

τροχιακών. Παρακάτω στο σχήμα 8 παρουσιάζεται ο σ δεσμός του οποίου η συμμε-
τρία βρίσκεται κατά μήκος του άξονα του δεσμού που είναι και ταυτόχρονα ο άξονας
συμμετρίας των επικαλυπτόμενων τροχιακών.

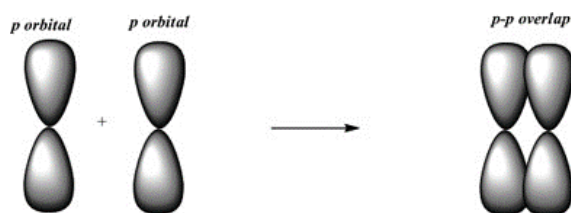


Εικόνα 2 σ - δεσμός. [6]

Ο σ -δεσμός είναι ένας ισχυρός και σταθερός τύπος δεσμού ο οποίος εμφανίζεται σε
απλούς, διπλούς και τριπλούς δεσμούς. Η ιδιότητα του σ -δεσμού συμβάλλει στον
προσδιορισμό των χημικών και φυσικών ιδιοτήτων των ενώσεων (Κούτρας, 2009).

Δεσμός πι (π)

Ο δεσμός πι « π » δημιουργείται όταν δύο ατομικά τροχιακά δύο στοιχείων είναι παράλ-
ληλα μεταξύ τους και δεν είναι δυνατή η επικάλυψη τους κατά μήκος του άξονα που
συνδέει τους δύο πυρήνες. Σε αυτή την περίπτωση, δεν υπάρχει κυλινδρική συμμετρία
όπως στον σ -δεσμό και η επικάλυψη των ηλεκτρονιακών νεφών είναι πλευρική. Με
αυτό τον τρόπο οδηγούμαστε στον σχηματισμό ενός π - δεσμού. Στο σχήμα 9 φαίνεται
η επικάλυψη δύο p-τροχιακών, τα οποία έχουν παράλληλους άξονες και δημιουργούν
έναν π - δεσμό.



Εικόνα 3 Σχηματισμός π -δεσμού. [7]

Συνοψίζοντας, στον π - δεσμό τα s τροχιακά δεν συμμετέχουν καθώς δεν μπορεί να
υπάρξει πλευρική επικάλυψη σε αυτά τα τροχιακά. Για να σχηματιστεί ένα π -δεσμός
πρέπει πρώτα να υπάρχει ένα σ - δεσμός.

Περισσότερα είδη ομοιοπολικών δεσμών

Σε πολύ σπάνιες περιπτώσεις μπορεί να δημιουργηθούν δεσμοί δ ή φ λόγω της πλευρι-
κής επικάλυψης που γίνεται ανάμεσα στους τέσσερεις λοβούς των τροχιακών d ή f.

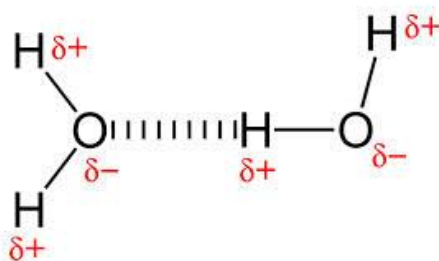
Στον πίνακα 4 που ακολουθεί παρουσιάζονται οι τύποι επικάλυψης των ατομικών τρο-
χιακών και οι δεσμοί που δημιουργούνται.

Πίνακας 4 Επικάλυψη τροχιακών και οι δεσμοί που σχηματίζονται.

	<i>s</i>	<i>p</i>	<i>d</i>	<i>f</i>
<i>s</i>	σ	σ	σ	σ
<i>p</i>	σ	σ, π	σ, π	σ, π
<i>d</i>	σ	σ, π	$\sigma,$ π, δ	$\sigma,$ π, δ
<i>f</i>	σ	σ, π	$\sigma,$ π, δ	$\sigma,$ π, φ

1.11.2 Δεσμός Υδρογόνου

Δεσμός Υδρογόνου δημιουργείται σε ορισμένες περιπτώσεις μεταξύ ενός ατόμου υδρογόνου και κάποιου ηλεκτραρνητικού ατόμου ανάμεσα στα οποία αναπτύσσονται ελκτικές δυνάμεις οι οποίες είναι ασθενείς κάνοντας το συγκεκριμένο είδος δεσμού να είναι κατά πολύ ασθενέστερος από τα υπόλοιπα είδη, δηλαδή με πολύ μικρότερη ενέργεια δεσμού. Αν εξετάσουμε την δομή του μορίου του νερού θα δούμε ότι οι δεσμοί O-H είναι ισχυρά πολικοί και στο άτομο του οξυγόνου υπάρχουν δύο ζεύγη ηλεκτρονίων τα οποία είναι ασύζευκτα. Αυτά τα ζεύγη ουσιαστικά αποτελούν περιοχές με αρνητικό φορτίο, οι οποίες έχουν την δυνατότητα να έλκουν άτομα υδρογόνου άλλων μορίων νερού, τα οποία έχουν θετικό φορτίο εξαιτίας της πολικότητας του δεσμού O-H. Στο σχήμα 10 φαίνεται ο σχηματισμός του δεσμού υδρογόνου στο μόριο του νερού.



Σχήμα 10 σχηματισμός δεσμού υδρογόνου στο νερό. [8]

Αποδεικνύεται από πειραματικά δεδομένα πως όταν το άτομο του υδρογόνου ενώνεται με κάποια από τα πιο ηλεκτραρνητικά στοιχεία της δεύτερης περιόδου του περιοδικού πίνακα, ο δεσμός υδρογόνου είναι πολύ ισχυρός. Σε αυτές τις περιπτώσεις έχουμε πολύ μεγάλη πολικότητα δεσμών και αυτό έχει ως αποτέλεσμα τα άτομα του υδρογόνου να αποκτούν μεγαλύτερο φορτίο δ^+ . Επομένως στα μόρια NH_3 , H_2O , HF ο δεσμός υδρογόνου είναι πολύ ισχυρός. Στις περιπτώσεις όπου το άτομο του υδρογόνου σχηματίζει δεσμό με άτομο άλλου χημικού στοιχείου, όπως για παράδειγμα τον άνθρακα ή το πυρίτιο, ο δεσμός είναι πολικός αλλά το άτομο του υδρογόνου δεν σχηματίζει δεσμό υδρογόνου. Συμπερασματικά, ο δεσμός υδρογόνου σχηματίζεται όταν το άτομο του υδρογόνου ενώνεται με τα στοιχεία N, O, F.

Οι συνέπειες της ύπαρξης δεσμού υδρογόνου στις ενώσεις NH_3 , H_2O και HF είναι ότι έχουν υψηλότερο σημείο τήξης και ζέσης από το αναμενόμενο, είναι πιο ευδιάλυτα σε

σχέση με άλλες ενώσεις και επίσης, με βάση τον δεσμό υδρογόνου μπορεί να δοθεί εξήγηση για την μεταβολή που υπάρχει στην πυκνότητα κατά την διαδικασία τήξης του πάγου (Καντούρη & Παπαστεφάνου, 1995).

1.11.3 Μεταλλικός δεσμός

Το μεγαλύτερο μέρος του περιοδικού πίνακα, περίπου τα τρία τέταρτα, είναι στοιχεία τα οποία ανήκουν στην κατηγορία των μετάλλων, επομένως είναι πολύ βασικό να μπορέσουμε να εξετάσουμε την φύση του δεσμού που σχηματίζεται όταν ενώνονται μεταξύ τους μέταλλα, δηλαδή σχηματίζεται μεταλλικός δεσμός. Ο μεταλλικός δεσμός εξηγεί τις χαρακτηριστικές ιδιότητες των μετάλλων όπως είναι η καλή θερμική και ηλεκτρική αγωγιμότητα, το χαμηλό δυναμικό ιονισμού, η λάμψη, η σκληρότητα των μετάλλων κ.α.

Στη δομή των μετάλλων τα άτομα βρίσκονται πολύ κοντά το ένα με το άλλο. Αυτό έχει ως αποτέλεσμα την μεγάλη επικάλυψη των ηλεκτρονίων των εξωτερικών τροχιακών και τα ηλεκτρόνια σθένους δεν παραμένουν για μεγάλο χρονικό διάστημα ενωμένα με έναν συγκεκριμένο πυρήνα αλλά μετατοπίζονται σε όλα τα άτομα. Επομένως, θεωρούμε ότι τα ιόντα του μεταλλικού πλέγματος έλκουν τα ευκίνητα ηλεκτρόνια (Καντούρη & Παπαστεφάνου, 1995).

Κεφάλαιο 2 Βασικές Θεωρίες

2.1 Θεωρία Άπωσης Ηλεκτρονιακών Ζευγών της Στιβάδας Σθένους (Valence Shell Electron Pair Repulsion – VSEPR)

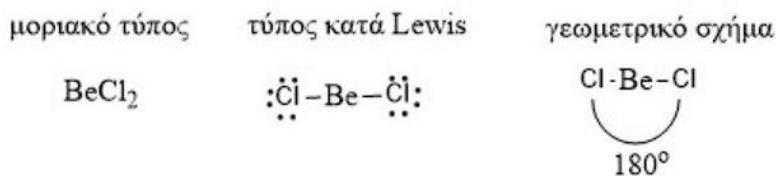
Σε ότι αφορά τη γωνία μεταξύ των ατόμων και γενικότερα το σχήμα των μορίων, οι ηλεκτρονιακές δομές του Lewis δεν είναι δυνατό να μας βοηθήσουν. Για να περιγράψουμε τη διάταξη των ατόμων γύρω από ένα άλλο άτομο το οποίο είναι το κεντρικό, χρησιμοποιούμε τον όρο «γεωμετρία των μορίων», η οποία για να μπορέσει να προβλεφθεί χρησιμοποιούνται κανόνες που προκύπτουν από τη θεωρία VSEPR (Valence Shell Electron Pair Repulsion), ή αλλιώς θεωρία «βέσπερ».

Η θεωρία VSEPR αναφέρει ότι τα κοινά ηλεκτρονικά ζεύγη που περιβάλλουν το κεντρικό άτομο σε ένα μόριο αλληλεπιδρούν μεταξύ τους με τρόπο που τα απωθεί, προσανατολίζοντας τα έτσι ώστε να απέχουν όσο το δυνατόν περισσότερο το ένα από το άλλο. Αν υπάρχουν διπλοί ή τριπλοί δεσμοί, η ίδια αρχή θα εφαρμόζεται για τις τετράδες ή εξάδες ηλεκτρονικών ζευγών. Το ίδιο ισχύει και για την περίπτωση των μη δεσμικών ζευγών. Ο στόχος της απωστικής αλληλεπίδρασης είναι να επιτευχθεί ελάχιστη άπωση μεταξύ των ηλεκτρονικών ζευγών, προσδίδοντας στο μόριο την μέγιστη σταθερότητα και την ελάχιστη ενέργεια. Αυτή η διαμόρφωση καθορίζει το τελικό σχήμα του μορίου.

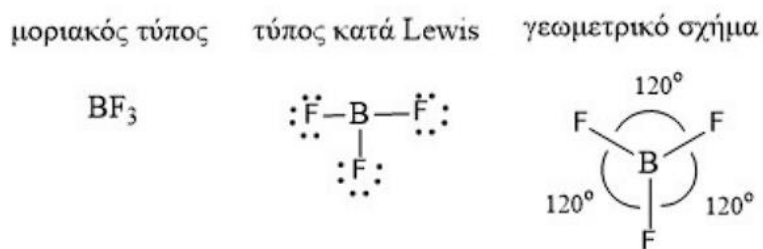
Οι αρχές που μας επιτρέπουν να συνοψίσουμε τη θεωρία VSEPR διαιρούνται συνήθως σε τρεις κατηγορίες ανάλογα με την διάταξη τους:

α. Ιδανική γεωμετρική διάταξη : αναφέρεται στην διάταξη των ατόμων ή των ιόντων χωρίς όμως να υπάρχουν μη δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων στο κεντρικό τους άτομο. Αυτό επιτυγχάνεται με διάφορες γεωμετρικές διατάξεις, ανάλογα με τον αριθμό των δεσμικών ζευγών ηλεκτρονίων.

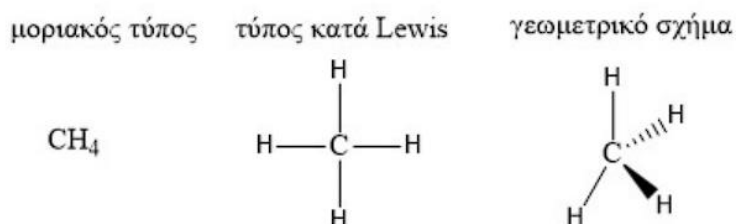
1. Γραμμικό μόριο: σε αυτή την περίπτωση υπάρχουν μόνο δύο δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων στο κεντρικό άτομο τα οποία βρίσκονται σε ευθύγραμμη διάταξη. Για παράδειγμα



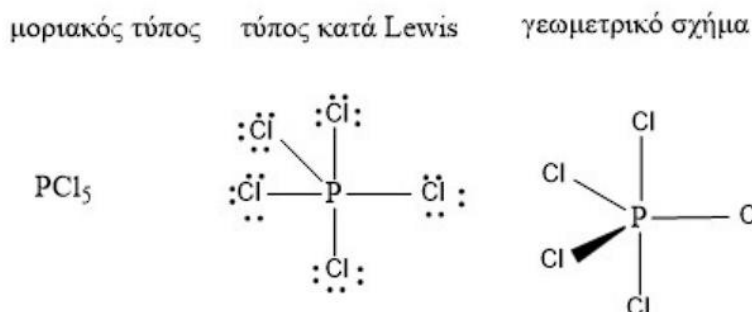
2. Επίπεδο μόριο: σε αυτή την περίπτωση υπάρχουν τρία δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων γύρω από το κεντρικό άτομο τα οποία τοποθετούνται σε μια τριγωνική διάταξη γύρω του. Για παράδειγμα



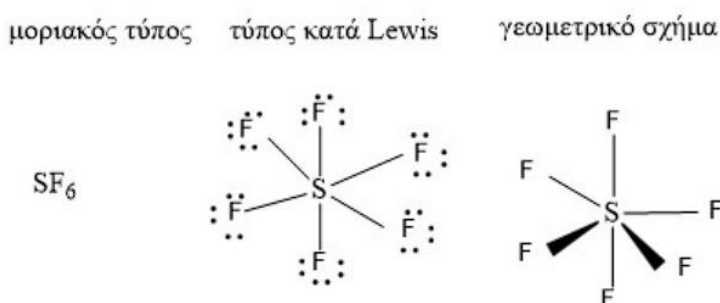
3. Τετραεδρικό μόριο: σε αυτή την περίπτωση υπάρχουν τέσσερα δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων τα οποία τοποθετούνται τετραεδρικά γύρω από το κεντρικό άτομο. Για παράδειγμα



4. Τριγωνικό διπυραμιδικό μόριο: σε αυτή την περίπτωση υπάρχουν πέντε δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων. Για παράδειγμα



5. Οκταεδρικό μόριο: σε αυτή την περίπτωση υπάρχουν έξι δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων. Για παράδειγμα



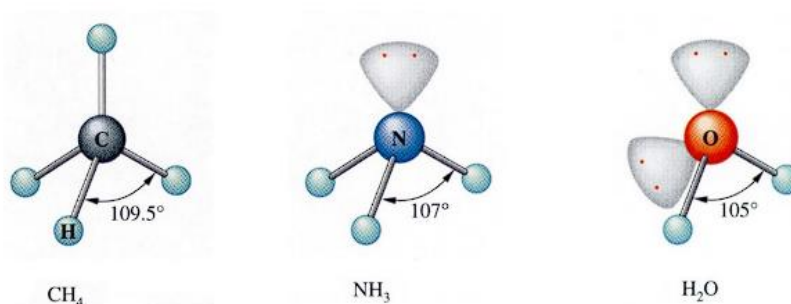
β. Αποκλίσεις της ιδανικής γεωμετρικής διάταξης: ως αποκλίσεις αναφερόμαστε την περίπτωση όπου εκτός των δεσμικών ζευγών ηλεκτρονίων υπάρχουν και μη δεσμικά ζεύγη που περιβάλλουν το κεντρικό άτομο.

Η παρουσία των μη δεσμικών ζευγών ηλεκτρονίων προκαλεί την παραμόρφωση της στερεοχημικής διάταξης του μορίου, η οποία παρουσιάζεται στην περίπτωση όπου

διαχειριζόμαστε τα μη δεσμικά ζεύγη ως δεσμικά και χρησιμοποιούμε τους προηγούμενους κανόνες για την διάταξη τους

Η ύπαρξη των μη δεσμικών ζευγών ηλεκτρονίων οδηγεί σε μεγαλύτερες αποκλίσεις από τις συνηθισμένες γεωμετρίες των μορίων, καθώς απωθούνται περισσότερο από τα υπόλοιπα δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων και καταλαμβάνουν και περισσότερο χώρο. Αυτό έχει ως αποτέλεσμα να προκύπτουν αποκλίσεις από τις κανονικές γεωμετρίες των μορίων.

Παράδειγμα αυτής της απόκλισης είναι η γεωμετρία του H_2O (νερού) και της NH_3 (αμμωνίας), σε σύγκριση με τη γεωμετρία του CH_4 (μεθανίου), όπως φαίνεται και στο σχήμα 11.



Σχήμα 11 Απεικόνιση των αποκλίσεων από την τετραεδρική δομή του μεθανίου, λόγω την ύπαρξης μη δεσμικού ζεύγους ηλεκτρονίων στην αμμωνία καθώς και δύο μη δεσμικά ζεύγη στο νερό. [9]

γ. Επιπλέον αποκλίσεις από την ιδανική γεωμετρική διάταξη:

1. Τα δεσμικά ηλεκτρόνια των ηλεκτραρνητικών ατόμων καταλαμβάνουν μεγαλύτερο χώρο σε σχέση με τα αντίστοιχα των λιγότερο ηλεκτραρνητικών. Αυτό οφείλεται στην έλξη που ασκούν οι πυρήνες των ηλεκτραρνητικών ατόμων στα δεσμικά ηλεκτρόνια, η οποία έχει ως αποτέλεσμα την αύξηση της πιθανότητας να βρίσκονται πιο κοντά στον πυρήνα. Από την άλλη πλευρά, τα υπόλοιπα δεσμικά ή ελεύθερα ηλεκτρόνια, που δεν ανήκουν στα δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων, έχουν περισσότερο ελεύθερο χώρο να κινηθούν, οπότε απλώνονται περισσότερο. Αυτό οφείλεται στο γεγονός ότι δεν υπάρχει η έλξη του πυρήνα του ατόμου, η οποία περιορίζει την κίνηση τους.

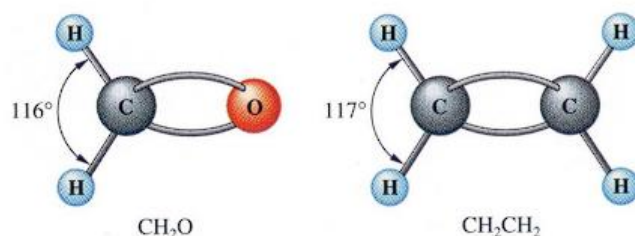
Αυτή η ανισομερής κατανομή του χώρου ανάμεσα στα δεσμικά και μη δεσμικά ηλεκτρόνια είναι υπεύθυνη για τις αποκλίσεις από την ιδανική γεωμετρική διάταξη σε μόρια. Αυτές οι αποκλίσεις επηρεάζουν τη γεωμετρία και τις ιδιότητες του μορίου.

2. Οι πολλαπλοί δεσμοί αντιμετωπίζονται με ανάλογο τρόπο με τους απλούς δεσμούς. Ωστόσο, λόγω του μεγαλύτερου ηλεκτρονιακού φορτίου τους, οι πολλαπλοί δεσμοί ασκούν μεγαλύτερη απωθητική δύναμη στα γειτονικά ζεύγη ηλεκτρονίων σε σύγκριση με τους απλούς δεσμούς. Αυτό οδηγεί στην κατάληψη περισσότερου χώρου σε σχέση με τους απλούς δεσμούς.

Η απωθητική δύναμη που ασκείται από τους πολλαπλούς δεσμούς οφείλεται στο γεγονός ότι περισσότερα ηλεκτρόνια κατανέμονται σε περιορισμένο χώρο, προκαλώντας απωθητικές αλληλεπιδράσεις με τα γειτονικά ηλεκτρόνια. Αυτό έχει ως αποτέλεσμα

την αύξηση της απόστασης μεταξύ των γειτονικών ζευγών ηλεκτρονίων, καταλαμβάνοντας έτσι περισσότερο χώρο.

Αυτή η απωθητική αλληλεπίδραση των πολλαπλών δεσμών συμβάλλει στη δημιουργία αποκλίσεων από την ιδανική γεωμετρική διάταξη των μορίων, καθώς επηρεάζει τη στερεοχημική διάταξη των ατόμων και των δεσμών τους (σχήμα 12) (Λιοδάκης, Κορδάτος & Μαυρόπουλος, 2015).



Σχήμα 12 Οι αποκλίσεις από την κανονική τριγωνική δομή λόγω της ύπαρξης πολλαπλών δεσμών. [10]





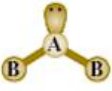




Ακολουθεί ο πίνακας 5 στον οποίο φαίνονται οι γεωμετρίες των ηλεκτρονικών ζευγών σε συνάρτηση με τον αριθμό των ηλεκτρονικών ζευγών, τη διεύθετηση των ηλεκτρονικών ζευγών καθώς και τις προβλεπόμενες γωνίες.

Πίνακας 5 Γεωμετρίες ηλεκτρονικών ζευγών.[11]

Αριθμός ηλεκτρονικών ζευγών	Διεύθετηση ηλεκτρονικών ζευγών	Γεωμετρία ηλεκτρονικών ζευγών	Προβλεπόμενες γωνίες δεσμού
2		Γραμμική	180°
3		Επίπεδη τριγωνική	120°
4		Τετραεδρική	109,5°
5		Τριγωνική διπυραμιδική	180° 120° 90°
6		Οκταεδρική	90° 180°

Στον πίνακα 6 παρουσιάζονται οι γεωμετρίες των ηλεκτρονικών ζευγών και οι μοριακές γεωμετρίες για μόρια ή ιόντα, των οποίων τα κεντρικά άτομα διαθέτουν δύο, τρία και τέσσερα ηλεκτρονικά ζεύγη.

Πίνακας 6 Γεωμετρίες των ηλεκτρονικών ζευγών και μοριακές γεωμετρίες. [11]

Συνολικός αριθμός ηλεκτρονικών ζευγών	Γεωμετρία ηλεκτρονικών ζευγών	Δεσμικά ζεύγη	Μονήρη ζεύγη	Μοριακή γεωμετρία	Παράδειγμα
2	 Γραμμική	2	0	 Γραμμική	$\text{O}=\text{C}=\text{O}$
3	 Επίπεδη τριγωνική	3	0	 Επίπεδη τριγωνική	BF_3
		2	1	 Κεκαμμένη	$[\text{NO}_2]^-$
4	 Τετραεδρική	4	0	 Τετραεδρική	CH_4
		3	1	 Τριγωνική πυραμιδική	NH_3
		2	2	 Κεκαμμένη	H_2O

2.1.1 Πολικότητα και Γεωμετρία των μορίων

Στην χημεία, τα μόρια που διαθέτουν δύο πόλους φορτίων, έναν θετικό και έναν αρνητικό, χαρακτηρίζονται ως πολικά. Η πολικότητα αυτή προκύπτει από την ανισότητα στην κατανομή των φορτίων στη δομή του μορίου και επηρεάζεται από την διαμόρφωση των δυνάμεων μέσα στο μόριο. Αυτές οι διαμορφωτικές δυνάμεις πηγάζουν από την διαφορετική ελκτική ή απωθητική αλληλεπίδραση μεταξύ των φορτίων στις διάφορες περιοχές του μορίου. Η ισχύς που έχει η αλληλεπίδραση έχει επίπτωση σε πολλές ιδιότητες του μορίου, όπως η διαλυτότητα, η αντίδραση με άλλες ουσίες και ορισμένες φυσικές ιδιότητες όπως το σημείο τήξης και βρασμού.

Για να μπορέσει να μετρηθεί η πολικότητα ενός μορίου, χρησιμοποιείται η έννοια της διπολικής ροπής. Η διπολική ροπή αναπαρίσταται συνήθως ως ένα διανυσματικό μέγεθος με ένα βέλος, όπου ο σταυρός στην άκρη του βέλους υποδεικνύει το κέντρο του αρνητικού φορτίου.

Το μέτρο της διπολικής ροπής δίνεται από τη σχέση :

$$\mu = \delta \cdot r$$

όπου,

μ : η διπολική ροπή με μονάδα μέτρησης στο διεθνές σύστημα μονάδων (SI) το Debye (D)

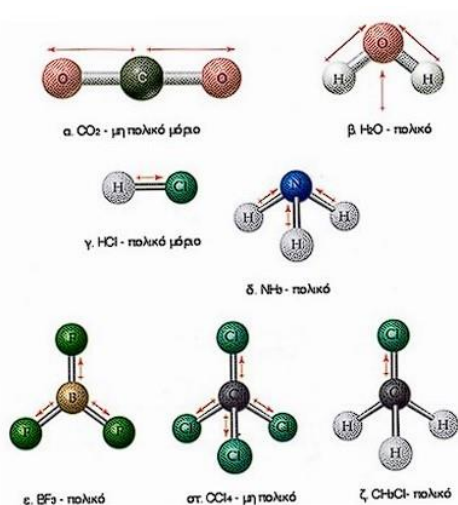
δ : το φαινομενικό φορτίο που εμφανίζεται σε κάθε πόλο (δ^+ ή δ^-) και

r : η απόσταση ανάμεσα στους πόλους.

Η διπολική ροπή εκφράζει την ανισοροπία των φορτίων εντός ενός μορίου, καθώς και την απόσταση ανάμεσα στα δύο κέντρα των φορτίων. Το διάνυσμα της διπολικής ροπής κατευθύνεται από το αρνητικό προς το θετικό φορτίο.

Σημαντικοί παράγοντες που επηρεάζουν την πολικότητα ενός μορίου είναι η γεωμετρία του μορίου και η πολικότητα των δεσμών του. Για να θεωρηθεί ένα μόριο πολικό, η συνολική διπολική ροπή (η ανισοροπία και η κατεύθυνση) πρέπει να είναι διάφορες του μηδενός.

Στο σχήμα 13 παραθέτονται παραδείγματα.



Σχήμα 13 Πολικότητα μορίων σε συνάρτηση με τη γεωμετρία τους. [10]

Στο (α) μόριο του σχήματος 13 παρουσιάζεται το μόριο του διοξειδίου του άνθρακα (CO₂) το οποίο είναι μη πολικό. Η μοριακή του γεωμετρία είναι γραμμική, με τα δύο

άτομα οξυγόνου να βρίσκονται στις ακραίες θέσεις και το άτομο του άνθρακα στο κέντρο. Οι διπολικές ροπές των δεσμών C-O εξισορροπούνται και η συνολική διπολική ροπή είναι μηδέν.

Στο (β) μόριο παρουσιάζεται το μόριο του νερού (H₂O) το οποίο είναι πολικό. Η μοριακή γεωμετρία του νερού έχει σχήμα γωνίας, με τα δύο άτομα υδρογόνου να βρίσκονται σε ένα επίπεδο και το οξυγόνο στο κέντρο. Οι διπολικές ροπές των δεσμών O-H δεν εξισορροπούνται, δημιουργώντας μια συνολική διπολική ροπή. Αυτό οφείλεται στη μη συμμετρία του μορίου και την πολικότητα των δεσμών.

Συμπερασματικά, η συμμετρία της γεωμετρίας του μορίου και η ανισοροπία των διπολικών ροπών καθορίζουν εάν ένα μόριο είναι πολικό ή μη πολικό.

2.1.2 Οι Μαγνητικές Ιδιότητες των Μορίων

Παραμαγνητικές ονομάζονται οι ουσίες οι οποίες έχουν μια ασθενής έλξη από ένα μαγνήτη. Ο παραμαγνητισμός προκύπτει όταν υπάρχουν στο μόριο της ένωσης ασύζευκτα ηλεκτρόνια, το οποίο συμβαίνει όταν έχει περιττό αριθμό ηλεκτρονίων σθένους. Το NO είναι ένα παράδειγμα παραμαγνητικού μορίου, καθώς το N έχει 7 ηλεκτρόνια και το O διαθέτει 8. Κατά τον σχηματισμό του μορίου NO, τα ηλεκτρόνια ανάμεσα στα δύο άτομα μοιράζονται με αποτέλεσμα να υπάρχει ένα μονήρες ηλεκτρόνιο στο N. Αυτό το μονήρες ηλεκτρόνιο καθιστά το μόριο του NO παραμαγνητικό και άρα νιώθει ασθενής έλξη από έναν μαγνήτη.

Στην αντίθετη περίπτωση υπάρχουν οι **διαμαγνητικές** ουσίες οι οποίες απωθούνται ελαφρώς από το μαγνητικό πεδίο και αυτό προκύπτει από το γεγονός ότι δεν περιέχουν μονήρη ηλεκτρόνια.

Το NaCl, είναι ένα παράδειγμα διαμαγνητικής ουσίας καθώς στον σχηματισμό της ένωσης, το άτομο του Na διαθέτει ένα ελεύθερο ηλεκτρόνιο και το άτομο του Cl έχει ένα λιγότερο. Άρα στον σχηματισμό του δεσμού δημιουργούνται τα ιόντα Cl⁻ και Na⁺ χωρίς την παρουσία μονήρων ηλεκτρονίων για να προκαλέσουν παραμαγνητισμό.

Συνεπώς, το NO είναι παραμαγνητικό υλικό ενώ το NaCl είναι διαμαγνητικό (Λιοδάκης, Κορδάτος & Μαυρόπουλος, 2015)

2.2 Θεωρία Δεσμού Σθένους

Η ηλεκτρονική θεωρία σθένους του Lewis είναι η πιο πλήρης προκβαντική θεωρία η οποία μπορεί να περιγράψει τον σχηματισμό ενός χημικού δεσμού. Παρόλα αυτά, σε κάποιες περιπτώσεις δεν είναι δυνατό να ερμηνεύσει τη μοριακή δόμηση, όπως για παράδειγμα σε περιπτώσεις όπου το κεντρικό άτομο διαθέτει περισσότερα ή λιγότερα από οκτώ ηλεκτρόνια στην στιβάδα σθένους, ή όταν έχουμε μόρια με περιττό αριθμό ηλεκτρονίων, καθώς και στις περιπτώσεις όπου εμφανίζεται το φαινόμενο του συντονισμού. Γι' αυτό το λόγο περιορίζεται στην ερμηνεία ενώσεων των οποίων τα στοιχεία που συμμετέχουν σε αυτές κατατάσσονται στις πρώτες τρεις περιόδους του περιοδικού

πίνακα. Τέλος, η ηλεκτρονιακή θεωρία δεν μπορεί να μας δώσει μια ποσοτική ερμηνεία σε ότι αφορά την ενέργεια καθώς και το μήκος του δεσμού.

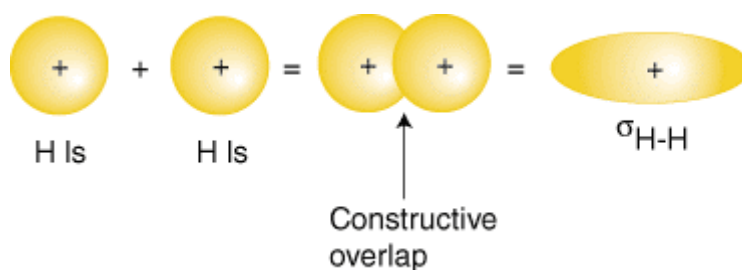
Για να μπορέσουν να περιγραφούν οι ομοιοπολικοί δεσμοί διατυπώθηκαν δύο βασικές θεωρίες. Η πρώτη είναι η θεωρία Δεσμού Σθένους (Valence Bond Theory), και η δεύτερη είναι η θεωρία των Μοριακών Τροχιακών (Molecular Orbital Theory). Κάθε μια από αυτές τις θεωρίες έχει τα πλεονεκτήματα αλλά και τα μειονεκτήματα της, γι' αυτό τον λόγο χρησιμοποιούνται από τους χημικούς ανάλογα με την περίπτωση που έχουν να αντιμετωπίσουν (Κούτρας, 2009).

2.2.1 Τι είναι η θεωρία δεσμού – σθένους, VBT

Σύμφωνα με την θεωρία δεσμού – σθένους, στην περίπτωση που δύο άτομα έρθουν κοντά για να δημιουργήσουν ομοιοπολικό δεσμό, ένα ατομικό τροχιακό από το ένα άτομο επικαλύπτεται με ένα ατομικό τροχιακό του άλλου ατόμου. Με αυτό τον τρόπο το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων των δύο ατόμων μοιράζεται ανάμεσα στα δύο άτομα στην περιοχή επικάλυψης των δύο τροχιακών. Άρα καταλαβαίνουμε ότι η ισχύς τους ομοιοπολικού δεσμού είναι ανάλογη με την έκταση που θα έχει η επικάλυψη των ατομικών τροχιακών. Αυτό έχει ως αποτέλεσμα οι θέσεις που καταλαμβάνουν τα άτομα στο μόριο να είναι τέτοιες ώστε να πραγματοποιείται η μέγιστη επικάλυψη (Καντούρη & Παπαστεφάνου, 1995).

Θεωρία δεσμού – σθένους στο μόριο του υδρογόνου

Το απλούστερο μόριο στο οποίο μπορεί να εφαρμοστεί η θεωρία δεσμού – σθένους είναι το μόριο του υδρογόνου. Το μόριο του υδρογόνου σχηματίζεται από δύο άτομα υδρογόνου τα οποία έχουν από ένα ηλεκτρόνιο στο ατομικό τροχιακό 1s. Στο σχήμα 14 εμφανίζεται ο σχηματισμός του μορίου του υδρογόνου, όπως παρουσιάζεται με την θεωρία δεσμού – σθένους.



Σχήμα 14 Σχηματισμός του μορίου H_2 με βάση τη θεωρία δεσμού- σθένους. [12]

2.2.2 Υβριδισμός

Μέχρι τώρα έχουμε αναφερθεί σε δεσμούς ομοιοπολικούς, οι οποίοι σχηματίζονται ανάμεσα σε καθαρά s- και p- τροχιακά. Όμως εκτός από αυτά υπάρχουν και οι ομοιοπολικοί δεσμοί στους οποίους συμμετέχουν τροχιακά τα οποία έχουν εν μέρει χαρακτήρα s- και p-τροχιακών. Ένα τέτοιο παράδειγμα αποτελούν οι ενώσεις του βορίου, το οποίο έχει τρία ηλεκτρόνια σθένους εκ των οποίων τα δυο ανήκουν στο τροχιακό 2s και το τελευταίο στο τροχιακό 2p. Λόγω του ότι μόνο ένα ατομικό τροχιακό περιέχει ένα

ηλεκτρόνιο, το βόριο θα έπρεπε να δημιουργεί μόνο έναν ομοιοπολικό δεσμό, πράγμα το οποίο δεν συμβαίνει στην πραγματικότητα καθώς μπορεί και σχηματίζει τρεις ισοδύναμους δεσμούς, όπως είναι για παράδειγμα BF_3 , BCl_3 κλπ. Αυτό συμβαίνει γιατί το ένα από τα δύο ηλεκτρόνια που βρίσκονται στο τροχιακό $2s$ το οποίο έχει μικρότερη ενέργεια, ανυψώνεται σε κάποιο από τα δύο κενά που υπάρχουν στο τροχιακό $2p$ τα οποία βρίσκονται στην ίδια ενεργειακή στάθμη. Για να συμβεί αυτό απαιτείται ενέργεια, η οποία καλύπτεται λόγω την δημιουργίας περισσότερων αλλά και ισχυρότερων δεσμών. Στην συνέχεια το τροχιακό $2s$ συνδυάζεται με τα δύο τροχιακά $2p$ και δίνουν τρία τροχιακά τα οποία είναι υβριδικά και ισοδύναμα και το κάθε τροχιακό περιέχει από ένα ηλεκτρόνιο.

Τα υβριδοποιημένα τροχιακά έχουν μία μεγαλύτερη προέκταση προς μία καθορισμένη κατεύθυνση στο χώρο και γι' αυτό το λόγο επιτρέπουν μία μεγαλύτερη επικάλυψη κατά την αλληλεπίδραση τους με άλλα τροχιακά. Η ενέργεια που απελευθερώνεται είναι αρκετά μεγάλη ώστε να καλύπτει την ενέργεια που απαιτείται για την ανύψωση του ηλεκτρονίου από το τροχιακό s σε p (Κοσμάτου & Πηλίδη, 1984).

Οι σπουδαιότεροι από τους κανόνες οι οποίοι διέπουν τον υβριδισμό είναι οι εξής:

- Υπάρχει συγχώνευση ατομικών τροχιακών του ίδιου ατόμου.
- Γίνεται μεταξύ τροχιακών τα οποία έχουν περίπου ίση ενέργεια.
- Ο αριθμός των τροχιακών που συγχωνεύονται είναι ίσος με τον αριθμό των υβριδοποιημένων τροχιακών που προκύπτουν.
- Το κάθε τροχιακό το οποίο είναι υβριδισμένο μπορεί να χωρέσει έως και δύο μόνο ηλεκτρόνια.

Στον πίνακα 7 παρουσιάζονται τα είδη των υβριδίων καθώς και ο προσανατολισμός τους (Καντούρη & Παπαστεφάνου, 1995).

Πίνακας 7 Είδη υβριδίων και ο προσανατολισμός τους.

Είδος υβριδισμένου τροχιακού	Αριθμός τροχιακών που συγχωνεύονται	Προσανατολισμός
sp	2	Γραμμικός
sp^2	3	Τριγωνικός
sp^3	4	Τετραεδρικός
dsp^2	4	Επίπεδος τετραγωνικός
dsp^3	5	Τριγωνικός διπυραμιδικός
d^2sp^3	6	Οκταεδρικός

2.3 Θεωρία των Μοριακών Τροχιακών (ΜΟΤ)

Περίπου την ίδια περίοδο που αναπτυσσόταν η θεωρία Δεσμού Σθένους, μια νέα αντίληψη για την ερμηνεία του χημικού δεσμού θεμελιώθηκε, η θεωρία των Μοριακών Τροχιακών. Τα βασικά της σημεία είναι:

1. Η θεωρία των μοριακών τροχιακών περιγράφει τον χημικό δεσμό μεταξύ ατόμων ως αποτέλεσμα της επικάλυψης των τροχιακών τους, είτε αυτά είναι απλά, είτε υβριδικά.

2. Όσο μεγαλύτερη είναι η επικάλυψη των τροχιακών, τόσο πιο ισχυρός είναι ο δεσμός μεταξύ των ατόμων.
3. Σύμφωνα με την κβαντομηχανική, η επικάλυψη είναι αποτέλεσμα της συμβολής δύο κυματοσυναρτήσεων. Μπορεί να είναι δημιουργική, αν οι κυμάνσεις αυτές των τροχιακών είναι σε φάση, ή καταστρεπτική αν οι κυμάνσεις είναι σε αντίθετη φάση. Με αυτό τον τρόπο προκύπτουν τα δεσμικά μοριακά τροχιακά και τα αντιδεσμικά μοριακά τροχιακά.
4. Η επικάλυψη θεωρείται σημαντική μόνο όταν έχουμε παρόμοιες ενέργειες και περίπου ίδια συμμετρία ανάμεσα στα επικαλυπτόμενα ατομικά τροχιακά..
5. Τα μοριακά τροχιακά έχουν ίσο αριθμό με τα συνδυαζόμενα ατομικά τροχιακά που συμβάλλουν στο σχηματισμό τους.
6. Τα μοριακά τροχιακά ορίζουν περιοχές του χώρου όπου τα ηλεκτρόνια δύο ή περισσότερων πυρήνων έχουν μεγάλη πιθανότητα να βρίσκονται.
7. Όπως τα ατομικά τροχιακά, έτσι και τα μοριακά έχουν συγκεκριμένο σχήμα, μέγεθος και ενέργεια.
8. Η κατανομή των ηλεκτρονίων των συμβαλλόμενων ατόμων στα μοριακά τροχιακά γίνεται με βάση τις αρχές της ηλεκτρονικής δομής οι οποίες περιλαμβάνουν την αρχή της ελάχιστης ενέργειας, την απαγορευτική αρχή του Pauli και τον κανόνα του Hund. Κάθε μοριακό τροχιακό μπορεί να περιέχει ένα ή δύο ή κανένα ηλεκτρόνιο.
9. Στον σχηματισμό του δεσμού συμβάλλει η σταθερότητα που έχει το σύστημα, η οποία είναι αποτέλεσμα της παρουσίας ηλεκτρονίων σε χαμηλής ενέργειας μοριακά τροχιακά.
10. Ο αριθμός των δεσμών (απλός δεσμός, διπλός ή τριπλός) που σχηματίζεται ανάμεσα σε δύο άτομα ονομάζεται τάξη δεσμού (Bond Order, BO). Η τάξη δεσμού ισούται με το μισό της διαφοράς του αριθμού των ηλεκτρονίων, τα οποία είναι σε δεσμικά τροχιακά από τον αριθμό των ηλεκτρονίων που βρίσκονται σε αντιδεσμικά τροχιακά (Λιοδάκης, 2015). Δηλαδή:

$$BO = (n_b - n_a) / 2$$

όπου,

n_b : ο αριθμός των δεσμικών ηλεκτρονίων.

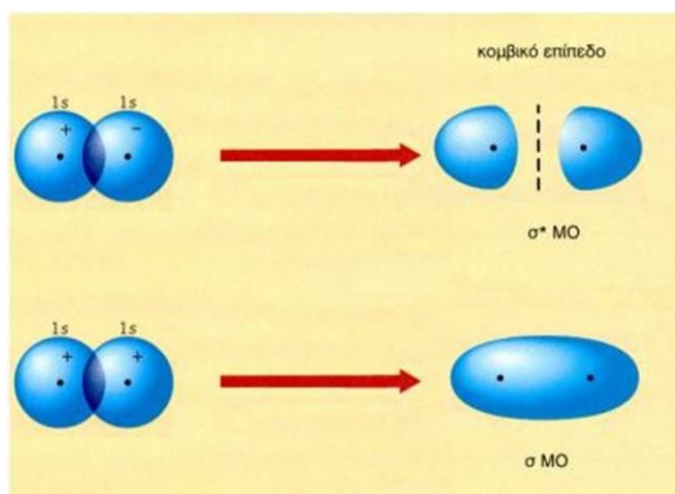
n_a : ο αριθμός των αντιδεσμικών ηλεκτρονίων.

Σύμφωνα με την θεωρία των μοριακών τροχιακών, τα μοριακά τροχιακά (MO) είναι ενεργειακές στάθμες που ανήκουν στο μόριο σαν σύνολο, τα οποία τα καταλαμβάνουν τα ηλεκτρόνια. Σε ένα μόριο ή σε ένα ιόν η μορφή τους δεν είναι απόλυτα γνωστή. Η προσέγγιση για ένα σχήμα το οποίο θα φαίνεται σωστό προέρχεται από τους συνδυασμούς των ατομικών τροχιακών των πυρήνων που αποτελούν αυτό το μόριο. Για να γίνουν οι συνδυασμοί αυτοί είτε προσθέτουμε, είτε αφαιρούμε τις κυματοσυναρτήσεις των ατομικών τροχιακών που αλληλεπικαλύπτονται.

Όταν δύο κυματοσυναρτήσεις προστεθούν η ηλεκτρονική πυκνότητα του μοριακού τροχιακού που δημιουργείται, βρίσκεται συγκεντρωμένη ανάμεσα στους δύο πυρήνες. Με αυτό τον τρόπο δημιουργείται ένα σταθερό μόριο καθώς τα ηλεκτρόνια αυτών των τροχιακών έχουν την τάση να κρατήσουν τους πυρήνες ενωμένους. Αυτής της μορφής τα μοριακά τροχιακά είναι τα **δεσμικά μοριακά τροχιακά**. Τα δεσμικά μοριακά τροχιακά λόγω του ότι κρατάνε την ηλεκτρονική πυκνότητα κατά μήκος της γραμμής που ενώνει τους δύο πυρήνες χαρακτηρίζονται ως σ μοριακά τροχιακά.

Στην περίπτωση όπου η κυματοσυνάρτηση του ενός ατομικού τροχιακού αφαιρεθεί από την κυματοσυνάρτηση του άλλου ατομικού τροχιακού, το μοριακό τροχιακό που δημιουργείται έχει το μεγαλύτερο μέρος της ηλεκτρονικής του πυκνότητας στην περιοχή που βρίσκεται έξω από τους δύο πυρήνες. Επομένως τα ηλεκτρόνια που καταλαμβάνουν τα συγκεκριμένα τροχιακά δεν μπορούν να συγκρατήσουν τους δύο πυρήνες ενωμένους οπότε αυτό που συμβαίνει είναι ότι οι δύο πυρήνες απωθούνται. Με αυτό τον τρόπο, η τοποθέτηση των ηλεκτρονίων σε αυτά τα τροχιακά οδηγεί στην αποσταθεροποίηση τους μορίου και το μοριακό τροχιακό ονομάζεται **αντιδεσμικό**. Και σε αυτή την περίπτωση το αντιδεσμικό τροχιακό είναι τύπου σ. Ο αντιδεσμικός χαρακτήρας των μοριακών τροχιακών συμβολίζεται με ένα αστεράκι (*).

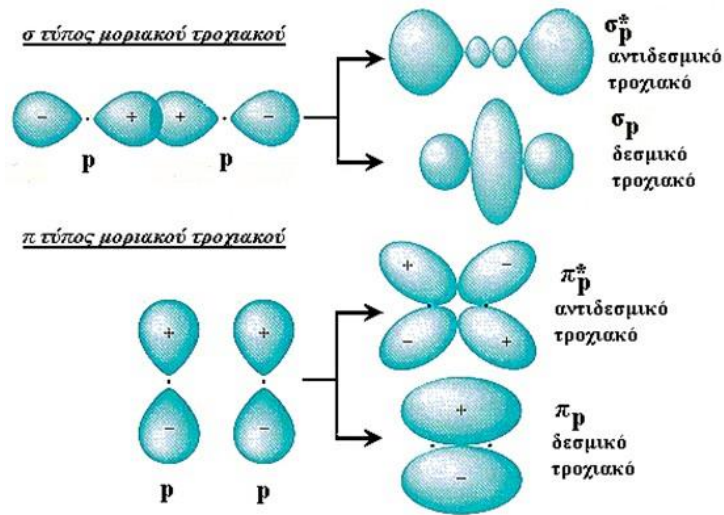
Στο σχήμα 15 φαίνεται ο τρόπος απεικόνισης δεσμικών και αντιδεσμικών μοριακών τροχιακών.



Σχήμα 15 Δεσμικά σ_{1s} και αντιδεσμικά σ_{1s}^* μοριακά τροχιακά από συνδυασμό $1s$ ατομικών τροχιακών. [13]

Κατά αυτόν τον τρόπο σχεδιάζουμε οποιοδήποτε συνδυασμό για κάθε ζεύγος s ατομικών τροχιακών. Αν πάρουμε για παράδειγμα ένα διατομικό μόριο θα έχου σ_{1s} , σ_{1s}^* , σ_{2s} , σ_{2s}^* , σ_{3s} , σ_{3s}^* , κ.ο.κ μοριακά τροχιακά.

Επίσης, τα p ατομικά τροχιακά μπορούν να δημιουργήσουν δεσμικά και αντιδεσμικά μοριακά τροχιακά όπως φαίνεται για παράδειγμα στο σχήμα 16.



Σχήμα 16 Σχηματισμός μοριακών τροχιακών από p ατομικά τροχιακά. [14]

Γενικά μπορούμε να πούμε πως τα s ατομικά τροχιακά πάντα θα δημιουργούν μοριακά τροχιακά τύπου σ, ενώ τα p ατομικά τροχιακά δημιουργούν μοριακά τροχιακά τύπου σ όταν οι άξονες τους συμπίπτουν και μοριακά τροχιακά τύπου π όταν έχουν παράλληλους τους άξονες τους.

$$\sigma \text{ MO} \begin{cases} s + s \\ s + p \\ s + d \end{cases}$$

p+p σ MO με γραμμική επικάλυψη

p+p π MO με πλάγια επικάλυψη

Τα d ατομικά τροχιακά δημιουργούν πέρα από σ και π μοριακά τροχιακά και δ.

Κεφάλαιο 3 Θεωρίες μάθησης και διδακτικής

3.1 Διδακτική της χημείας και των φυσικών επιστημών

Η επιστήμη της χημικής εκπαίδευσης αναδύθηκε ως ένα ερευνητικό πεδίο σχετικά πρόσφατα, περίπου τη δεκαετία του 1970, παρά την ύπαρξη της χημείας ως επιστήμης από πολύ παλαιότερα (Taber, 2015). Καίριοι πρωτεργάτες αυτού του πεδίου θεωρούνται οι J. Dudley Herron, Dorothy L. Gabel και Alex H. Johnstone. Ο Herron εφάρμοσε τη θεωρία της νοητικής ανάπτυξης του Piaget στη διδασκαλία της χημείας (Herron, 1975, 1978). Ο Gabel προέβλεπε ότι η δομή του χημικού περιεχομένου θα έπρεπε να αναδειχθεί ως σημαντικός παράγοντας, καθώς ο πληθυσμός των μαθητών έγινε πιο ετερόκλητος και αναγνωρίζεται όλο και περισσότερο ότι οι μαθητές αποκτούν γνώσεις με διαφορετικά υπόβαθρα, ικανότητες και τρόπους μάθησης (Gabel, 1999). Τέλος, ο Johnstone υποστήριξε ότι η εναρμόνιση μεταξύ μιας ψυχολογικής και λογικής προσέγγισης στη χημεία θα μπορούσε να ενθαρρύνει την ενθουσιώδη συμμετοχή των μαθητών στο μάθημα, μέσω εκπαιδευτικής έρευνας (Johnstone, 2000).

Αντιλαμβανόμαστε ότι η διδακτική της χημείας είναι μια πολύπλοκη διαδικασία που συνδυάζει το περιεχόμενο και τις διαδικασίες μάθησης, με στόχο την κατανόηση και τη βελτίωση της διαδικασίας μάθησης. Το εκπαιδευτικό περιβάλλον παίζει καίριο ρόλο και πολλές φορές μπορεί να αποτελεί εμπόδιο για την αποτελεσματική μεταφορά των ερευνητικών αποτελεσμάτων στους μαθητές.

Το 1994, η Αμερικανική Χημική Εταιρεία καθόρισε τρεις τύπους έρευνας στη διδακτική της χημείας: έρευνα στη διδασκαλία, έρευνα στην ανακάλυψη και έρευνα στην εφαρμογή. Αυτή η έρευνα χαρακτηρίστηκε από το γεγονός ότι (α) βασίστηκε στη θεωρία, (β) βασίστηκε σε συλλογή και ανάλυση δεδομένων και (γ) παρήγαγε γενικευμένα και εφαρμόσιμα αποτελέσματα.

Σήμερα, οι ερευνητές στη διδακτική της χημείας έχουν στη διάθεσή τους πληθώρα εκπαιδευτικών θεωριών, μοντέλων και εργαλείων από τον τομέα της γνωστικής και συναισθηματικής ανάπτυξης. Αυτά περιλαμβάνουν την εποικοδομητική προσέγγιση, το πλαίσιο των εναλλακτικών αντιλήψεων, την επιστημονική γραμματισμό, τη μάθηση βασισμένη στην καθημερινή ζωή και τις εφαρμογές, τη συνεργατική μάθηση, τη φιλοσοφία και την ιστορία της χημείας, την εργασία σε εργαστήρια και τις νέες εκπαιδευτικές τεχνολογίες (Πύργας, 2022).").

3.2 Κριτική σκέψη και η ανάπτυξη της

Πρώτος ο Σωκράτης πρότεινε μέθοδο διδασκαλίας της κριτικής σκέψης. Υποστήριξε δηλαδή την άποψη, ότι δεν γίνεται κάποιος να βασίζεται στην «αυθεντία» ώστε να έχει βαθιά αντίληψη και γνώση, η οποία ήταν αρκετά επαναστατική για την εποχή εκείνη. Καθιέρωσε την άποψη ότι πριν την αποδοχή μια ιδέας ως σταθερή αξία, πρέπει να θέτονται ερωτήματα τα οποία θα απευθύνονται στην σκέψη, καθώς και το πόσο σημαντική είναι η αναζήτηση στοιχείων, η εξέταση τόσο της σκέψης όσο και των

υποθέσεων, η ανάλυση βασικών αντιλήψεων και η ανίχνευση των συνεπειών όσων λέγονται αλλά και όσων γίνονται.

3.2.1 Η Μαιευτική μέθοδος

Ίσως η πιο γνωστή μέθοδος διδασκαλίας της κριτικής σκέψης είναι η μέθοδος των ερωτήσεων, δηλαδή η «Μαιευτική μέθοδος». Στην διαδικασία προς την αναζήτηση της γνώσης είναι επίσης απαραίτητη η απόρριψη των δοξασιών που είναι σχετικές με το θέμα εκ μέρους του καθοδηγητή. Ο καθοδηγητής για να δώσει στον συνομιλητή του ελευθερία στη σκέψη του, δηλώνει άγνοια και συντρίβει κατά αυτό τον τρόπο την δική του αυθεντία (σωκρατική ειρωνεία). Ο Σωκράτης ακολουθώντας τη μέθοδο της ειρωνείας και της μαιευτικής δείχνει πως η γνώση υπάρχει στη φύση του ανθρώπου, είναι έμφυτη, καθιστά την αλήθεια αλλά και την γνώση ως αντικείμενο κοινής έρευνας και δηλώνει ότι “ Η γνώση δεν έρχεται από τη διδασκαλία, αλλά από τις ερωτήσεις”.

3.2.2 Η Διαλεκτική μέθοδος

Μετά τον Σωκράτη, ο Πλάτωνας συνέχισε αναπτύσσοντας τη μέθοδο της «Διαλεκτικής» η οποία αναφέρεται στη λειτουργία της νόησης. Η λειτουργία αυτή θέτει τους όρους προς την αναζήτηση της έγκυρης γνώσης και προτείνει ως κατάλληλη μέθοδο διδασκαλίας την «Μαιευτική». Η βασική θέση του πλατωνικού Σωκράτη είναι ότι ο άνθρωπος πρέπει να ακολουθήσει μια λογική ανάλυση των δεδομένων για την ανακάλυψη της αλήθειας. Για να γίνει αυτό προτιμάται η διαλεκτική αλληλεπίδραση μεταξύ του εκπαιδευτικού και του μαθητή, διότι με αυτό τον τρόπο υπάρχει η δυνατότητα διατύπωσης επιχειρημάτων και αντιρρήσεων, δηλαδή η επίτευξη ελέγχου της γνώσης. Μέχρι όμως να έρθει η στιγμή που θα μπορέσουμε να ορίσουμε την έννοια, δηλαδή να την γνωρίζουμε, θα πρέπει να περάσουμε από τρία στάδια. Αυτό μας δείχνει ότι το να αποκτήσουμε γνώση είναι μια διαδικασία δύσκολη και η γνώση δεν είναι κάτι που θεωρείται δεδομένο.

Το πρώτο στάδιο περιλαμβάνει την διατύπωση, ανάπτυξη και απόρριψη όλων των δοξασιών και των προκαταλήψεων που αφορούν την έννοια που ψάχνουμε τον ορισμό της, ενώ το δεύτερο στάδιο είναι η βαθιά διερεύνηση του ζητήματος. Τέλος, το τρίτο στάδιο περιλαμβάνει την διατύπωση του ορισμού.

Βασική απαίτηση προς την αναζήτηση της γνώσης είναι η ύπαρξη δύο συνομιλητών εκ των οποίων ο ένας πρέπει να κατέχει τον ρόλο του καθοδηγητή, ο οποίος θα εκφράζει τις κατάλληλες ερωτήσεις και με διαδοχικό και επαγωγικό τρόπο θα εκμαιεύει την γνώση από τον συνομιλητή. Άρα το βασικό μέσο για την αναζήτηση της γνώσης αποτελεί ο διάλογος, δηλαδή η διαλεκτική μέθοδος.

Σε μία σχολική τάξη έχει μεγάλη σημασία ο διάλογος. Ο διάλογος έχει οριστεί από τους Arlo και Skovsmose ως μια συζήτηση η οποία πρέπει να πληροί τρεις συνθήκες:

- 1) Ο διάλογος έχει ως σκοπό την απόκτηση νέων απόψεων και ιδεών μέσα από μια διαδικασία αναζήτησης και διερεύνησης.
- 2) Ο εκπαιδευτικός αναλαμβάνει το ρίσκο του που μπορεί να οδηγήσει μία ερώτηση.
- 3) Η ισότητα ανάμεσα στους συνομιλητές είναι απαραίτητη.

Η έννοια της διερεύνησης σημαίνει ότι πηγαίνουμε από την αβεβαιότητα στην περιέργεια. Ο διάλογος περιγράφεται ως μία έρευνα η οποία είναι συλλογική της καθημερινής εμπειρίας και του δεδομένου, δηλαδή σε μία έρευνα ο διάλογος παίρνει την σημασία της συζήτησης, στην οποία όσοι συμμετέχουν έχουν ως σκοπό την ανακάλυψη καινούργιων πραγμάτων, την απόκτηση γνώσης και εμπειρίας.

Σε μία σχολική τάξη, ο δάσκαλος μέσα από τον διάλογο έχει την δυνατότητα να ανακαλύψει τις απόψεις των μαθητών του και με την βοήθεια του να μπορέσουν να εκφράσουν τις γνώσεις τους για το θέμα της συζήτησης. Αυτό οδηγεί σε μία συγκεκριμένη θεώρηση στο πλαίσιο της οποίας το κύριο όφελος του δασκάλου είναι ότι οδηγεί τους μαθητές του μέσα από έναν νέο δρόμο προς την γνώση, μέσω της παρατήρησης και του αναστοχασμού. Εξίσου ωφέλιμη είναι η διαδικασία αυτή και για τους μαθητές οι οποίοι με την συμμετοχή τους στους διαλόγους εισέρχονται σε μια διαδικασία στιγμιαίας αβεβαιότητας, εξασκούνται στην διερεύνηση και δέχονται ότι δεν υπάρχουν αυθεντικά διαμορφωμένες απαντήσεις.

Τρόπος σύνδεσης κριτικής σκέψης και επιστημονικής-διερευνητικής μεθόδου

Ο τρόπος για να μπορέσουν οι μαθητές να αναπτύξουν κριτική σκέψη είναι αν τους δοθεί η ευκαιρία και η ελευθερία να μπορέσουν να σκέφτονται, να πειραματίζονται και να κάνουν λάθη, δηλαδή να μπορέσουν να δουλέψουν σαν τους επιστήμονες. Οι φυσικές επιστήμες προσφέρουν ένα έφορο έδαφος για την ανάπτυξη της κριτικής σκέψης αφού και στην διδασκαλία τους, ο τρόπος προσέγγισης της νέας γνώσης και η εφαρμογή της στην καθημερινότητα γίνεται μέσω αυτής (Βλάσση, 2008).

3.3 Η διαισθητική και η αναλυτική σκέψη

Η διαισθητική σκέψη είναι μια διαδικασία η οποία δεν βασίζεται πάνω σε οργανωμένα βήματα και είναι πολύ δύσκολο για κάποιον να μπορέσει να εξηγήσει τον τρόπο με τον οποίο κατέληξε σε μία λύση. Αυτός ο τρόπος σκέψης στηρίζεται κυρίως στην οικειότητα και στην δομή του θέματος της γνώσης και επιτρέπει ελευθερία κινήσεων και άλματα. Αυτό έχει ως συνέπεια, τα αποτελέσματα και τα συμπεράσματα που εξάγονται να πρέπει να ελεγχθούν μέσω της συμπερασματικής ή της επαγωγικής μεθόδου.

Από την άλλη μεριά, η αναλυτική σκέψη στηρίζεται πάνω σε οργανωμένα και βαθμιαία βήματα τα οποία είναι σαφή και μπορούν να περιγραφούν, καθώς αυτός ο τρόπος σκέψης σημαίνει ότι υπάρχει σχεδόν πλήρης επίγνωση των στοιχείων και των λειτουργιών που αποτελούν τη βάση της. Βασίζεται είτε σε προσεκτικό και συμπερασματικό συλλογισμό, είτε αξιοποιεί συχνά τα μαθηματικά, τη λογική και μια συγκεκριμένη και με σαφήνεια διαδικασία. Μπορεί επίσης να λειτουργεί με μία σταδιακή διαδικασία επαγωγής και πειραματισμού, χρησιμοποιώντας τις αρχές της έρευνας και της στατιστικής ανάλυσης (Βλάσση, 2008).

Οι δύο αυτές μέθοδοι σκέψης σύμφωνα με τον Bruner, έχουν συμπληρωματική φύση και όχι αλληλοσυγκρουόμενη. Τα επιχειρήματα του για αυτή του την άποψη είναι ότι πρώτον, η οικειότητα με τους κανόνες, τη μέθοδο και τη δομή ενός συγκεκριμένου θέματος είναι απαραίτητα για την ανάπτυξη της διαισθητικής σκέψης ενός ατόμου και

δεν είναι αρκετή μόνο η διαίσθηση. Το δεύτερο επιχείρημα είναι ότι για γίνουν αποδεκτά τα αποτελέσματα που προκύπτουν από την διαισθητική σκέψη πρέπει να περάσουν πρώτα από τα στάδια της αναλυτικής επεξεργασίας, της τεκμηρίωσης και του ελέγχου της υπόθεσης.

Το συμπέρασμα που βγαίνει από τα παραπάνω είναι ότι με την διαίσθηση αποκτιέται μια αντίληψη που αφορά το σύνολο του νοήματος ενός προβλήματος χωρίς την άμεση μεσολάβηση της αναλυτικής διεργασίας. Η γνώση όμως μέσω της διαίσθησης ελέγχεται τελικά αν είναι σωστή ή όχι χρησιμοποιώντας την μέθοδο και το αποτέλεσμα της διαδικασίας της απόδειξης (Βλάσση, 2008).

3.4 Η ανακάλυψη

Μέσα από έρευνες και μελέτες που έχουν γίνει έχει αποδειχτεί ότι ανεξάρτητα με την ηλικία των παιδιών έχουν την δυνατότητα να ανακαλύψουν λύσεις σε διάφορα προβλήματα είτε νοητικά είτε ψυχολογικά. Μάλιστα το να ασχοληθούν με την ανακάλυψη τους προσφέρει την ευκαιρία να μεταφερθούν σε νέους κόσμους άγνωστους για αυτά, να πραγματοποιούν προβλέψεις και υποθέσεις, βασιζόμενα σε περιορισμένα στοιχεία και αρχές που απορρέουν από γενικές εξηγήσεις των ανθρώπινων αλληλεπιδράσεων ή και φυσικών φαινομένων και να δημιουργήσουν και να απλουστεύσουν κάποιες έννοιες ή τεκμηριωμένα στοιχεία καθώς και διάφορες μεθόδους μέτρησης, οι οποίες είναι προσιτές και να μπορούν να εφαρμοστούν σε μελλοντικές έρευνες και μελέτες.

Προγράμματα διδασκαλίας που βασίζονται στην ανακάλυψη παρακινούν τους μαθητές όλων των βαθμίδων να συμμετέχουν ουσιαστικά και ενεργά στη μάθηση και όχι απομνημονευτικά, δίνοντας τους ισχυρά κίνητρα και το έναυσμα ώστε να ξεπεραστεί η πρώτη ψυχολογική αμηχανία.

3.5 Η Διερεύνηση

Η μέθοδος της διερεύνησης μέσω της αιτιολόγησης, της χρήσης τεκμηρίων, συμπερασμάτων καθώς και γενικεύσεων έχει ως στόχο την καθιέρωση των διαφόρων πεποιθήσεων, για ένα περίπλοκο ή εναλλακτικό πρόβλημα το οποίο δημιουργεί μια κατάσταση αμηχανίας.

Τα στάδια της μεθόδου της διερεύνησης έχουν ως εξής, ξεκινάμε με την εισήγηση του προβλήματος, στη συνέχεια έχουμε την πνευματικοποίηση του, ακολουθεί η υπόθεση, η αιτιολόγηση και τελειώνουμε με τον έλεγχο της υπόθεσης.

Στο αρχικό στάδιο προσφέρονται αυθόρμητα ενδείξεις, οι οποίες ενδέχεται να οδηγήσουν (ή να μην οδηγήσουν) στην επίλυση του προβλήματος. Κατά τη διάρκεια αυτού του σταδίου, ο νους εξετάζει πιθανές λύσεις, προκαλώντας την εμφάνιση νέων ιδεών και μπορεί να θεωρηθεί ως μια μορφή ανακάλυψης. Κατά το δεύτερο στάδιο το οποίο περιλαμβάνει μια πιο συστηματική και λογική ανάλυση του προβλήματος, προκύπτει η επισήμανση και ο ορισμός του. Σε αυτό το σημείο το άτομο αρχίζει να αντιλαμβάνεται τις διαφορές πτυχές του προβλήματος. Στην διάρκεια της τρίτης φάσης της σκέψης,

δημιουργείται μια λειτουργική υπόθεση, η οποία μπορεί να προκύψει ανεξάρτητα ή όχι από τις προηγούμενες υποδείξεις. Αυτή η υπόθεση ελέγχει στη συνέχεια τις επόμενες νοητικές λειτουργίες και οδηγεί στη συλλογή και επιλογή επιπλέον δεδομένων. Αναλογικά, η λειτουργική υπόθεση λειτουργεί ως ένα εξερευνητικό μοντέλο που οδηγεί τον νου προς την εύρεση της λύσης του προβλήματος. Στο τέταρτο στάδιο, το μυαλό ενώνει μεταξύ τους ιδέες και παράγει τις λογικές συνέπειες των υποθέσεων. Σε αυτή τη φάση, το άτομο προσπαθεί να αιτιολογήσει το τι θα συμβεί στην περίπτωση που η προτεινόμενη λύση εφαρμοστεί. Το τελευταίο στάδιο προσφέρει την επιβεβαίωση, δηλαδή την επαλήθευση ή την απόρριψη της αρχικής υπόθεσης ή ιδέας. Αυτό προκύπτει από την άμεση παρατήρηση ή τον πειραματισμό, οπότε στην περίπτωση όπου η υπόθεση επιβεβαιωθεί, τότε το πρόσωπο μπορεί να κάνει μια γενίκευση ώστε να προσδιορίσει εάν αυτή είναι πραγματοποιήσιμη και σε τι ποσοστό σε μια κατηγορία προβλημάτων, ένα εκ των οποίων θα είναι κ το πρόβλημα αυτό που δημιούργησε την αρχική διαδικασία της σκέψης. Στην περίπτωση που η υπόθεση δεν επιβεβαιωθεί, τότε το πρόσωπο θα πρέπει να συνεχίσει σε διαφοροποίηση της με βάση την προηγούμενη εμπειρία.

Κατά τη μέθοδο της διερεύνησης αξιοσημείωτο είναι το γεγονός ότι η πνευματική δραστηριότητα είναι πάντα σκόπιμη. Μεταβαίνει από το πρόβλημα στη λύση του και συνεπάγεται μια σειρά συνδεδεμένων αλλά λειτουργικά διαχωριζόμενων γνωστικών διεργασιών (Dewey, 1963).

3.5.1 Στρατηγική για την κατευθυνόμενη διερευνητική μέθοδο

Για να διεξαχθεί μια κατευθυνόμενη διερεύνηση έχει προταθεί ο πίνακας 8 ο οποίος αποτελείται από 25 δραστηριότητες διδακτικές οι οποίες είναι χωρισμένες σε 8 φάσεις. Η σειρά με την οποία είναι οργανωμένες οι δραστηριότητες στο οργανόγραμμα δεν είναι αυστηρή και δίνεται η επιλογή στον εκπαιδευτικό ανάλογα με την φύση του αντικειμένου να επιλέξει άλλες εναλλακτικές πορείες ενώνοντας κάποιες από τις δραστηριότητες είτε αλλάζοντας τη σειρά τους (Ματσαγούρας, 2000).

Πίνακας 8 Οργανόγραμμα κατευθυνόμενης διερεύνησης.

Η Στρατηγική πορεία για την κατευθυνόμενη διερεύνηση
<p>Πρώτη φάση: Δημιουργία προετοιμασίας ψυχολογική και γνωσιολογική</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) Ανασκόπηση γνωστών στοιχείων 2) Προβληματοποίηση διδακτικού αντικειμένου 3) Διατύπωση διδακτικών στόχων
<p>Δεύτερη φάση: Διατύπωση υποθέσεων</p> <ol style="list-style-type: none"> 4) Διατύπωση υποθέσεων 5) Διαπίστωση αντιθέσεων- αμφιβολιών 6) Προγραμματισμός σχεδίου διερεύνησης
<p>Τρίτη φάση: Συλλογή και οργάνωση δεδομένων</p> <ol style="list-style-type: none"> 7) Επιλογή δεδομένων με κριτήρια 8) Συστηματική παρατήρηση 9) Συστηματοποίηση δεδομένων
<p>Τέταρτη φάση: Αναλυτική επεξεργασία δεδομένων</p> <ol style="list-style-type: none"> 10) Εντοπισμός χαρακτηριστικών και δομικών στοιχείων 11) Εντοπισμός σχέσεων αιτίου- αποτελέσματος 12) Εντοπισμός «μοτίβων» 13) Διατύπωση συμπερασμάτων- γενικεύσεων 14) Συσχέτιση με υποθέσεις 15) Επαλήθευση γενικεύσεων
<p>Πέμπτη φάση: Υπέρβαση δεδομένων</p> <ol style="list-style-type: none"> 16) Επεξήγηση φαινομένων και συνεπαγωγών 17) Εύρεση αναλογιών 18) Αξιολόγηση Διαπιστώσεων
<p>Έκτη φάση: Εφαρμογές</p> <ol style="list-style-type: none"> 19) Εφαρμογή νέας μάθησης σε παρόμοιες περιπτώσεις 20) Γενίκευση και μεταφορά νέας μάθησης σε διαφορετικές καταστάσεις
<p>Έβδομη φάση: Ανακεφαλαίωση</p> <ol style="list-style-type: none"> 21) Λεκτική ανακεφαλαίωση 22) Σχηματική ανακεφαλαίωση 23) Απολογιστική ανακεφαλαίωση
<p>Όγδοη φάση: Μαθησιακή και μεταγνωστική αξιολόγηση</p> <ol style="list-style-type: none"> 24) Αξιολόγηση μάθησης από τον εκπαιδευτικό 25) Υποβολή μεταγνωστικών ερωτήσεων από τον εκπαιδευτικό

3.5.2 Ο ρόλος του εκπαιδευτικού στην καθοδηγούμενη διερεύνηση.

Προκειμένου να απαντήσουμε στο ερώτημα, «με ποιο τρόπο θα μπορέσει ο εκπαιδευτικός να προσφέρει την βοήθεια του στον μαθητή εφαρμόζοντας την μέθοδο διδασκαλίας της καθοδηγούμενης διερεύνησης;» πρέπει αρχικά να καταλάβουμε το διδακτικό αξίωμα της «ελάχιστης βοήθειας», σύμφωνα με την οποία ο εκπαιδευτικός πρέπει να βοηθά και να καθοδηγεί τους μαθητές τους με τρόπο που η βοήθεια που θα τους προσφέρει να μην υπερβαίνει την ελάχιστη δυνατή που είναι απαραίτητη για τον μαθητή

ώστε να μπορέσει να συνεχίσει και να ολοκληρώσει την εργασία του. Αυτό πρέπει να συμβαίνει την στιγμή που ο εκπαιδευτικός αντιλαμβάνεται ότι ένας μαθητής του ή ακόμα και μία ομάδα μαθητών αδυνατούν να συνεχίσουν και να φτάσουν στην επίλυση τους προβλήματος. Στην περίπτωση αυτή θα πρέπει να επέμβει και να προσφέρει την απαραίτητη βοήθεια που θα κρίνει ότι είναι αρκετή και όχι περισσότερη από αυτή που χρειάζονται ώστε να μπορέσουν να ολοκληρώσουν την εργασία τους.

3.6 Μέθοδος της παρουσίασης (Παραδοσιακή μέθοδος)

Στη μέθοδο της παρουσίασης αυτό που ουσιαστικά γίνεται είναι η παρουσίαση γνωστών πληροφοριών οι οποίες αφορούν το θέμα ενδιαφέροντος, ή γίνεται μια επανάληψη τους χωρίς όμως αυτές να συνδυάζονται με διαφορετικά θέματα ή να αλληλοσυμπληρώνονται. Τον κυρίαρχο ρόλο τον έχει ο εκπαιδευτικός από τον οποίο εξαρτάται το τι θα παρουσιαστεί στους μαθητές ενώ σε κάθε περίπτωση και ανεξάρτητα από το υλικό που χρησιμοποιείται δεν υπάρχει καμία αλληλεπίδραση με τους μαθητές του. Ο εκπαιδευτικός έχει τον ρόλο της αυθεντίας και μεταδίδει τις γνώσεις του στον μαθητή, ο οποίος καλείται να απορροφήσει όλες τις πληροφορίες και το υλικό που θα του παρουσιαστεί.

Στην ουσία η παραδοσιακή προσέγγιση διδασκαλίας είναι μέθοδος ακούω και μαθαίνω, δηλαδή καθαρά δασκαλοκεντρική, υπάρχει μικρή αλληλεπίδραση μεταξύ εκπαιδευτικού και μαθητών, η αξιολόγηση της πορείας τους γίνεται κυρίως μέσω διαγωνισμάτων και είναι επικεντρωμένη στην υπεροχή, οι μαθητές είναι απλοί αποδέκτες πληροφοριών τις οποίες πρέπει να δέχονται παθητικά ενώ το μάθημα έχει ως επίκεντρο το σχολικό βιβλίο.

Υπάρχουν περιπτώσεις στις οποίες οι μαθητές έχουν έναν πιο ενεργητικό ρόλο και κάποιες άλλες στις οποίες είναι σε μια εντελώς παθητική κατάσταση, καθώς ο εκπαιδευτικός είναι αυτός ο οποίος θα αποφασίσει αν τις πληροφορίες θα τις παρουσιάσει εκείνος στους μαθητές ή αν θα τους αφήσει το περιθώριο να το αναλάβουν το συγκεκριμένο έργο. Στην πρώτη περίπτωση όπου ο εκπαιδευτικός παρουσιάζει τις πληροφορίες, θα αφηγηθεί ο ίδιος ή θα διατυπώσει ένα θέμα, ενώ οι μαθητές δεν θα έχουν καμία ευκαιρία να συμμετέχουν. Στην καλύτερη των περιπτώσεων να μπορέσουν να παρουσιάσουν και εκείνοι κάποιες πληροφορίες υπό την καθοδήγηση τους εκπαιδευτικού και χωρίς να χρειάζεται να τεκμηριώσουν αυτά που παρουσιάζουν.

Υπάρχει και μία δεύτερη περίπτωση κατά την οποία οι μαθητές ζητούν κάποια πληροφορία αρχικά και στη συνέχεια ακολουθείται η ίδια διαδικασία που αναφέρθηκε παραπάνω. Σε κάθε περίπτωση ο κοινός παρονομαστής είναι το γεγονός ότι ο εκπαιδευτικός έχει πάντα τον πρώτο λόγο για την παρουσίαση των πληροφοριών.

3.7 Ο Εποικοδομισμός

Στον τομέα της επιστημονικής εκπαίδευσης, η επιστημολογία, καθώς και η γνωσιακή και εκπαιδευτική ψυχολογία, έχουν προσφέρει μια σειρά από θεωρίες που υποστηρίζουν τη διδασκαλία των επιστημών. Ένα σημαντικό στοιχείο που άλλαξε τον τρόπο που γίνεται η εκπαίδευση στις φυσικές επιστήμες ήταν η αντίληψη της συμπεριφοράς ως εξωτερικού παράγοντα στη διαδικασία διδασκαλίας και μάθησης, που προσέφερε μέσα ελέγχου όπως επιβραβεύσεις και τιμωρίες για τη μετάδοση της γνώσης.

Η γνωστική ψυχολογία του Piaget είχε σημαντικές επιπτώσεις στην εκπαιδευτική έρευνα και τη διδακτική των φυσικών επιστημών για περίπου δύο δεκαετίες. Παρότι δεν αποτελεί από μόνη της θεωρία της μάθησης, αλλά μάλλον θεωρία της γνωστικής ανάπτυξης, επηρέασε σημαντικά τα εκπαιδευτικά προγράμματα. (Tsaparlis, 2001)."

3.7.1 Ρεαλισμός και Εμπειρισμός

Ρεαλισμός: Σε αυτήν την προσέγγιση, ο καθηγητής παρουσιάζει στους μαθητές του τους φυσικούς νόμους και αυτοί οι νόμοι γίνονται αποδεκτοί από τους μαθητές χωρίς αμφισβήτηση ή συζήτηση. Σε αυτήν την προσέγγιση, ο μαθητής θεωρείται απλώς δέκτης έτοιμης γνώσης.

Εμπειρισμός: Στον εμπειρισμό, οι μαθητές έχουν τη δυνατότητα να δημιουργήσουν τις δικές τους ερμηνείες για τον φυσικό κόσμο και οι ιδέες τους παίζουν έναν σημαντικό ρόλο στην εννοιολογική τους ανάπτυξη."

3.7.2 Μεθοδολογίες της διδακτικής

Στον τομέα της διδακτικής υπάρχουν δύο βασικές προσεγγίσεις :

Η ρεαλιστική προσέγγιση και συμπεριφορισμός, που είναι η μέθοδος της επιβράβευσης και της τιμωρίας και η εποικοδομική προσέγγιση κατά την οποία ο μαθητής συμμετέχει ενεργά στην δόμηση της γνώσης του υπό την καθοδήγηση του καθηγητή με ρόλο συνεργάτη και μεσολαβητή. Σε αυτή την μέθοδο οι ιδέες των μαθητών έχουν σημασία.

Ο εποικοδομισμός αποτελεί ουσιαστικά μια θεωρία που βασίζεται στην παρατήρηση και την επιστημονική μελέτη του τρόπου με τον οποίο οι άνθρωποι αποκτούν γνώση. Σύμφωνα με αυτήν, η διαδικασία μάθησης αναδύεται μέσα από τις εμπειρίες και τα βιώματα κάθε ατόμου, με κάθε άνθρωπο να δημιουργεί τη δική του κατανόηση του κόσμου γύρω του.

Ως φιλοσοφική επιστημολογική θεωρία, ο εποικοδομισμός (εμπειρισμός) και ο ρεαλισμός βρίσκονται σε αντίθεση και μπορούν να θεωρηθούν ως δύο άκρα σε ένα φάσμα προσεγγίσεων. Στις αρχές του εικοστού αιώνα, η επιστήμη προσέγγιζε κυρίως τη μέθοδο του εμπειρισμού-εποικοδομισμού, δίνοντας έμφαση στον ρόλο των ατόμων στη διαμόρφωση της γνώσης τους. Ωστόσο, με τον πέρασμα του χρόνου, η επιστήμη κατευθύνθηκε προς τον ρεαλισμό.

Σε αυτό το πλαίσιο, ο ρεαλισμός υπογραμμίζει την αντικειμενική ύπαρξη ενός πραγματικού κόσμου, ο οποίος είναι ανεξάρτητος από τις αντιλήψεις και τις εμπειρίες του

κάθε άτομου. Σύμφωνα με αυτήν την προσέγγιση, η γνώση προκύπτει από την αντίληψη και την κατανόηση αυτού του πραγματικού κόσμου.

Συνοψίζοντας, ο εποικοδομισμός και ο ρεαλισμός αντιπροσωπεύουν διαφορετικές προσεγγίσεις για τη διαδικασία απόκτησης γνώσης, με τον πρώτο να επικεντρώνεται στον ρόλο των ατόμων και των εμπειριών τους, ενώ ο δεύτερος στην ύπαρξη ενός αντικειμενικού κόσμου. Η προτίμηση μεταξύ των δύο αυτών προσεγγίσεων έχει εξελιχθεί με τον χρόνο και συνεχίζει να επηρεάζει την εκπαιδευτική και επιστημολογική σκέψη (Πύργας, 2022).

3.7.3 Καθοδηγούμενη διερεύνηση ως εφαρμογή του εποικοδομισμού

Κατά την εφαρμογή της καθοδηγούμενης διερεύνησης είναι αναγκαία η χρήση της εποικοδομητικής μεθόδου η οποία βασίζεται στον εμπειρισμό (το αντίθετο από τον ρεαλισμό, όπως είδαμε και παραπάνω). Στον ρεαλισμό ο κάθε εκπαιδευτικός απλώς μεταδίδει γνώσεις, αξιώματα, θεωρίες και νόμους στους μαθητές του, οι οποίοι πρέπει να τα δέχονται όλα χωρίς καμία αμφισβήτηση. Από την πλευρά του εμπειρισμού όμως οι μαθητές πρέπει να λειτουργούν όπως οι επιστήμονες, δηλαδή πρέπει να κατασκευάζουν τις απόψεις τους και τη δική τους ερμηνεία και σκοπιά για τον φυσικό κόσμο μέσα και έξω από το σχολικό περιβάλλον. Όταν μιλάμε δηλαδή για εποικοδομητισμό αναφερόμαστε στην εμπειρική προσέγγιση της γνώσης (Rorty, 1982).

3.7.4 Ο εποικοδομισμός και ο ρόλος του εκπαιδευτικού

Ο ρόλος που έχει ο εκπαιδευτικός στον εποικοδομισμό είναι κυρίως να μπορεί να δημιουργεί τις κατάλληλες συνθήκες ώστε να μπορεί ένα πρόβλημα να εξελιχθεί, καθώς επίσης να προσφέρει τα υλικά και τους πόρους στους μαθητές ώστε να μπορούν από μόνοι τους να εξερευνήσουν το πρόβλημα, να μπορέσουν να σχηματίσουν υποθέσεις και στη συνέχεια να μπορέσουν να λύσουν τυχόν συγκρουόμενες ιδέες και θέσεις.

Με τον τρόπο αυτό οι μαθητές δεν αποστηθίζουν απλώς έτοιμη γνώση, αλλά μαθαίνουν πραγματικά καθώς έχουν συμβάλει και οι ίδιοι στον δρόμο προς την ανακάλυψη της γνώσης. Ο ρόλος που έχει ο εκπαιδευτικός είναι πολύ σημαντικός και δύσκολος διότι πρέπει να έχει την ικανότητα να μην ενεργεί απλώς σαν ένας ομιλητής που παρουσιάζει έτοιμη γνώση προς αποστήθιση, αλλά πρέπει να μπορέσει να κάνει τους μαθητές του να σκέφτονται και να χρησιμοποιούν μεθόδους έρευνας ώστε να εξερευνήσουν και να μελετήσουν τον κόσμο που απλώνεται γύρω τους.

3.7.5 Χρήση του εποικοδομισμού στη Χημεία

Στον τομέα της χημείας στην μέση εκπαίδευση, η διδασκαλία είναι συχνά στραμμένη προς την εκμάθηση συγκεκριμένων κανόνων και θεωριών στον τομέα της χημείας. Οι μαθητές πρέπει να εξασκηθούν στην κατανόηση και την εφαρμογή αυτών των κανόνων στην επίλυση χημικών προβλημάτων και στις χημικές αντιδράσεις.

Ωστόσο, αυτή η προσέγγιση ευνοεί κυρίως τους μαθητές που είναι πιο προσεκτικοί και μπορούν να μάθουν τους κανόνες και τις διαδικασίες. Δημιουργείται μια

κατάσταση όπου οι μαθητές μαθαίνουν αυτούς τους κανόνες και τις διαδικασίες απεξαρτώντας την χημική γνώση από τον πραγματικό κόσμο και την κατανόηση της δομής και της λειτουργίας των χημικών φαινομένων (Τσαπαρλής, 2019).

Στην δευτεροβάθμια εκπαίδευση, το πρόγραμμα σπουδών επικεντρώνεται συχνά σε συγκεκριμένα θέματα όπως η κατάταξη των ηλεκτρονίων σε επίπεδα, η γραφή χημικών τύπων, οι χημικές αντιδράσεις, και η ισοστάθμιση των χημικών εξισώσεων. Οι μαθητές, ωστόσο, συχνά δεν αποκτούν βαθιά κατανόηση για τα γιατί και πώς αυτά τα φαινόμενα συμβαίνουν. Για παράδειγμα, δεν κατανοούν γιατί τα χημικά στοιχεία έχουν διάφορους αριθμούς οξείδωσης, πώς λειτουργεί η χημική ισορροπία, και άλλα σημαντικά ζητήματα.

Ο ρόλος του εκπαιδευτικού είναι να παρουσιάζει τις βασικές έννοιες στους μαθητές, αλλά και να τους βοηθά να κατανοήσουν τις αρχές πίσω από αυτές τις έννοιες. Πρέπει να προσφέρει ευκαιρίες για πειραματισμό, ώστε οι μαθητές να μπορούν να παρατηρήσουν και να εξερευνήσουν τα φαινόμενα μόνοι τους, αντί να τα δεχτούν απλώς ως θεωρητικές πληροφορίες. Με αυτόν τον τρόπο, οι μαθητές θα μπορέσουν να αναπτύξουν βαθύτερη κατανόηση και να δουν πώς η χημεία συνδέεται με τον πραγματικό κόσμο και τις καθημερινές εμπειρίες τους.

3.8 Η διερευνητική μέθοδος και η εφαρμογή της στο μάθημα της Χημείας

3.8.1 Η συμβολή του πειράματος στη διερευνητική μέθοδο

Το πείραμα είναι ένα απαραίτητο μέσο διδασκαλίας για τους μαθητές όλων των ηλικιών, διότι πέρα από την καλύτερη κατανόηση της θεωρίας βοηθάει στην ανάπτυξη τεχνικών δεξιοτήτων, οι οποίες είναι απαραίτητες για τους μαθητές. Οι δεξιότητες αυτές είναι για παράδειγμα η εκμάθηση σωστής χρήσης διάφορων συσκευών, η κατανόηση και στη συνέχεια η εκτέλεση οδηγιών, ανάπτυξη δεξιοτήτων των χεριών καθώς και πολλά άλλα. Ένας μαθητής ο οποίος εκτελεί ένα πείραμα είναι ουσιαστικά «υποχρεωμένος» να δουλέψει ατομικά, να μπορέσει να κάνει διάφορες υποθέσεις με βάση τις οποίες θα εφαρμόσει τρόπους, από τους οποίους θα καταλήξει σε συμπεράσματα όπου βεβαίως στη συνέχεια θα τα επαληθεύσει. Με την χρήση του πειράματος ουσιαστικά ο μαθητής ακολουθεί την επιστημονική μεθοδολογία υιοθετώντας με αυτό τον τρόπο και τις επιστημονικές συνήθειες όπως είναι η επιμονή, η υπομονή, το θάρρος, το να μπορεί να πάρει πρωτοβουλίες και να στηρίζεται στις δυνάμεις του.

3.8.2 Διάφορα είδη εργαστηριακών ασκήσεων στη χημεία

Υπάρχουν τρεις διαφορετικές μορφές εργαστηριακών ασκήσεων για τη διδακτική του μαθήματος της Χημείας, αυτά είναι:

- 1) Όλες οι ασκήσεις που στηρίζονται στην περιγραφική μέθοδο,
- 2) οι ανοικτού τύπου διερευνητικές ασκήσεις, και
- 3) οι κλειστού τύπου ασκήσεις ή επίλυσης προβλημάτων.

Περιγραφικές εργαστηριακές ασκήσεις

Για την 1^η κατηγορία ασκήσεων, οι οποίες είναι και οι πιο συνήθεις στη διάρκεια της διδασκαλίας της εργαστηριακής Χημείας, το θέμα ορίζεται από τον εκπαιδευτικό, ο οποίος το προσαρμόζει ώστε να έχει σχέση και σύνδεση με κάποια προηγούμενη γνώση και καθοδηγεί τις ενέργειες των μαθητών.

Ο μαθητής στη συγκεκριμένη περίπτωση χρειάζεται απλώς να ακολουθεί τις οδηγίες που του δίνονται από τον εκπαιδευτικό ή τα βήματα του εργαστηριακού του οδηγού. Το αποτέλεσμα του πειράματος καθορίζεται από τον εκπαιδευτικό και μπορεί να αναμένεται και από τον μαθητή. Εφαρμόζοντας την μέθοδο της παρουσίας, δηλαδή την παραδοσιακή μέθοδο, ουσιαστικά δεν ζητείται από τους μαθητές να βγάλουν μόνοι τους το αποτέλεσμα, απλώς χρειάζεται να συγκρίνουν το αποτέλεσμα που έβγαλαν με το αναμενόμενο. Επίσης, τέτοιου είδους περιγραφικές εργαστηριακές δραστηριότητες είναι δυνατόν να πραγματοποιηθούν από πολλούς μαθητές και με μικρό αριθμό εκπαιδευτικών, που σημαίνει ότι θα υπάρχει μικρό σχετικά κόστος και μπορούν να πραγματοποιηθούν σε μικρό χρονικό διάστημα, μεταξύ 2-3 ωρών. Αυτού του είδους οι εργαστηριακές ασκήσεις δημιουργήθηκαν ώστε να καλυφθεί η ανάγκη για περιορισμό του κόστους, του χρόνου, του προσωπικού αλλά και του εξοπλισμού που χρειάζονται.

Η συγκεκριμένη μέθοδος εργαστηριακής άσκησης, παρόλο που είναι ικανοποιητική σε οργανωτικό επίπεδο, δεν είναι το ίδιο ικανοποιητική σε επίπεδο στόχων εργαστηριακής πρακτικής δραστηριότητας. Τα βασικά της μειονεκτήματα είναι ότι σε μεγάλο βαθμό θυμίζει συνταγολόγιο, διότι δίνεται μεγάλη έμφαση σε κάποιες συγκεκριμένες δραστηριότητες με σκοπό την συλλογή δεδομένων, επιπλέον δεν δίνει το περιθώριο ώστε να γίνει ο σχεδιασμός ενός πειράματος, επίσης σε ότι αφορά την κατανόηση χημικών όρων και εννοιών δεν είναι αποτελεσματική και τέλος δεν δίνει έμφαση στον επιστημονικό πειραματισμό ώστε να αναπτύξουν οι μαθητές τις επιστημονικές συνήθειες που θα έπρεπε.

Άρα γίνεται φανερό ότι σε τέτοιου είδους εργαστηριακή άσκηση παραδοσιακού τύπου υπάρχει η πιθανότητα να μην πραγματοποιείται ουσιαστική μάθηση. Οι βασικότεροι λόγοι που μπορούν να δώσουν μια εξήγηση για το φαινόμενο αυτό είναι ότι πρώτον έχουν σχεδιαστεί με τρόπο ώστε οι μαθητές να χρειάζεται να χρησιμοποιήσουν περισσότερο χρόνο για να εξακριβώσουν αν τα αποτελέσματα που συλλέξανε είναι σωστά, ενώ ταυτόχρονα πρέπει να αφιερώσουν λιγότερο χρόνο στη σκέψη σε σχέση με τον σχεδιασμό και την οργάνωση του πειράματος. Δεύτερον, τα εργαστήρια περιγραφικού τύπου σχεδιάστηκαν με σκοπό την καλλιέργεια γνωστικών ικανοτήτων χαμηλότερου επιπέδου, όπως είναι για παράδειγμα η ανάπτυξη της ικανότητας της εφαρμογής οδηγιών και η αλγοριθμική επίλυση προβλημάτων.

Συνοψίζοντας μπορούμε να παρατηρήσουμε ότι αν συγκρίνουμε τους γενικούς σκοπούς των εργαστηριακών ασκήσεων με τα χαρακτηριστικά των περιγραφικών εργαστηριακών ασκήσεων, δεν επιτυγχάνονται πολλοί από αυτούς.

Διερευνητικές εργαστηριακές ασκήσεις ανοιχτού τύπου

Στην 2^η κατηγορία ασκήσεων, η διαδικασία του μαθήματος οργανώνεται από τους ίδιους τους μαθητές ενώ το αποτέλεσμα δεν είναι καθορισμένο και αναμενόμενο. Σε αυτή την περίπτωση εργαστηρίου έχουμε μια διαδικασία η οποία είναι πιο

μαθητοκεντρική και η φύση του στηρίζεται στην επαγωγική μέθοδο και οι μαθητές δέχονται μια μικρή βοήθεια ώστε να μπορούν να πάρουν πρωτοβουλίες που αφορούν την οργάνωση της διαδικασίας.

Είναι φανερό ότι οι εργαστηριακές ασκήσεις ανοιχτού τύπου έχουν τελείως διαφορετική προσέγγιση σε σχέση με αυτές του παραδοσιακού τύπου. Με αυτή την μέθοδο οι μαθητές έχουν ουσιαστικότερο ρόλο μέσα στο εργαστήριο και αυτό βοηθάει και στην βελτίωση της στάσης τους για τις εργαστηριακές δραστηριότητες. Οι μαθητές είναι αυτοί που αναλαμβάνουν να διατυπώσουν το πρόβλημα, να το συσχετίσουν με τις προηγούμενες γνώσεις τους, να διασαφηνίσουν τον σκοπό της διερεύνησης, να κάνουν μια υπόθεση- πρόβλεψη για το αποτέλεσμα και τέλος να σχεδιάσουν αλλά και να εκτελέσουν την όλη διαδικασία. Η μέθοδος ανοιχτού τύπου έχει σχεδιαστεί με σκοπό να βοηθήσει τους μαθητές να αναπτύξουν νέους τρόπους σκέψης και να τους επιτρέψει να δουλέψουν ως επιστήμονες σε μια επιστημονική έρευνα.

Στα κατά της συγκεκριμένης μεθόδου μπορούμε να αναφέρουμε το γεγονός ότι η έμφαση δίνεται κυρίως στην επιστημονική διαδικασία βάζοντας σε δεύτερη θέση το επιστημονικό περιεχόμενο. Επίσης, καλύπτονται πολλοί από τους στόχους που έχουν οι εργαστηριακές δραστηριότητες παρόλα αυτά όμως είναι μια μέθοδος η οποία απαιτεί πολύ χρόνο, κοστίζει περισσότερο και απαιτεί μεγάλη προσπάθεια από το μέρος των εκπαιδευτικών που πρέπει να οργανώσουν τις εργαστηριακές τάξεις.

Για να μπορέσει να πραγματοποιηθεί η διερεύνηση απαραίτητη προϋπόθεση είναι οι μαθητές να έχουν αποκτήσει τις απαραίτητες γνώσεις οι οποίες μπορούν να θεμελιωθούν και με μη διερευνητικής μορφής δραστηριότητες, δηλαδή θα πρέπει πρώτα από όλα να έχουν πάρει τις βασικές γνώσεις για τις έννοιες και τους ορισμούς της Χημείας, καθώς και τα σύμβολα και τις τεχνικές. Αυτό γίνεται διότι θα πρέπει να είναι σε θέση να καταλάβουν το πρόβλημα που τους δίνεται ώστε να έχουν την δυνατότητα να σχεδιάσουν το πείραμα και να καταλήξουν σε αποτελέσματα τα οποία θα μπορούν να κοινοποιήσουν.

Άρα σε μια διερευνητική δραστηριότητα η οποία είναι στην κατηγορία ανοικτού τύπου πρέπει να έχουν προσδιοριστεί οι παρακάτω παράγοντες:

Πρέπει αρχικά να προσδιοριστεί το επίπεδο των γνώσεων των μαθητών ώστε να είναι σίγουρο ότι κατέχουν το επίπεδο που είναι αναγκαίο για την κατανόηση και εφαρμογή της δραστηριότητας. Για παράδειγμα θα πρέπει οι μαθητές να έχουν τις βασικές γνώσεις και να μπορούν να δώσουν μια εξήγηση στο γιατί ένα διάλυμα άλλαξε χρώμα με την προσθήκη ενός υγρού. Θα πρέπει να ξέρουν ότι το υγρό που προστέθηκε είναι κάποιος δείκτης του οποίου η ιδιότητα είναι να αλλάζει το χρώμα στα διαλύματα οξέων και βάσης, διαφορετικά θα μείνει μόνο στην παρατήρηση του πειράματος και όχι στην κατανόηση του. Για τον λόγο αυτό, υπάρχει κάποια προετοιμασία για το εργαστήριο, κατά την οποία παρέχονται και τονίζονται οι βασικές και απαραίτητες γνώσεις θεωρίας αλλά και οι τεχνικές στους μαθητές και στη συνέχεια ο εκπαιδευτικός μπορεί να αποφασίσει αν είναι εφικτή η εφαρμογή της εργαστηριακής άσκησης.

Επίσης, από τον βαθμό που εμπλέκεται ο μαθητής στον σχεδιασμό και στη συνέχεια στην πραγματοποίηση της εργαστηριακής άσκησης μέσα από ασκήσεις διερευνητικού τύπου, παίζει σημαντικό ρόλο στον βαθμό ενδιαφέροντος που θα δείξει.

Τέλος, πολύ σημαντικός παράγοντας για την ύπαρξη μια επιτυχημένης εργαστηριακής άσκησης είναι να μπορούν οι μαθητές να συνειδητοποιήσουν τους σκοπούς αλλά και τους στόχους που θα επιτευχθούν από την υλοποίηση της (Βλάσση, 2008).

Διερευνητικές εργαστηριακές ασκήσεις κλειστού τύπου

Για τις διερευνητικές ασκήσεις κλειστού τύπου ή μέθοδος επίλυσης προβλημάτων, στο εργαστήριο της Χημείας ο ρόλος που έχει ο εκπαιδευτικός είναι ενεργός και παρουσιάζει στους μαθητές ένα πρόβλημα δίνοντας τους τα αναγκαία ερεθίσματα, καθώς επίσης τους επαναφέρει τις προηγούμενες γνώσεις οι οποίες είναι απαραίτητες ώστε να υλοποιηθεί και να ολοκληρωθεί η εργαστηριακή άσκηση, με στόχο την επιτυχή επίλυση του κάθε προβλήματος. Στη μέθοδο αυτή δίνεται στους μαθητές ένα πρόβλημα από το οποίο λείπουν αρκετές πληροφορίες, όπου ο μαθητής στη συνέχεια καλείται να προσδιορίσει εκ νέου την άσκηση και να βρει τον τρόπο ώστε να μπορέσει να αποκτήσει όσο πιο πολλές πληροφορίες μπορεί. Στο τέλος υλοποιείται το πείραμα που σκοπό θα έχει την επίλυση του προβλήματος.

Οι κλειστού τύπου εργαστηριακές ασκήσεις έχουν προκαθορισμένο αποτέλεσμα όμως τις περισσότερες φορές υπάρχουν διαφορετικές μέθοδοι για να φτάσουν οι μαθητές σε αυτό, ενώ είναι διατυπωμένες με απλό τρόπο ώστε να μην δυσκολεύονται σε άγνωστα κομμάτια της θεωρίας αν υπάρχουν και να μένουν επικεντρωμένοι στην μέθοδο επίλυσης των προβλημάτων. Ο σκοπός της μεθόδου είναι να μπορέσουν οι μαθητές από μόνοι τους να σκεφτούν πως να σχεδιάσουν την διαδικασία μέσα από την οποία θα οδηγηθούν βήμα προς βήμα στην επίλυση του προβλήματος γνωρίζοντας ακριβώς τι κάνουν και γιατί το κάνουν.

Η μέθοδος επίλυσης προβλημάτων είναι μια χρονοβόρα διαδικασία όπως και η διαδικασία διερεύνησης ανοικτού τύπου προβλημάτων. Σκοπός τους είναι να καλλιεργήσουν στους μαθητές ικανότητες οι οποίες θα είναι ανώτερου γνωστικού επιπέδου εφαρμόζοντας και αξιολογώντας τις διαδικασίες τις οποίες οι ίδιοι έχουν σχεδιάσει. Είναι μία μέθοδος με δυσκολίες στο να εφαρμοστεί μέσα στα σχολικά εργαστήρια, όμως μπορεί να επιφέρει πολύ θετικά αποτελέσματα.

Κεφάλαιο 4 Ο χημικός δεσμός στα σχολικά εγχειρίδια - Οι δυσκολίες και οι παρανοήσεις των μαθητών

4.1 Ο χημικός δεσμός στην εκπαίδευση

Υπάρχουν πολλοί τρόποι για να εξηγήσουμε τον χημικό δεσμό με σκοπό να κατανοηθεί καλύτερα από τους μαθητές. Συνήθως, χρησιμοποιούμε τον συμβολισμό Lewis, όπου αναπαριστούμε τα ηλεκτρόνια της εξωτερικής στοιβάδας των ατόμων ως κουκίδες. Αυτός ο τρόπος αναπαράστασης μας βοηθά να δούμε πώς συνδέονται τα άτομα μεταξύ τους σε συμβολικό επίπεδο. Είναι σημαντικό να δώσουμε έμφαση στην απλούστερη μορφή των ατόμων και των μορίων κατά την αρχική επαφή των μαθητών με τη χημεία.

Αφού κατανοήσουν αυτές τις αρχές, μπορούμε να εισάγουμε την έννοια του ιόντος. Σε απλούστερους όρους, μπορούμε να τους εξηγήσουμε ότι τα ιόντα είναι βασικές μονάδες που μπορούν να έχουν θετικό ή αρνητικό φορτίο. Αυτή η έννοια είναι πολύ σημαντική, καθώς μας βοηθά να κατανοήσουμε άλλα θέματα, όπως ο ιοντικός δεσμός και ο ομοιοπολικός δεσμός, καθώς και τον διαχωρισμό των ατόμων σε ηλεκτροθετικά και ηλεκτραρνητικά.

Επιπλέον, η χρήση του ηλεκτρικού χαρακτήρα αντί του χημικού δεσμού, όπου η έννοια είναι πιο αφηρημένη, μας βοηθά να χρησιμοποιήσουμε έννοιες που είναι πιο παρατηρήσιμες και, συνεπώς, πιο κατανοητές.

Επίσης, οι σύγχρονες κβαντομηχανικές θεωρίες δημιουργούν συχνά σύγχυση, ειδικά στους μαθητές, αλλά ακόμα και σε φοιτητές. Αυτό συμβαίνει διότι για να κατανοήσουμε τις έννοιες της κβαντικής χημείας, απαιτείται η χρήση μαθηματικών μεθόδων. Ωστόσο, υπάρχουν μέθοδοι διδασκαλίας που μπορούν να αποφύγουν ορισμένες από αυτές τις δύσκολες έννοιες, ιδίως στα πλαίσια της χημείας γενικής παιδείας στη δευτεροβάθμια εκπαίδευση.

Για παράδειγμα, το μοντέλο VSEPR αποτελεί αναγκαίο εργαλείο για τη διδασκαλία στη δευτεροβάθμια εκπαίδευση. Αντίστοιχα, το ηλεκτρονιακό μοντέλο, που επικεντρώνεται στην ηλεκτρονική πυκνότητα περισσότερο από ότι στα τροχιακά, μπορεί να αποδειχθεί επαρκές για την κατανόηση της χημείας στο πλαίσιο της γενικής παιδείας (Tsaparlis, 1997).

Σχετικά με τη διδασκαλία της οργανικής και της ανόργανης χημείας, μια προσέγγιση είναι να δίνεται προτεραιότητα στην οργανική χημεία πριν από την ανόργανη. Αυτό συμβαίνει διότι η οργανική χημεία θεωρείται συνήθως πιο απλή, καθώς περιλαμβάνει λιγότερα χημικά στοιχεία, και έτσι ο χημικός δεσμός στις οργανικές ενώσεις είναι σχετικώς απλός.

Για παράδειγμα, σκεφτείτε ότι ένα άτομο άνθρακα μπορεί να σχηματίσει τέσσερις δεσμούς, το άτομο του υδρογόνου σχηματίζει έναν δεσμό, του οξυγόνου δύο δεσμούς, ενώ ένα άτομο αζώτου σχηματίζει τρεις δεσμούς. Για να βοηθήσουμε τον μαθητή να κατανοήσει καλύτερα τα σχήματα που μπορούν να πάρουν οι χημικές δομές λόγω των διαφόρων χημικών δεσμών, μπορούμε να χρησιμοποιήσουμε μπαλόνια. Τα στρογγυλά μπορούν να αντιπροσωπεύουν τα άτομα, ενώ τα μακρόστενα μπορούν να

αναπαριστούν τους δεσμούς. Μέσω αυτής της προσέγγισης, μπορούμε να εξηγήσουμε πώς τα άτομα απωθούνται μεταξύ τους και δημιουργούν γεωμετρικές διατάξεις όπως γραμμικές, τριγωνικές ή τετραεδρικές (Johnstone, 2000).

Μια εναλλακτική προσέγγιση για ένα διδακτικό μοντέλο είναι να παρουσιάζουμε τις ηλεκτροστατικές αλληλεπιδράσεις ως την βάση για όλους τους χημικούς δεσμούς. Ο στόχος αυτής της προσέγγισης είναι να εισαγάγουμε τις ηλεκτροστατικές αλληλεπιδράσεις ως τη βασική έννοια που εξηγεί όλες τις διάφορες μορφές των χημικών δεσμών. Αυτό προτείνεται προτού οι μαθητές εξοικειωθούν με τον κανόνα της οκτάδας, καθώς αυτός ο κανόνας δεν ισχύει πάντα και μπορεί να δημιουργήσει σύγχυση (Joki & Aksela, 2018).

Αυτή η προσέγγιση επιτρέπει στους μαθητές να κατανοήσουν τον τρόπο σχηματισμού ενός χημικού δεσμού, την αρχή της ελάχιστης ενέργειας και την ηλεκτροστατική φύση των δεσμών, χωρίς να πρέπει να συνδέσουν απευθείας αυτές τις έννοιες μεταξύ τους (Taber, 2000).

4.1.1 Η Χημεία και ο Χημικός Δεσμός στο γυμνάσιο

Στο γυμνάσιο το μάθημα της Χημείας μπαίνει στο πρόγραμμα των μαθητών στη β' και γ' γυμνασίου και αφιερώνεται μόνο μία διδακτική ώρα την εβδομάδα. Σε αυτή τη μία ώρα είναι πάρα πολύ δύσκολο για τους εκπαιδευτικούς να μπορέσουν να διδάξουν σωστά και ολοκληρωμένα όλα τα κεφάλαια της ύλης. Στους πίνακες 9 και 10 παρουσιάζονται τα κεφάλαια και τα υποκεφάλαια που υπάρχουν στα σχολικά εγχειρίδια της β' και γ' γυμνασίου αντίστοιχα.

Πίνακας 9 Περιεχόμενα σχολικού εγχειρίδιου Χημείας β' γυμνασίου.

<p>Γενική ενότητα 1. Εισαγωγή στη Χημεία</p> <p>1.1 Τι είναι η Χημεία και γιατί τη μελετάμε</p> <p>1.2 Καταστάσεις των υλικών</p> <p>1.3 Φυσικές ιδιότητες των υλικών</p>
<p>Γενική ενότητα 2. Από το νερό στο άτομο – Από το μακρόκοσμο στο μικρόκοσμο</p> <p>2.1 Το νερό στη ζωή μας</p> <p>2.2 Το νερό ως διαλύτης – Μείγματα</p> <p>2.3 Περιεκτικότητα διαλύματος – Εκφράσεις περιεκτικότητας</p> <p>2.4 Ρύπανση του νερού</p> <p>2.5 Διαχωρισμό μειγμάτων</p> <p>2.6 Διάσπαση του νερού – Χημικές ενώσεις και χημικά στοιχεία</p> <p>2.7 Χημική αντίδραση</p> <p>2.8 Άτομα και μόρια</p> <p>2.9 Υποατομικά σωματίδια – Ιόντα</p> <p>2.10 Σύμβολα χημικών στοιχείων και χημικών ενώσεων</p> <p>2.11 Χημική εξίσωση</p>
<p>Γενική ενότητα 3. Ατμοσφαιρικός αέρας</p> <p>3.1 Σύσταση ατμοσφαιρικού αέρα</p> <p>3.2 Οξυγόνο</p> <p>3.3 Διοξείδιο του άνθρακα</p> <p>3.4 Η ρύπανση του αέρα</p>
<p>Γενική ενότητα 4. Έδαφος</p> <p>4.1 Το έδαφος και το υπέδαφος</p> <p>4.2 Ρύπανση του εδάφους</p>

Παρατηρώντας τα περιεχόμενα του σχολικού εγχειρίδιου της χημείας της β' γυμνασίου από τους Σ. Αβραμιώτης, Β. Αγγελόπουλος, Γ. Καπελώνης, Π. Σινιγάλιας, Δ. Σπαντίδης, Α. Τρικαλίτη, Γ. Φίλος, βλέπουμε ότι δεν γίνεται αναφορά για τον χημικό δεσμό. Όμως οι μαθητές και οι μαθήτριες της β' γυμνασίου ξεκινάνε να μαθαίνουν και να εξοικειώνονται με έννοιες οι οποίες είναι πολύ βασικές και αναγκαίες για την κατανόηση του χημικού δεσμού που θα διδαχθούν στις μετέπειτα τάξεις, όπως για παράδειγμα το τι είναι χημικά στοιχεία, τα σύμβολα τους, οι χημικές ενώσεις, κ.α.

Πίνακας 10 Περιεχόμενα σχολικού εγχειρίδιου χημεία γ' γυμνασίου.

1η Ενότητα: Οξέα – Βάσεις – Άλατα
1. Τα οξέα
2. Οι βάσεις
3. Εξουδετέρωση
4. Τα άλατα
5. Εφαρμογές των οξέων, βάσεων και αλάτων στην καθημερινή ζωή
2^η Ενότητα: Ταξινόμηση των στοιχείων – Στοιχεία με ιδιαίτερο ενδιαφέρον
1. Ο περιοδικός πίνακας
2. Τα αλκάλια
3. Μερικές ιδιότητες και χρήσεις των μετάλλων
4. Ο άνθρακας
5. Το πυρίτιο
6. Τα αλογόνα
3^η Ενότητα: Η Χημεία του άνθρακα
1. Οι υδρογονάνθρακες
2. Πετρέλαιο – Φυσικό αέριο – Πετροχημικά
3. Η αιθανόλη
4. Υδατάνθρακες – Πρωτεΐνες – Λίπη

Όπως μπορούμε να παρατηρήσουμε από τον πίνακα 10, ούτε στη χημεία της γ' γυμνασίου διδάσκεται ξεκάθαρα ο χημικός δεσμός, παρά μόνο κάποιες έννοιες οι οποίες είναι αναγκαίες να τις έχουν κατανοήσει οι μαθητές πριν διδαχθούν τον χημικό δεσμό όπως είναι για παράδειγμα ο περιοδικός πίνακας, ή άλλες που σχετίζονται με αυτόν, όπως τα άλατα.

4.1.2 Η Χημεία και ο Χημικός Δεσμός στο λύκειο

Στις τάξεις του λυκείου το μάθημα της χημείας υπάρχει στο πρόγραμμα των μαθητών στην α' και β' λυκείου ως μάθημα γενικής παιδείας για δύο ώρες την εβδομάδα (η χημεία ως μάθημα προσανατολισμού στη β' λυκείου έχει καταργηθεί), ενώ στην γ' λυκείου διδάσκεται ως μάθημα προσανατολισμού για έξι ώρες την εβδομάδα για τις ομάδες των θετικών σπουδών και της υγείας.

Για τα επαγγελματικά λύκεια η χημεία διδάσκεται για μία ώρα την εβδομάδα με τα ίδια σχολικά εγχειρίδια. Λόγω των λιγότερων διδακτικών ωρών διαφοροποιείται η διδακτέα ύλη σε κάθε τάξη, ενώ στη β' λυκείου η ύλη είναι πολύ μικρότερη και τμήμα αυτής διδάσκεται στη γ' λυκείου, μόλις τελειώσει το σχολικό εγχειρίδιο της β' λυκείου ξεκινάνε ένα δεύτερο εγχειρίδιο το οποίο έχει τίτλο: «Χημεία και ζωντανό οργανισμό». Στους πίνακες 11, 12, 13 και 14 παρουσιάζονται τα περιεχόμενα των σχολικών εγχειρίδιων του λυκείου ανά τάξη.

Πίνακας 11 Περιεχόμενα σχολικού εγχειρίδιου χημεία α' λυκείου.

<p>1 ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ</p> <p>1.1 Με τι ασχολείται η χημεία</p> <p>1.2 Γνωρίσματα της ύλης (μάζα, όγκος, πυκνότητα). Μετρήσεις και μονάδες</p> <p>1.3 Δομικά σωματίδια της ύλης – Δομή ατόμου – Ατομικός αριθμός – Μαζικός αριθμός – Ισότοπα</p> <p>1.4 Καταστάσεις της ύλης – Ιδιότητες της ύλης – Φυσικά και Χημικά φαινόμενα</p> <p>1.5 Ταξινόμηση της ύλης – Διαλύματα – Περιεκτικότητες διαλυμάτων – Διαλυτότητα</p>
<p>2 ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΣ ΠΙΝΑΚΑΣ – ΔΕΣΜΟΙ</p> <p>2.1 Ηλεκτρονιακή δομή των ατόμων</p> <p>2.2 Κατάταξη των στοιχείων (Περιοδικός Πίνακας). Χρησιμότητα του περιοδικού πίνακα</p> <p>2.3 Γενικά για το χημικό δεσμό – Παράγοντες που καθορίζουν τη χημική συμπεριφορά του ατόμου. Είδη χημικών δεσμών (ιοντικός – ομοιοπολικός)</p> <p>2.4 Η γλώσσα της χημείας – Αριθμός οξειδωσης – Γραφή χημικών τύπων και εισαγωγή στην ονοματολογία των ενώσεων</p>
<p>3 ΟΞΕΑ – ΒΑΣΕΙΣ – ΑΛΑΤΑ – ΟΞΕΙΔΙΑ</p> <p>3.1 Θεωρία ηλεκτρολυτικής διάστασης</p> <p>3.2 Οξέα και βάσεις</p> <p>3.3 Οξείδια</p> <p>3.4 Άλατα</p> <p>3.5 Χημικές αντιδράσεις</p> <p>3.6 Οξέα, βάσεις, οξείδια, άλατα, εξουδετέρωση και καθημερινή ζωή</p>
<p>4 ΣΤΟΙΧΕΙΟΜΕΤΡΙΑ</p> <p>4.1 Βασικές έννοιες για τους χημικούς υπολογισμούς: σχετική ατομική μάζα, σχετική μοριακή μάζα, mol, αριθμός Avogadro, γραμμομοριακός όγκος</p> <p>4.2 Καταστατική εξίσωση των αερίων</p> <p>4.3 Συγκέντρωση διαλύματος – Αραίωση, ανάμειξη διαλυμάτων</p> <p>4.4 Στοιχειομετρικοί υπολογισμοί</p>
<p>5 ΠΥΡΗΝΙΚΗ ΕΝΕΡΓΕΙΑ</p> <p>5.1 Ραδιενεργός διάσπαση – Χρόνος υποδιπλασιασμού – Συνέπειες ραδιενέργειας για τον άνθρωπο – Πηγές ραδιενέργειας</p> <p>5.2 Μερικές εφαρμογές ραδιοϊσοτόπων</p> <p>5.3 Μεταστοιχειώσεις – Σχάση – Σύντηξη</p>

Όπως μπορούμε να παρατηρήσουμε από τον Πίνακα 11, στο σχολικό εγχειρίδιο της α' λυκείου των Λιοδάκης Σ., Γάκης Δ., Θεοδωρόπουλος Δ., Θεοδωρόπουλος Π., Κάλλης Α., ο χημικός δεσμός διδάσκεται στο δεύτερο κεφάλαιο και συγκεκριμένα στο υποκεφάλαιο 2.3, στο οποίο γίνεται μια αναλυτική παρουσίαση στον ιοντικό και στον ομοιοπολικό δεσμό. Στο συγκεκριμένο κεφάλαιο αναφέρονται και οι έννοιες των ηλεκτρονίων σθένους, της ατομικής ακτίνας, της ηλεκτραρνητικότητας, της ηλεκτροθετικότητας, καθώς και του κανόνα της οκτάδα, οι οποίες είναι πολύ σημαντικές για την κατανόηση του χημικού δεσμού. Στο κεφάλαιο 2 και γενικά στην χημεία της α' λυκείου δεν αναφέρονται πουθενά όπως η θεωρία δεσμού – σθένους και των μοριακών τροχιακών, ενώ να αναφέρουμε ότι το κεφάλαιο 5 δεν διδάσκεται.

Παρά τις διαφορές στην διδακτέα ύλη στα επαγγελματικά λύκεια (λόγω και των λιγότερων διδακτικών ωρών του μαθήματος στο ωρολόγιο πρόγραμμα τους), ο χημικός δεσμός διδάσκεται κανονικά.

Πίνακας 12 Περιεχόμενα σχολικού εγχειρίδιου χημείας β' λυκείου.

<p>ΓΕΝΙΚΟ ΜΕΡΟΣ ΟΡΓΑΝΙΚΗΣ ΧΗΜΕΙΑΣ</p> <p>1.1 Εισαγωγή στην οργανική χημεία 1.2 Ταξινόμηση οργανικών ενώσεων – Ομόλογες σειρές 1.3 Ονοματολογία άκυκλων οργανικών ενώσεων 1.4 Ισομέρεια 1.5 Ανάλυση των οργανικών ενώσεων</p>
<p>Πετρέλαιο – Υδρογονάνθρακες</p> <p>2.1 Πετρέλαιο – Προϊόντα πετρελαίου. Βενζίνη. Καύση – Καύσιμα 2.2 Νάφθα – Πετροχημικά 2.3 Αλκάνια – Μεθάνιο, φυσικό αέριο, βιοαέριο 2.4 Καυσαέρια- Καταλύτες αυτοκινήτων 2.5 Αλκένια – Αιθένιο ή αιθυλένιο 2.6 Αλκίνια – Αιθίνιο ή ακετυλένιο 2.7 Αρωματικές ενώσεις – Βενζόλιο 2.8 Ατμοσφαιρική ρύπανση – Φαινόμενο θερμοκηπίου – Τρύπα όζοντος</p>
<p>3 Αλκοόλες – Φαινόλες</p> <p>3.1 Αλκοόλες 3.2 Κορεσμένες μονοσθενείς αλκοόλες – Αιθανόλη 3.3 Φαινόλες</p>
<p>4 Καρβοξυλικά Οξέα</p> <p>4.1 Κορεσμένα μονοκαρβονικά οξέα – Αιθανικό οξύ 4.2 Γαλακτικό οξύ ή 2- υδροξυπροπανικό οξύ 4.3 Βενζοϊκό οξύ</p>
<p>5 Βιομόρια και άλλα μόρια</p> <p>5.1 Υδατάνθρακες 5.2 Λίπη και έλαια 5.3 Πρωτεΐνες 5.4 Πολυμερή – πλαστικά 5.5 Υφάνσιμες ύλες</p>

Ο πίνακας 12 μας δείχνει τα κεφάλαια του σχολικού εγχειρίδιου της χημείας γενικής παιδείας της β' λυκείου από τους Λιοδάκης Σ., Γάκης Δ., Θεοδωρόπουλος Δ., Θεοδωρόπουλος Π., Κάλλης Α., όπου οι μαθητές διδάσκονται οργανική χημεία. Σε αυτή την τάξη του λυκείου η επαφή με τον χημικό δεσμό γίνεται κυρίως μέσω του ενδομοριακού δεσμού και διδάσκονται τις ακόρεστες και τις κορεσμένες ενώσεις, καθώς επίσης και τους απλούς, διπλούς και τριπλούς ομοιοπολικούς δεσμούς και τον αριθμό και το είδος των δεσμών που μπορούν να σχηματίσουν διάφορα άτομα χημικών στοιχείων (υδρογόνο, οξυγόνο, άνθρακας και άζωτο).

Στα επαγγελματικά λύκεια το σχολικό εγχειρίδιο που διδάσκονται οι μαθητές είναι το ίδιο με των γενικών λυκείων, όμως η ύλη τους έχει διαφοροποιηθεί και είναι πολύ μικρότερη λόγω των λιγότερων διδακτικών ωρών (1 ώρα) που έχουν στο ωρολόγιο πρόγραμμά τους.

Πίνακας 13 Περιεχόμενα σχολικού εγχειρίδιου χημείας γ' λυκείου.

ΤΕΥΧΟΣ Α'
1. ΔΙΑΜΟΡΙΑΚΕΣ ΔΥΝΑΜΕΙΣ – ΚΑΤΑΣΤΑΣΕΙΣ ΤΗΣ ΥΛΗΣ – ΠΡΟΣΘΕΤΙΚΕΣ ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ
1.1 Διαμοριακές δυνάμεις – Μεταβολές φυσικών καταστάσεων – Νόμος μερικών πιέσεων
1.2 Προσθετικές ιδιότητες διαλυμάτων
ΤΕΥΧΟΣ Β'
1. ΟΞΕΙΔΩΑΝΑΓΩΓΗ – ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΣΗ
1.1 Αριθμός οξειδωσης. Οξειδωση – Αναγωγή
1.2 Κυριότερα οξειδωτικά σώματα – αναγωγικά σώματα. Αντιδράσεις οξειδοαναγωγής
1.3 Ηλεκτροχημεία. Αγωγοί ρεύματος. Ηλεκτρόλυση – Μηχανισμός – Εφαρμογές
1.4 Νόμος ηλεκτρόλυσης. Νόμοι Faraday – Υπολογισμοί
2. ΘΕΡΜΟΧΗΜΕΙΑ
2.1 Μεταβολή ενέργειας κατά τις χημικές μεταβολές, Ενδόθερμες – Εξώθερμες αντιδράσεις – Θερμότητα αντίδρασης ενθαλπία
2.2 Θερμιδομετρία – Νόμοι θερμοχημείας
3. ΧΗΜΙΚΗ ΚΙΝΗΤΙΚΗ
3.1 Γενικά για τη χημική κινητική και τη χημική αντίδραση – Ταχύτητα αντίδρασης
3.2 Παράγοντες που επηρεάζουν την ταχύτητα αντίδρασης. Καταλύτες
3.3 Νόμος ταχύτητας – Μηχανισμός αντίδρασης
3.4 Ένα πείραμα χημικής κινητικής μελέτης
4. ΧΗΜΙΚΗ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ
4.1 Έννοια χημικής ισορροπίας – Απόδοση αντίδρασης
4.2 Παράγοντες που επηρεάζουν τη θέση χημικής ισορροπίας – Αρχή Le Chatelier
4.3 Σταθερά χημικής ισορροπίας: K_c – K_p
5. ΟΞΕΑ – ΒΑΣΕΙΣ ΚΑΙ ΙΟΝΤΙΚΗ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ
5.1 Οξέα – Βάσεις
5.2 Ιοντισμός οξέων – Βάσεων
5.3 Ιοντισμός οξέων – βάσεων και νερού – pH
5.4 Επίδραση κοινού ιόντος
5.5 Ρυθμιστικά διαλύματα
5.6 Δείκτες – ογκομέτρηση
5.7 Γινόμενο διαλυτότητας
6. ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΑΚΗ ΔΟΜΗ ΤΩΝ ΑΤΟΜΩΝ ΚΑΙ ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΣ ΠΙΝΑΚΑΣ
6.1 Τροχιακό – Κβαντικοί αριθμοί
6.2 Αρχές δόμησης πολυηλεκτρονικών ατόμων
6.3 Δομή περιοδικού πίνακα (τομείς s, p, d, f) – Στοιχεία μετάπτωσης
6.4 Μεταβολή ορισμένων περιοδικών ιδιοτήτων
6.5 Ηλεκτρονιακοί τύποι – Σχήματα μορίων
7. ΟΡΓΑΝΙΚΗ ΧΗΜΕΙΑ
7.1 Δομή οργανικών ενώσεων – Διπλός και τριπλός δεσμός – Επαγωγικό φαινόμενο
7.2 Στερεοϊσομέρεια (εναντιομέρεια και διαστερομερία)
7.3 Κατηγορίες οργανικών αντιδράσεων και μερικοί μηχανισμοί οργανικών αντιδράσεων
7.4 Οργανικές συνθέσεις - Διακρίσεις

Στη γ' λυκείου το σχολικό εγχειρίδιο της χημείας από τους Λιοδάκης Σ., Γάκης Δ., Θεοδωρόπουλος Δ., Θεοδωρόπουλος Π., Κάλλης Α. χωρίζεται σε δύο τεύχη. Στο α' τεύχος διδάσκονται οι διαμοριακοί χημικοί δεσμοί, όπως είναι ο δεσμός Υδρογόνου και οι δεσμοί Van der Waals, ενώ στο β' τεύχος ο χημικός δεσμός αναφέρεται στα κεφάλαια 6 και 7, στα οποία οι μαθητές διδάσκονται τον δοτικό ή ημιπολικό δεσμό, τον κανόνα της οκτάδας, θεωρία VSEPR κ.α (κεφάλαιο 6), καθώς επίσης μαθαίνουν

την θεωρία δεσμού σθένους, την έννοια του υβριδισμού κ.α (κεφάλαιο 7), πολλά από τα οποία τα διδάσκονται για πρώτη φορά.

Πίνακας 14 Περιεχόμενα σχολικού εγχειρίδιου χημείας Γενικής Παιδείας σε επαγγελματικά λύκεια.

1. ΕΙΣΑΓΩΓΗ 1.1 Ανάπτυξη και θεμελίωση της επιστήμης της Βιοχημείας 1.2 Ο ρόλος της Βιοχημείας στη ζωή μας
2. ΧΗΜΙΚΗ ΣΥΣΤΑΣΗ ΤΟΥ ΚΥΤΤΑΡΟΥ 2.1 Μοριακή οργάνωση των κυττάρων 2.2 Το νερό και η σημασία του 2.3 Μακρομόρια και άλλα βιομόρια
3. ΜΕΤΑΒΟΛΙΣΜΟΣ – ΒΙΟΧΗΜΙΚΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ 3.1 Γενικά χαρακτηριστικά του μεταβολισμού 3.2 Γενικά χαρακτηριστικά των βιοχημικών αντιδράσεων 3.3 Ένζυμα – Οι βιολογικοί καταλύτες

Στον πίνακα 14 παρουσιάζονται τα περιεχόμενα του σχολικού εγχειρίδιου «Χημεία και ζωντανό οργανισμό» από τους Γράψα και Πάγκαλο, το οποίο διδάσκονται οι μαθητές αφού τελειώσουν την ύλη από το βιβλίο της χημείας γενικής παιδείας της β' λυκείου. Μπορούμε να παρατηρήσουμε ότι μέσα σε αυτό το μικρό αλλά καλογραμμμένο και ευκατανόητο εγχειρίδιο υπάρχουν πολλές έννοιες οι οποίες αφορούν τον χημικό δεσμό, όπως είναι η μεγαλύτερη ηλεκτραρνητικότητα του οξυγόνου σε σχέση με το υδρογόνο, ο δεσμός υδρογόνου ανάμεσα σε μόρια νερού, ο ομοιοπολικός και ο ιοντικός δεσμός κ.α.

4.2 Οι παρανοήσεις των μαθητών

Η κατανόηση της έννοιας του χημικού δεσμού αποτελεί θεμελιώδη πτυχή της χημείας και είναι αναγκαία για την ανάλυση πολλών άλλων θεμάτων στον χημικό τομέα. Παρ' ότι είναι μια βασική έννοια, η κατανόησή της μπορεί να αποτελεί πρόκληση τόσο για τους μαθητές όσο και για τους εκπαιδευτικούς. Η πολυπλοκότητα και η αφηρημένη φύση της εννοούμενης έννοιας την καθιστούν δύσκολη στην κατανόηση και έχουν συχνά συνδεθεί με παρανοήσεις και δυσκολίες στη μάθηση..

Οι εκπαιδευτικοί στην προσπάθειά τους να κάνουν πιο κατανοητές έννοιες και ορισμούς στους μαθητές, ειδικότερα σε μικρότερες τάξεις, προσπαθούν να απλοποιήσουν πολύ την διδασκαλία τους και αυτό έχει ως αποτέλεσμα να δημιουργούνται στους μαθητές κάποιες εναλλακτικές ιδέες και απόψεις οι οποίες οδηγούν στις παρανοήσεις. Αυτές οι παρανοήσεις συνήθως είναι πολύ ανθεκτικές και δύσκολα μπορούν να αντικατασταθούν.

Όταν οι μαθητές μαθαίνουν μια έννοια ή έναν ορισμό, συχνά αποδίδουν τις επιστημονικές λέξεις με τρόπο που ταιριάζει στην κατανόησή τους. Οι παρανοήσεις προκύπτουν όταν υπάρχει διαφορά μεταξύ της αντίληψης των μαθητών και των ειδικών στον τομέα.

Με άλλα λόγια, παρανόηση αναφέρεται στη λανθασμένη ερμηνεία των μαθητών, η οποία συνήθως είναι αρκετά ανθεκτική στη διόρθωση.

Οι παρανοήσεις χωρίζονται συνήθως σε πέντε κατηγορίες:

- 1) Προπαρασκευασμένες ιδέες, που απορρέουν από τις καθημερινές εμπειρίες των μαθητών.
- 2) Μη επιστημονικές απόψεις που προέρχονται από θρησκευτικές διδασκαλίες.
- 3) Εννοιολογικές παρανοήσεις, που βασίζονται σε προηγούμενες γνώσεις των μαθητών ή σε προσωπικές τους παρατηρήσεις, οι οποίες είναι αντίθετες με την επιστημονική εξήγηση.
- 4) Παρανοήσεις που προκύπτουν από την καθημερινή γλώσσα, όπου μια λέξη έχει διαφορετική σημασία στην καθημερινή ζωή και στην επιστημονική χρήση.
- 5) Αληθινές παρανοήσεις, που προκύπτουν συνήθως από λάθη αντίληψης σε νεότερες ηλικίες και εξακολουθούν να υπάρχουν, καθιστώντας δύσκολη την αντικατάστασή τους με το σωστό.

4.2.1 Ρόλος του σχολικού εγχειρίδιου στις παρανοήσεις των μαθητών. Νοητικά άλματα στο σχολικό εγχειρίδιο της χημείας α' λυκείου

Όπως είδαμε, ο χημικός δεσμός πρώτη φορά διδάσκεται στους μαθητές της α' λυκείου, ενώ σε προηγούμενες τάξεις έχουν αναφερθεί έννοιες που βοηθούν στην καλύτερη κατανόηση του.

Αν πιάσουμε και μελετήσουμε το σχολικό εγχειρίδιο της χημείας στην α' λυκείου θα δούμε ότι η θεωρία για τον χημικό δεσμό είναι αρκετά αναλυτική και εύκολη στην κατανόηση, αλλά σε κάποιες περιπτώσεις παραλείπονται λεπτομέρειες οι οποίες είναι σημαντικές για την σωστή κατανόηση του από τους μαθητές, οι οποίοι καλούνται για πρώτη φορά να καταλάβουν την έννοια αυτή.

Ένα τέτοιο παράδειγμα νοητικού άλματος μπορούμε να το εντοπίσουμε στο κεφάλαιο 2 που εκεί αναφέρονται οι χημικοί δεσμοί και πιο συγκεκριμένα στο υποκεφάλαιο 2.1 που γίνεται κάποια «προετοιμασία» πριν την εισαγωγή στην έννοια του χημικού δεσμού. Στην ενότητα **Κατανομή ηλεκτρονίων σε στιβάδες** που παρουσιάζονται οι κανόνες της ηλεκτρονιακής κατανομής, στον 3^ο κανόνα αναφέρεται ότι «*Η προτελευταία στιβάδα δεν μπορεί να περιέχει περισσότερα από 18 ηλεκτρόνια, αλλά ούτε και λιγότερα από 8*», αφήνοντας το περιθώριο στους μαθητές να πιστέψουν ότι η προτελευταία στιβάδα μπορεί να πάρει κάποιον ενδιάμεσο αριθμό ηλεκτρονίων, ενώ δεν αναφέρεται ξεκάθαρα το πότε θα πρέπει να βάλουν 8 ηλεκτρόνια και πότε 18 (για την α' λυκείου).

Επίσης, γίνεται αναλυτική περιγραφή και δίνονται παραδείγματα του πως πραγματοποιείται η κατανομή των ηλεκτρονίων για τα πρώτα 20 χημικά στοιχεία με ατομικούς αριθμούς από 1-20, που καταλαμβάνουν τις πρώτες 4 στιβάδες για τις οποίες ισχύει και ο κανόνας $2n^2$, αλλά δεν υπάρχει σε κανένα σημείο παράδειγμα για χημικό στοιχείο με ατομικό αριθμό μεγαλύτερο από το 20.

Μία ακόμα παράλειψη του σχολικού εγχειρίδιου που προκαλεί κάποια μικρή σύγχυση στους μαθητές, είναι ότι στο υποκεφάλαιο 2.3 που παρουσιάζονται ο ιοντικός και ο ομοιοπολικός δεσμός, αναφέρει ότι τα χημικά στοιχεία που βρίσκονται στις ομάδες ΙΑ, ΙΑ και ΙΙΑ μπορούν να αποβάλλουν ευκολότερα τα ηλεκτρόνια σθένους τους κατά το σχηματισμό χημικού δεσμού, ενώ τα στοιχεία των ομάδων VΑ, VΙΑ και VΙΙΑ μπορούν πιο εύκολα να προσλάβουν ηλεκτρόνια. Τι γίνεται όμως με τα χημικά στοιχεία της ομάδας ΙVΑ; Δεν διευκρινίζεται στους μαθητές τι θα συμβεί αν συναντήσουν κάποιο χημικό στοιχείο της ΙVΑ ομάδας όπως είναι ο άνθρακας C.

Τέλος, στον πίνακα 2.2 του υποκεφάλαιου 2.3, το υδρογόνο είναι το πρώτο χημικό στοιχείο στην ομάδα ΙΑ, τα στοιχεία της οποίας ονομάζονται αλκάλια και είναι μέταλλα. Το υδρογόνο όμως δεν είναι ούτε μέταλλο, ανήκει στα αμέταλλα και κατεπέκταση δεν είναι ούτε αλκάλιο, ούτε ηλεκτροθετικό στοιχείο. Το υδρογόνο στην ένωση του με κάποιο μέταλλο προσλαμβάνει ηλεκτρόνιο και συμπληρώνει την εξωτερική του στιβάδα (K) με 2 ηλεκτρόνια σθένους. Στην περίπτωση που σχηματίζει δεσμό με κάποιο αμέταλλο, μοιράζεται το μονήρες ηλεκτρόνιο του και σχηματίζεται ένας απλός ομοιοπολικός δεσμός. Αν ο δεσμός είναι πολικός, επειδή το υδρογόνο είναι το λιγότερο ηλεκτραρνητικό στοιχείο, το άλλο αμέταλλο τραβάει προς το μέρος του το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων με αποτέλεσμα το υδρογόνο να αποκτά φαινομενικό φορτίο αρνητικό (-1).

4.2.2 Προτάσεις για διόρθωση στη διδασκαλία του χημικού δεσμού

Όπως αναφέρθηκε και παραπάνω, το σχολικό εγχειρίδιο της χημείας της α' λυκείου είναι απλά γραμμένο και προσαρμοσμένο στις ανάγκες των μαθητών που έρχονται για πρώτη φορά σε επαφή με έννοιες όπως αυτή του χημικού δεσμού. Για να εκπληρώσει ακόμα καλύτερα το σκοπό του όμως πρέπει να γίνουν μικρές αλλά βασικές προσθήκες με βάση τα νοητικά άλματα και παραλείψεις που αναφέρθηκαν στο 4.2.1, ώστε να μην αφήνεται περιθώριο να δημιουργούνται παρανοήσεις στους μαθητές.

Πέρα από τη διόρθωση και τις προσθήκες στα σχολικά εγχειρίδια, μαζί με την διδασκαλία της θεωρίας και των ασκήσεων στο μάθημα της χημείας, πρέπει ο μαθητής να δει όλα αυτά που διδάσκεται με λόγια να γίνονται πράξη. Με την οπτικοποίηση της θεωρίας ο μαθητής θα μπορέσει να κατανοήσει καλύτερα τις μέχρι τώρα αόριστες έννοιες.

Πιο συγκεκριμένα, για παράδειγμα για την παρουσίαση του ομοιοπολικού χημικού δεσμού τον οποίο οι μαθητές θεωρούν και πιο δύσκολο στην κατανόηση λόγω των περισσότερων εννοιών που έχουν να μάθουν, ο εκπαιδευτικός το πιο απλό που μπορεί να κάνει, ειδικά όταν δεν υπάρχουν εργαστηριακοί χώροι στα σχολεία, είναι να χρησιμοποιήσει μπαλόνια (ή αν υπάρχει η δυνατότητα μοριακά κит) σε διαφορετικά χρώματα και διαφορετικά μεγέθη τα οποία θα συμβολίζουν τα διάφορα άτομα των χημικών στοιχείων και καλαμάκια τα οποία θα ενώνουν τα μπαλόνια και θα αντιπροσωπεύουν το είδος του δεσμού. Με αυτό τον τρόπο ο μαθητής θα μπορέσει να καταλάβει ότι τα άτομα των χημικών στοιχείων έχουν διαφορετικό μέγεθος και συνδέονται μεταξύ τους με διαφορετικό είδος ομοιοπολικού δεσμού (απλό, διπλό, τριπλό, τετραπλό).

Γενικά θα πρέπει ο μαθητής να μπορέσει να πραγματοποιήσει πειραματικές ασκήσεις μέσω των οποίων θα προσπαθήσει να ανακαλύψει μόνος του την λύση σε προβλήματα

και να κατανοήσει το πως προκύπτουν τα αποτελέσματα και όχι να αποστηθίσει κομμάτια θεωρίας χωρίς να γνωρίζει πως αυτά εφαρμόζονται. Με τον τρόπο αυτό θα μπορέσει να αναπτύξει την κριτική του σκέψη, να δουλέψει ως ένας μικρός επιστήμονας και υπάρχον αρκετές πιθανότητες να δείξει πολύ μεγαλύτερο ενδιαφέρον για το μάθημα σε σχέση με την ανάγνωση και την αποστήθιση θεωρητικών εννοιών.

Κάτι επίσης πολύ σημαντικό είναι να μπορέσει ο εκπαιδευτικός να εξηγήσει στους μαθητές πως επηρεάζουν την καθημερινή ζωή του έννοιες όπως είναι ο χημικός δεσμός. Με απλά παραδείγματα θα καταλάβει την χρησιμότητα του στον κόσμο και στην ζωή και πως αυτός επηρεάζει τα πράγματα γύρω μας. Για παράδειγμα, πως επηρεάζει ο χημικός δεσμός τα υλικά; η απάντηση σε αυτή την ερώτηση είναι ότι ο χημικός δεσμός επιτρέπει την κατασκευή υλικών τα παρουσιάζουν διαφορετικές χημικές ιδιότητες. Δηλαδή, διαφορετικοί τύποι δεσμών φτιάχνουν υλικά τα οποία παρουσιάζουν διαφορετική σκληρότητα, ελαστικότητα και αγωγιμότητα. Επίσης, ο χημικός δεσμός παίζει σημαντικό ρόλο στα φάρμακα. Η κατανόηση των χημικών δεσμών βοηθά τους φαρμακοποιούς να σχεδιάσουν νέα φάρμακα τα οποία μπορούν να δράσουν στον οργανισμό με «επιλεκτικό» τρόπο. Ακόμα, οι χημικοί δεσμοί επηρεάζουν τα χαρακτηριστικά των τροφίμων, όπως την γεύση και την υφή τους. Ένα τελευταίο παράδειγμα που μπορούμε να δώσουμε είναι το πως επηρεάζει ο χημικός δεσμός χημικές αντιδράσεις όπως είναι η καύση καυσίμων. Κατά την διάρκεια της καύσης, οι χημικοί δεσμοί των καυσίμων σπάνε και σχηματίζονται νέοι στα προϊόντα καύσης. Αυτή η αλλαγή στην ενέργεια δεσμού απελευθερώνει θερμότητα και ενέργεια που θερμαίνει το περιβάλλον, δημιουργώντας την αναγκαία ενέργεια για τη λειτουργία αυτοκινήτων, αεροσκαφών κλπ. Έτσι κατανοώντας τον ρόλο των χημικών δεσμών στην καύση καυσίμων, οι μηχανικοί και οι χημικοί μπορούν να βελτιστοποιήσουν την απόδοση των καυσίμων και την εκπομπή αέριων καυσαερίων, προσπαθώντας να εξασφαλίσουν πιο αποδοτικές και καθαρότερες καύσεις.

Σε ότι αφορά τη διδασκαλία της θεωρίας του χημικού δεσμού θα μπορούσαν να εφαρμοστούν κάποιες διδακτικές προτάσεις οι οποίες προτείνονται από ερευνητές με στόχο την καλύτερη και πιο εύκολη κατανόηση του. Πιο συγκεκριμένα, η χρήση του κανόνα της οκτάδας θα πρέπει να περιοριστεί και να λειτουργεί ως μέθοδος που θα επαληθεύει την σταθερότητα του κάθε δεσμού και ταυτόχρονα θα τονίζεται ότι σε αυτόν τον κανόνα υπάρχουν και εξαιρέσεις (περιπτώσεις που ένα άτομο αποκτά παραπάνω από οκτώ ηλεκτρόνια ή λιγότερα κατά τον σχηματισμό του χημικού δεσμού). Επίσης πολύ σημαντικό είναι να μπορέσει ο εκπαιδευτικός μέσα από τη διδασκαλία του να κάνει τους μαθητές να αντιμετωπίσουν τον ομοιοπολικό και τον ιοντικό δεσμό ως ένα συνεχές δεσμών και όχι ως δύο διαφορετικές περιπτώσεις. Αυτό μπορεί να επιτευχθεί αν ξεκινήσει με την διδασκαλία πρώτα των ομοιοπολικών δεσμών και πιο συγκεκριμένα, των μη πολικών ομοιοπολικών δεσμών, να συνεχίσει με τον πολικό ομοιοπολικό δεσμό και στο τέλος να γίνει η παρουσίαση του ιοντικού δεσμού. Αυτή η σειρά διδασκαλίας, πέρα από την οπτική της συνέχειας που αντιλαμβάνονται πιο εύκολα οι μαθητές ότι υπάρχει, βοηθάει επίσης στον περιορισμό των δυσκολιών και των παρανοήσεων για την έννοια του χημικού δεσμού.

Κεφάλαιο 5 Η διδασκαλία του Χημικού Δεσμού

5.1 Διδακτικό υλικό για την χημεία α' λυκείου για τον χημικό δεσμό – Σενάριο διδασκαλίας

Στο κεφάλαιο αυτό θα περιγράψουμε αναλυτικά ένα σενάριο διδασκαλίας 6 ωρών για τον χημικό δεσμό όπως αυτός πρέπει να παρουσιαστεί στην α' λυκείου με βάση τις διδακτικές ώρες που μπορούν να αφιερωθούν για την διδασκαλία του.

Στόχοι του μαθήματος:

1. Να κατανοήσουν οι μαθητές την έννοια των δυνάμεων με τις οποίες συγκρατούνται μεταξύ τους τα άτομα των χημικών στοιχείων.
2. Να εξοικειωθούν με έννοιες χρήσιμες για την κατανόηση του χημικού δεσμού.
3. Να γνωρίσουν του δύο βασικούς τύπους χημικού δεσμού: τον ομοιοπολικό (ή μοριακό) δεσμό και τον ιοντικό (ή ετεροπολικό) δεσμό.
4. Να αντιληφθούν την σχέση μεταξύ των δομών και των ιδιοτήτων των χημικών ουσιών.
5. Να πραγματοποιήσουν απλά πειράματα για την καλύτερη κατανόηση των χημικών δεσμών.

1^η ώρα Ηλεκτρικές δυνάμεις και ηλεκτρική ενέργεια στο μάθημα της Χημείας

Για το μάθημα της χημείας οι ηλεκτρικές αλληλεπιδράσεις υπερισχύουν έναντι των υπολοίπων δυνάμεων και κεντρικό ρόλο για την περιγραφή τους κατέχει ο νόμος του Coulomb. Ο νόμος του Coulomb μας λέει πως όταν έχουμε δύο σημειακά φορτία q_1 και q_2 ανάμεσα τους ασκείται μια δύναμη, η δύναμη Coulomb F_c , η οποία είναι ελκτική όταν τα δύο σημειακά φορτία είναι ετερόσημα και απωστική όταν είναι ομόσημα. Ο τύπος για την δύναμη Coulomb είναι :

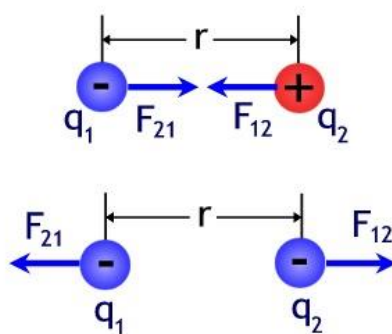
$$F_c = k \frac{|q_1 q_2|}{r^2}$$

Οπου: k: σταθερά Coulomb

q_1, q_2 : σημειακά φορτία

r: η απόσταση μεταξύ των δύο φορτίων

Από τον τύπο για την δύναμη Coulomb βλέπουμε πως είναι ανάλογη με το μέτρο του γινομένου των δύο σημειακών φορτίων και αντιστρόφως ανάλογη με το τετράγωνο της μεταξύ τους απόστασης. Στο σχήμα 17 βλέπουμε τις δυνάμεις που ασκούνται μεταξύ των δύο σημειακών φορτίων ανάλογα με το είδος των φορτίων.



Σχήμα 17 Ελκτική και απωστική δύναμη Coulomb ανάμεσα σε δύο σημειακά φορτία.[15]

Για την ηλεκτρική δυναμική ενέργεια ισχύει ότι όταν οι δυνάμεις είναι ελκτικές θα έχει αρνητικό πρόσημο, ενώ όταν είναι απωστικές θα έχει θετικό πρόσημο. Για τις διάφορες μεταβολές που συμβαίνουν στη φύση, το μέγεθος καθώς και το πρόσημο της ενέργειας παίζουν σημαντικό ρόλο. Για τις μεταβολές αυτές ισχύει η αρχή της ελάχιστης ενέργειας, δηλαδή γίνονται αυθόρμητα προς την κατεύθυνση της μικρότερης ενέργειας.

Όσο ο νόμος του Coulomb τόσο και η αρχή της ελάχιστης ενέργειας ισχύουν και για τα πολύ μικρά σώματα αλλά και για τα υποατομικά σωματίδια (άτομα, μόρια, ηλεκτρόνια κ.α.). Για το μάθημα χρησιμοποιείται το ατομικό μοντέλο, το οποίο τοποθετεί τα ηλεκτρόνια να κινούνται σε στιβάδες γύρω από τον πυρήνα του ατόμου. Υπάρχουν οι εσωτερικές στιβάδες αλλά και η εξωτερική στιβάδα (η τελευταία στιβάδα του ατόμου) η οποία είναι πολύ βασική για τη δημιουργία των χημικών δεσμών, ονομάζεται στιβάδα σθένους και τα ηλεκτρόνια που βρίσκονται σε αυτήν ηλεκτρόνια σθένους.

Τα άτομα με βάση διάφορους παράγοντες καθορίζουν την χημική συμπεριφορά τους. Οι πιο σημαντικοί παράγοντες είναι τα **ηλεκτρόνια σθένους** και η **ατομική ακτίνα**, δηλαδή το μέγεθος τους ατόμου.

Ότι αφορά τα **ηλεκτρόνια σθένους**, τα βρίσκουμε κάνοντας την ηλεκτρονιακή κατανομή των ατόμων και όταν τα βρούμε μπορούμε να τα συμβολίσουμε με τελίτσες γύρω από το άτομο του χημικού στοιχείου σύμφωνα με τον συμβολισμό του Lewis. Για τις πρώτες τέσσερις ομάδες του περιοδικού πίνακα, δηλαδή μέχρι 4 ηλεκτρόνια σθένους, το κάθε ένα από αυτά τοποθετείται μόνο του και όχι σε ζεύγος. Αυτά ονομάζονται μονήρη ηλεκτρόνια. Από την πέμπτη ομάδα και έπειτα αρχίζουν να σχηματίζονται ζεύγη ηλεκτρονίων. Στον πίνακα 15 παρουσιάζονται τα χημικά στοιχεία από τις κύριες ομάδες του περιοδικού πίνακα με τα ηλεκτρόνια σθένους τους.

Πίνακας 15 Ηλεκτρόνια σθένους στα άτομα των χημικών στοιχείων όπως παρουσιάζεται στο σχολικό εγχειρίδιο της χημείας της α' λυκείου. [16]

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	Ευγενή αέρια
H·							He :
Li·	·Be·	·B·	·C·	:N·	:O·	:F·	:Ne:
Na·	·Mg·	·Al·	·Si·	:P·	:S·	:Cl·	:Ar:
K·	·Ca·				:Se·	:Br·	:Kr:
Rb·	·Sr·				:Te·	:I·	:Xe:
Cs·	·Ba·						

Ο δεύτερος βασικός παράγοντας που επηρεάζει την χημική συμπεριφορά των ατόμων όπως είπαμε είναι η ατομική ακτίνα, που μας δείχνει το μέγεθος του ατόμου και επηρεάζει με καθοριστικό τρόπο την δύναμη με την οποία είναι συγκρατημένα τα ηλεκτρόνια σθένους γύρω από τον πυρήνα του ατόμου. Ο πυρήνας ενός ατόμου είναι θετικά φορτισμένος και τα ηλεκτρόνια που κινούνται γύρω από αυτόν είναι αρνητικά φορτισμένα. Συνεπώς η δύναμη που ασκείται ανάμεσα τους είναι ελκτική. Όσο πιο απομακρυσμένα είναι από τον πυρήνα τα ηλεκτρόνια σθένους, δηλαδή όσο μεγαλύτερη είναι η ατομική ακτίνα, τόσο ασθενέστερες είναι οι ελκτικές δυνάμεις που ασκούνται ανάμεσα σε αυτά και στον πυρήνα, άρα τόσο πιο εύκολα μπορούν να διαφύγουν από το άτομο τα ηλεκτρόνια σθένους. Αντίθετα, όσο μικρότερο είναι το άτομο, οι ελκτικές δυνάμεις είναι πιο ισχυρές και άρα τα ηλεκτρόνια σθένους είναι πιο δύσκολο να φύγουν. Τα άτομα τα οποία χάνουν πιο εύκολα τα ηλεκτρόνια σθένους τους ονομάζονται ηλεκτροθετικά ενώ τα άτομα τα οποία δυσκολεύονται να χάνουν ηλεκτρόνια προτιμούν να παίρνουν ηλεκτρόνια και ονομάζονται ηλεκτραρνητικά.

2^η ώρα Ηλεκτραρνητικότητα στην κλίμακα Pauling – Ατομική ακτίνα

Η ηλεκτραρνητικότητα είναι η τάση που έχουν τα άτομα των χημικών στοιχείων να έλκουν ηλεκτρόνια και να αποκτούν αρνητικό φορτίο. Για να μετρηθεί η ηλεκτραρνητικότητα χρησιμοποιούνται άλλες ιδιότητες των ατόμων. Η μέθοδος που παρατηρείται πιο συχνά είναι η κλίμακα του Pauling, με την οποία οι τιμές της είναι μεταξύ του 0,7 για το φράγκιο (το λιγότερο ηλεκτραρνητικό χημικό στοιχείο) έως 3,98 για το φθόριο (το πιο ηλεκτραρνητικό στοιχείο). Στο σχήμα 18 παρουσιάζεται ο περιοδικός πίνακας με τις ηλεκτραρνητικότητες των στοιχείων σύμφωνα με την κλίμακα του Pauling.

Pauling Electronegativity Values

1 H 2.20											5 B 2.04	6 C 2.55	7 N 3.04	8 O 3.44	9 F 3.98			
3 Li 0.98	4 Be 1.57											13 Al 1.61	14 Si 1.90	15 P 2.19	16 S 2.58	17 Cl 3.16		
11 Na 0.93	12 Mg 1.31	19 K 0.82	20 Ca 1.00	21 Sc 1.36	22 Ti 1.54	23 V 1.63	24 Cr 1.66	25 Mn 1.55	26 Fe 1.83	27 Co 1.88	28 Ni 1.91	29 Cu 1.90	30 Zn 1.65	31 Ga 1.81	32 Ge 2.01	33 As 2.18	34 Se 2.55	35 Br 2.96
37 Rb 0.82	38 Sr 0.95	39 Y 1.22	40 Zr 1.33	41 Nb 1.6	42 Mo 2.16	43 Tc 1.9	44 Ru 2.2	45 Rh 2.28	46 Pd 2.20	47 Ag 1.93	48 Cd 1.69	49 In 1.78	50 Sn 1.96	51 Sb 2.05	52 Te 2.1	53 I 2.66		
55 Cs 0.79	56 Ba 0.89	57 La 1.1	72 Hf 1.3	73 Ta 1.5	74 W 2.36	75 Re 1.9	76 Os 2.2	77 Ir 2.20	78 Pt 2.28	79 Au 2.54	80 Hg 2.00	81 Tl 1.62	82 Pb 2.33	83 Bi 2.02	84 Po 2.0	85 At 2.2		
87 Fr 0.7	88 Ra 0.9																	

Σχήμα 18 Περιοδικός πίνακας ηλεκτραρνητικότητας σύμφωνα με την κλίμακα Pauling. [17]

Η ατομική ακτίνα μεταβάλλεται ομαλά στα στοιχεία του περιοδικού πίνακα. Από αριστερά προς τα δεξιά κατά μήκος μιας περιόδου η ατομική ακτίνα μειώνεται. Αυτό εξηγείται γιατί όσο πιο δεξιά πηγαίνουμε στον περιοδικό πίνακα, αυξάνεται ο ατομικός αριθμός που μας δείχνει και τον αριθμό των πρωτονίων, άρα αυξάνεται το θετικό φορτίο που περιέχεται στον πυρήνα. Αυτό έχει ως αποτέλεσμα την μείωση της ακτίνας του ατόμου λόγω της μεγαλύτερης ελκτικής δύναμης που ασκείται στα ηλεκτρόνια από τον πυρήνα.

Σε μια ομάδα του περιοδικού πίνακα η ατομική ακτίνα αυξάνει από πάνω προς τα κάτω. Ο λόγος που γίνεται αυτό είναι γιατί όσο πηγαίνουμε προς τα κάτω σε μία ομάδα, τόσο αυξάνεται ο αριθμός των στιβάδων που είναι κατανομημένα τα ηλεκτρόνια, άρα τα ηλεκτρόνια σθένους βρίσκονται σε μεγαλύτερη απόσταση από τον πυρήνα, άρα δέχονται μικρότερη ελκτική δύναμη από αυτόν και η ατομική ακτίνα αυξάνεται.



Σχήμα 19 Περιοδικός πίνακας με τις ατομικές ακτίνες των ατόμων των χημικών στοιχείων σε $pm=10^{-12}m$. [18]

Παρατηρώντας τα σχήματα 18 και 19 καταλαβαίνουμε ότι η ατομική ακτίνα αυξάνεται αντίθετα από την ηλεκτραρνητικότητα των χημικών στοιχείων.

Άσκηση: Να συγκρίνεται τα άτομα του 11Na και 19K ως προς: α) ποιο είναι πιο ηλεκτραρνητικό; β) ποιο έχει μεγαλύτερη ατομική ακτίνα;

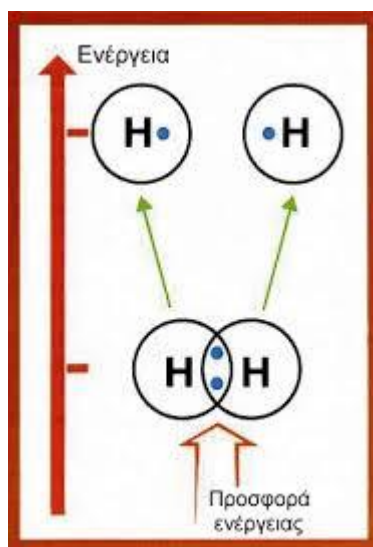
3^η ώρα Ομοιοπολικός δεσμός

Όπως αναφέρθηκε και στο προηγούμενο κεφάλαιο, για να μπορέσουν οι μαθητές να αντιληφθούν την συνέχεια που υπάρχει μεταξύ ομοιοπολικού και ιοντικού δεσμού, ξεκινάμε την διδασκαλία των χημικών δεσμών από τον ομοιοπολικό μη πολικό δεσμό.

Ομοιοπολικός μη πολικός δεσμός

Ομοιοπολικός δεσμός σχηματίζεται μεταξύ αμετάλλων. Ο μη πολικός ομοιοπολικός δεσμός σχηματίζεται όταν ενώνονται άτομα του ίδιου χημικού στοιχείου. Τέτοια είναι όλα τα διατομικά μόρια όπως είναι το H_2 , F_2 , Cl_2 , O_2 , I_2 , N_2 .

Με τον σχηματισμό του ομοιοπολικού δεσμού το σύστημα οδηγείται σε κατάσταση χαμηλότερης ενέργειας και γίνεται σταθερότερο. Στο σχήμα 20 φαίνεται η διαφορά της ενέργειας που υπάρχει στην περίπτωση σχηματισμού του μορίου του υδρογόνου και στην διάσπαση του. Για την διάσπαση του δεσμού απαιτείται ενέργεια η οποία ονομάζεται ενέργεια δεσμού. Όσο μεγαλύτερη είναι η ενέργεια δεσμού τότε τόσο πιο ισχυρός θεωρείται και ο δεσμός.



Σχήμα 20 Ενέργεια δεσμού και διάσπασης μορίου υδρογόνου. [17]

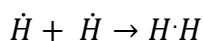
Ο Lewis για την καλύτερη κατανόηση του ομοιοπολικού δεσμού πρότεινε το μοντέλο του στο οποίο παρουσίασε κοινά ζεύγη ηλεκτρονίων ανάμεσα στα άτομα του ίδιου χημικού στοιχείου (πχ υδρογόνου, χλωρίου, οξυγόνου κλπ). Με αυτό τον τρόπο κάθε δεσμός δικαιολογούταν ως ένα κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων λόγω της αμοιβαίας συνεισφοράς τους από τα άτομα των χημικών στοιχείων.

Σύμφωνα με τον κανόνα της οκτάδας, τα άτομα προσπαθούν να συμπληρώσουν την εξωτερική τους στιβάδα με οκτώ ηλεκτρόνια, με εξαίρεση την Κ που συμπληρώνεται με 2, με στόχο να αποκτήσουν την σταθερή δομή των ευγενών αερίων. Ο συγκεκριμένος κανόνας πέρα από το ότι μας βοηθάει να καταλάβουμε το είδος του ομοιοπολικού δεσμού ανάμεσα στα άτομα, μας βοηθάει να κατανοήσουμε και την στοιχειομετρία του μορίου της ένωσης.

Παράδειγμα

Το πιο απλό παράδειγμα σχηματισμού ομοιοπολικού μη πολικού δεσμού είναι για το μόριο του υδρογόνου (H_2), κατά τον οποίο κάθε ένα από τα άτομα του υδρογόνου συνεισφέρει το ένα μονήρες ηλεκτρόνιο του στον σχηματισμό του δεσμού, δημιουργώντας με αυτό τον τρόπο ένα κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων. Έτσι τα δύο άτομα υδρογόνου συμπληρώνουν την εξωτερική τους στιβάδα με 2 ηλεκτρόνια και αποκτούν την σταθερή δομή ενός ευγενούς αερίου.

Ηλεκτρονιακός τύπος – Δομή Lewis για το H_2

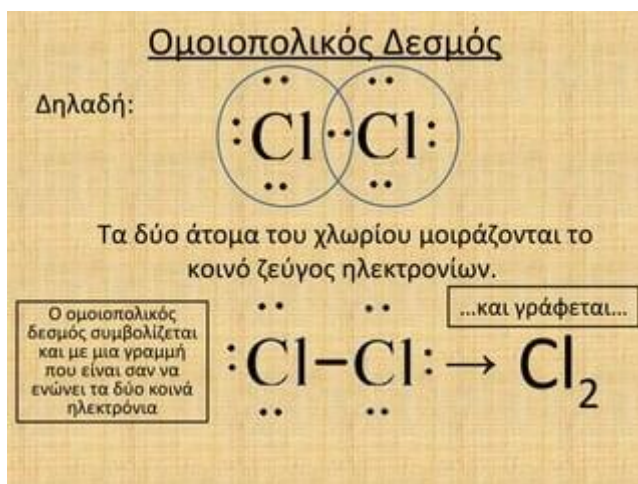


Συντακτικός τύπος

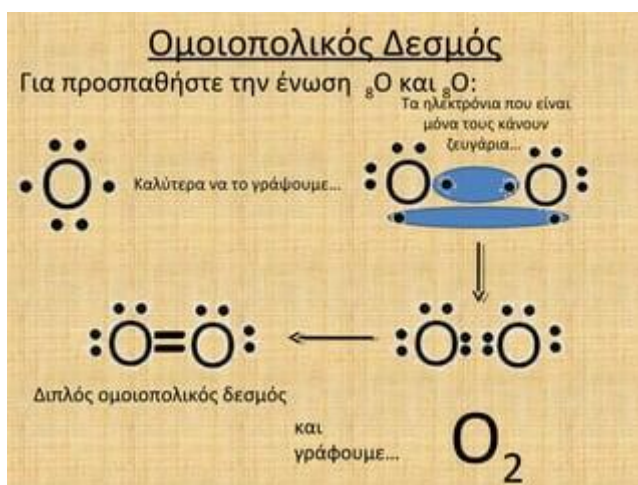


Όπου με την – συμβολίζεται ο απλός δεσμός.

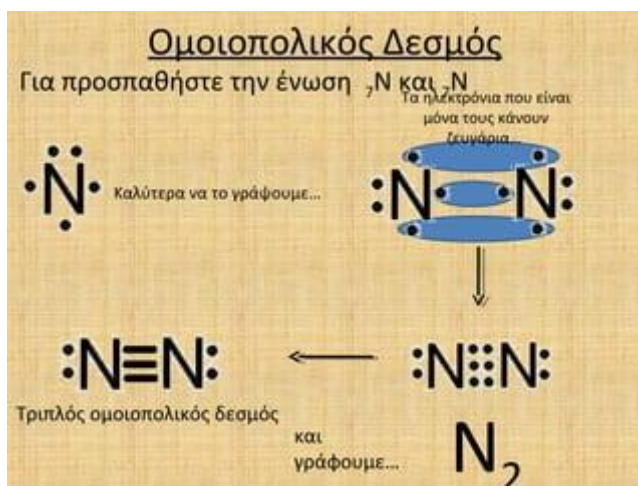
Επιπλέον παραδείγματα μη πολικού ομοιοπολικού δεσμού στα σχήματα 21, 22 και 23.



Σχήμα 21 Μη πολικός ομοιοπολικός δεσμός μορίου Cl₂. [19]



Σχήμα 22 Μη πολικός ομοιοπολικός δεσμός μορίου O₂. [19]



Σχήμα 23 Μη πολικός ομοιοπολικός δεσμός μορίου N₂. [19]

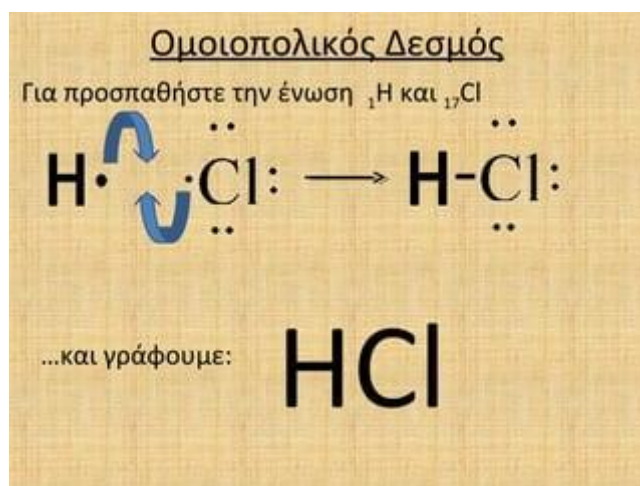
Ομοιοπολικός πολικός δεσμός

Πολικός ομοιοπολικός δεσμός σχηματίζεται μεταξύ αμετάλλων από άτομα διαφορετικών χημικών στοιχείων. Σε αυτή την περίπτωση, τα άτομα που συμμετέχουν στον δεσμό, παρότι είναι αμέταλλα έχουν διαφορετικές ηλεκτραρνητικότητες. Έτσι, το πιο ηλεκτραρνητικό αμέταλλο «τραβάει» προς το μέρος του το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων που σχηματίζεται από την αμοιβαία συνεισφορά τους. Αυτό έχει ως αποτέλεσμα την δημιουργία περίσσειας αρνητικού φορτίου στην πλευρά του ηλεκτραρνητικότερου ατόμου αποκτώντας φαινομενικό αρνητικό φορτίο ενώ το άλλο άτομο αποκτά φαινομενικό θετικό φορτίο.

Παράδειγμα

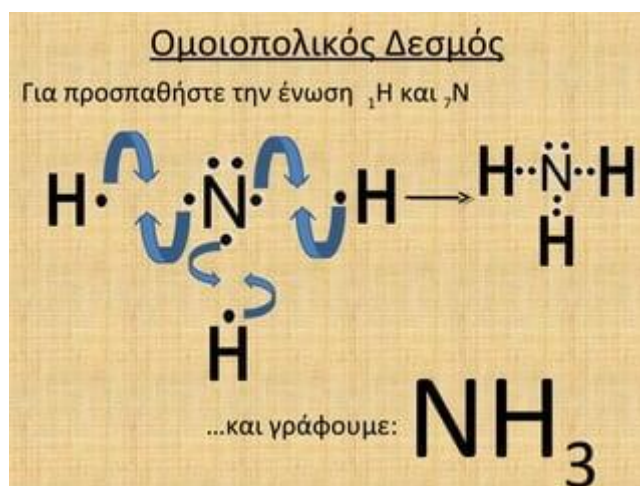
Χαρακτηριστικό παράδειγμα πολικού ομοιοπολικού δεσμού είναι το μόριο του υδροχλωρίου HCl, το οποίο αποτελείται από ένα άτομο ${}^1\text{H}$ και ένα άτομο ${}^{17}\text{Cl}$.

Από την ηλεκτρονιακή δομή των ατόμων του υδρογόνου και του χλωρίου βρίσκουμε ότι το H έχει 1 ηλεκτρόνιο σθένους το οποίο είναι και μονήρες και το Cl έχει 7 εκ των οποίων το 1 είναι μονήρες. Αυτά τα 2 μονήρη ηλεκτρόνια σθένους είναι που θα προσφερθούν αμοιβαία από τα δύο άτομα για τον σχηματισμό του δεσμού όπως φαίνεται στο σχήμα 24.



Σχήμα 24 Πολικός ομοιοπολικός δεσμός μορίου HCl.[19]

Επιπλέον παράδειγμα πολικού ομοιοπολικού δεσμού στο σχήμα 25.



Σχήμα 25 Πολικός ομοιοπολικός δεσμός μορίου NH_3 . [19]

4^η ώρα Ιοντικός δεσμός

Εδώ θα μελετήσουμε τον δεύτερο τύπο χημικού δεσμού που είναι ο ιοντικός ή ετεροπολικός δεσμός ο οποίος σχηματίζεται μεταξύ μετάλλων και αμετάλλων.

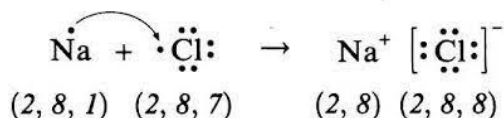
Σε αντίθεση με τις ομοιοπολικές ενώσεις, τα τμήματα ορισμένων ιοντικών ενώσεων και τα υδατικά διαλύματα (ηλεκτρολύτες), παρουσιάζουν ηλεκτρική αγωγιμότητα. Από αυτό συμπεραίνουμε ότι στους ηλεκτρολύτες υπάρχουν ηλεκτρικά φορτία τα οποία είναι εύκολο να μετακινηθούν και ονομάζονται ιόντα. Στη στερεή μορφή λόγω του ότι δεν υπάρχει κινητικότητα στα άτομα, δεν υπάρχει και ηλεκτρική αγωγιμότητα. Άρα, στις ιοντικές ενώσεις παρουσιάζονται θετικά και αρνητικά ιόντα με ίσο και αντίθετο φορτίο που κάνουν το συνολικό σύστημα του ηλεκτρολύτη να είναι ηλεκτρικά ουδέτερο.

Αυτό που συμβαίνει στον ιοντικό δεσμό είναι ότι τα άτομα των χημικών στοιχείων από την ομάδα των μετάλλων που είναι ηλεκτροθετικά, θέλουν να διώξουν τα ηλεκτρόνια σθένους τους με σκοπό να αποκτήσουν οκτώ ηλεκτρόνια στην εξωτερική τους στιβάδα (ή 2 δύο για την στιβάδα K), δηλαδή να πάρουν την δομή ευγενούς αερίου. Διώχνοντας τα ηλεκτρόνια που «περισσεύουν» από την εξωτερική τους στιβάδα αποκτούν θετικό φορτίο, γίνονται δηλαδή θετικά ιόντα (κατιόντα). Τα άτομα των χημικών στοιχείων από την ομάδα των αμετάλλων που είναι ηλεκτραρνητικά, θέλουν να πάρουν τα ηλεκτρόνια που διώχνουν τα μέταλλα, με σκοπό να συμπληρώσουν και αυτά την εξωτερική τους στιβάδα με οκτώ ηλεκτρόνια (ή δύο αν μιλάμε για την στιβάδα K) και να αποκτήσουν δομή ευγενούς αερίου. Λαμβάνοντας τα επιπλέον ηλεκτρόνια τα άτομα των αμετάλλων μετατρέπονται σε αρνητικά ιόντα (ανιόντα).

Παράδειγμα

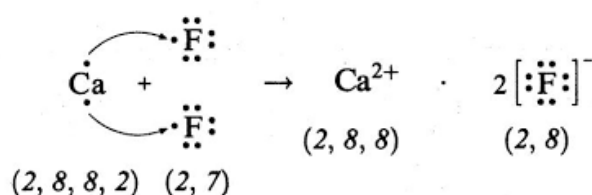
Τώρα θα δούμε ένα παράδειγμα ιοντική ένωσης με τον σχηματισμό του χλωριούχου νατρίου NaCl που αποτελείται από 1 άτομο $_{11}\text{Na}$ και 1 άτομο $_{17}\text{Cl}$. Από την

ηλεκτρονιακή τους δομή βλέπου το άτομο του νατρίου να έχει 1 ηλεκτρόνιο στην εξωτερική του στιβάδα το οποίο θέλει να το αποβάλλει, ενώ το άτομο του χλωρίου που έχει 7 ηλεκτρόνια σθένους θέλει να το προσλάβει.



Από την αποβολή και την πρόσληψη των ηλεκτρονίων από το άτομο του Na και του Cl αντίστοιχα προκύπτουν ιόντα νατρίου και χλωρίου, δηλαδή η ιοντική ένωση NaCl.

Επιπλέον παράδειγμα ιοντικού δεσμού CaF₂:



5^η ώρα Εργαστηριακές ασκήσεις κατανόησης του ομοιοπολικού δεσμού

- Εργαστηριακή άσκηση παρατήρησης ομοιοπολικού δεσμού για μαθητές α' λυκείου χωρίς την χρήση πραγματικών χημικών υλικών.

Σκοπός της άσκησης:

Σε αυτή την εργαστηριακή άσκηση, σκοπός είναι να δούνε οι μαθητές πως λειτουργεί ο ομοιοπολικός δεσμός μεταξύ δύο ατόμων, για παράδειγμα υδρογόνου, και να κατανοήσουν την αμοιβαία συνεισφορά των ηλεκτρονίων.

Υλικά που θα χρειαστούν:

1. Σφαίρες από πλαστικό ή αφρώδες υλικό
2. Μαγνήτες και κόλλα
3. Χαρτί για την καταγραφή των παρατηρήσεων.

Οδηγίες:

1. Παίρνουμε δύο σφαίρες και κολλάμε πάνω από έναν μαγνήτη. Κάθε σφαίρα αντιπροσωπεύει ένα άτομο υδρογόνου.
2. Φέρνουμε τις δύο σφαίρες σε κοντινή απόσταση (από την πλευρά που είναι οι μαγνήτες) και παρατηρούμε ότι οι σφαίρες θα αρχίσουν να έλκονται μέχρι που θα κολλήσουν.
3. Προσπαθούμε να ξεκολλήσουμε τις δύο σφαίρες την μία από την άλλη παρατηρώντας την αντίσταση που υπάρχει.

Παρατηρήσεις:

1. Η έλξη που νιώθουμε όταν οι δύο σφαίρες έρθουν κοντά αντιπροσωπεύει το τι γίνεται όταν δύο άτομα υδρογόνου πλησιάσουν πολύ.
2. Οι μαγνήτες που ενώνονται είναι το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων που δημιουργείται κατά τον σχηματισμό του δεσμού μέσω της αμοιβαίας συνεισφοράς ηλεκτρονίων. Τα ηλεκτρόνια των δύο ατόμων υδρογόνου μοιράζονται δημιουργώντας έναν σταθερό δεσμό που τα κρατά κοντά μεταξύ τους.
3. Όταν προσπαθήσουμε να ξεκολλήσουμε τις δύο σφαίρες υπάρχει κάποια αντίσταση που μας εμποδίζει. Άρα καταλαβαίνουμε ότι το μόριο του υδρογόνου δύσκολα διασπάται πάλι σε δύο άτομα και αυτό οφείλεται στον ομοιοπολικό δεσμό που σχηματίζεται μεταξύ των δύο ατόμων υδρογόνου.

Συζήτηση:

Κατά τη διάρκεια της πειραματικής άσκησης, οι μαθητές μπορούν να κατανοήσουν την έννοια του ομοιοπολικού δεσμού μέσω της παρατήρησης της έλξης αλλά και της αντίστασης για την διάσπαση του μορίου του υδρογόνου. Το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων είναι αυτό που κρατά τα άτομα υδρογόνου συνδεδεμένα δημιουργώντας έναν σταθερό ομοιοπολικό δεσμό.

6^η ώρα Εργαστηριακές ασκήσεις κατανόησης του ιοντικού δεσμού

- Εργαστηριακή άσκηση παρατήρησης ομοιοπολικού δεσμού για μαθητές α' λυκείου χωρίς την χρήση πραγματικών χημικών υλικών.

Σκοπός της άσκησης:

Ο σκοπός του πειράματος αυτού είναι οι μαθητές να κατανοήσουν την αρχή του ιοντικού δεσμού μεταξύ δύο αντίθετα φορτισμένων ιόντων.

Υλικά που θα χρειαστούν:

1. Δύο σφαίρες από αντίθετα φορτισμένο υλικό, πχ μια μπάλα από πλαστικό και μία από γυαλί
2. Κομμάτι από μεταξωτό και μάλλινο ύφασμα

Οδηγίες:

Βήμα 1. Παίρνουμε τις δύο μπάλες που αντιπροσωπεύουν αντίθετα φορτισμένα ιόντα.

Βήμα 2. Στηρίζουμε τις δύο μπάλες πάνω σε ένα τραπέζι ή μια επίπεδη επιφάνεια.

Βήμα 3. Παίρνουμε το κομμάτι από τα υφάσματα και τρίβουμε τη πλαστική μπάλα με το μάλλινο ύφασμα και την γυάλινη με το μεταξωτό.

Βήμα 4. Απομακρύνουμε το ύφασμα.

Βήμα 5. Παρατηρούμε τι συμβαίνει καθώς φέρνουμε κοντά τις δύο αντίθετα φορτισμένες μπάλες μπάλες.

Ερωτήσεις για συζήτηση:

1. Τι παρατηρείτε όταν τρίβετε το ύφασμα πάνω από τις μπάλες;
2. Πως αντιδρούν οι μπάλες μεταξύ τους όταν τις τρίβετε με το ύφασμα;
3. Πως μπορείτε να ερμηνεύσετε την αντίδραση αυτή με βάση τον ιοντικό δεσμό;

Συμπεράσματα:

Με την τριβή με το ύφασμα οι δύο μπάλες αποκτούν αντίθετο φορτίο με αποτέλεσμα να έλκεται η μία με την άλλη. Η θετικά φορτισμένη μπάλα (γυάλινη) έχει έλλειμμα ηλεκτρονίων ενώ η αρνητικά φορτισμένη μπάλα (πλαστική) έχει περίσσεια ηλεκτρονίων. Τα αντίθετα φορτία που έχουν δημιουργηθεί προκαλούν ισχυρή έλξη μεταξύ τους.

Αυτό το πείραμα αναπαριστά το ιοντικό δεσμό στον οποίο αντίθετα φορτισμένα ιόντα έλκονται λόγω των αντίθετων φορτίων τους. Η έλξη αυτή ανάμεσα τους διαδραματίζει κρίσιμο ρόλο στη δημιουργία ιοντικών δεσμών, όπου το μέταλλο δίνει ένα ή περισσότερα ηλεκτρόνια στο αμέταλλο δημιουργώντας έτσι θετικά και αρνητικά φορτισμένα ιόντα που προσελκύουν το ένα το άλλο.

5.2 Φύλλα εργασίας για την κατανόηση του χημικού δεσμού στην α λυκείου

Φύλλο εργασίας I

Ύλη: Χημικός δεσμός: Ομοιοπολικός – Ιοντικός

Τάξη: Α' λυκείου

Μέρος Α: Ερωτήσεις κατανόησης

1. Να συμπληρωθούν οι προτάσεις που ακολουθούν:

A) Η στιβάδα M μπορεί να δεχθεί το πολύ ηλεκτρόνια, εκτός και αν είναι εξωτερική οπότε μπορεί να πάρει το πολύ ηλεκτρόνια.

B) Στοιχείο με ατομικό αριθμό 21 έχει στην εξωτερική του στιβάδα ηλεκτρόνια.

(2 μονάδες)

2. Ομοιοπολικός δεσμός δημιουργείται μεταξύ:

A) μετάλλου – αμετάλλου

B) μετάλλου – μέταλλου

Γ) αμετάλλου – αμετάλλου

(2 μονάδες)

3. Μη πολικό δεσμό έχουμε όταν:

- A) δημιουργείται δεσμός ανάμεσα σε ένα μέταλλο και ένα αμέταλλο
- B) δημιουργείται ανάμεσα σε δύο ίδια άτομα χημικών στοιχείων που ανήκουν στα αμέταλλα.
- Γ) δημιουργείται ανάμεσα σε δύο ίδια άτομα χημικών στοιχείων που ανήκουν στα μέταλλα.

(2 μονάδες)

4. Πότε σχηματίζεται πολικός δεσμός;

- A) όταν σχηματιστεί ιοντικός δεσμός
- B) όταν σχηματιστεί ομοιοπολικός δεσμός
- Γ) όταν σχηματιστεί ομοιοπολικός δεσμός με άτομα διαφορετικών χημικών στοιχείων

(2 μονάδες)

5. Κύκλωσε τη σωστή απάντηση:

Οι ιοντικές ενώσεις είναι (καλοί / κακοί) αγωγοί του ηλεκτρικού ρεύματος.

Πολλές ιοντικές ενώσεις είναι (ευδιάλυτες / δυσδιάλυτες) στο νερό

Σχηματίζουν (κρυστάλλους ιόντων / μόρια από άτομα)

Οι κρύσταλλοι τους (είναι / δεν είναι) ελατοί και όλκιμοι.

(2 μονάδες)

6. Συμπλήρωσε τον παρακάτω πίνακα:

	Παράδειγμα		...μετατρέπονται σε.....
Τα μέταλλα	 1-3 ηλεκτρόνια της εξωτερικής τους στιβάδας.	
Τα αμέταλλα	 1-3 ηλεκτρόνια για να συμπληρώσουν την εξωτερική τους στιβάδα.	

(2 μονάδες)

7. Να συμπληρωθούν οι προτάσεις:

A) Στον δεσμό έχουμε μεταφορά ηλεκτρονίων από το ένα στοιχείο στο άλλο, ενώ στον δεσμό έχουμε αμοιβαία συνεισφορά ηλεκτρονίων.

B) Στο μόριο του HCl υπάρχει μεταξύ των ατόμων δεσμός.

Γ) Τα στοιχεία έχουν την τάση να αποβάλλουν ηλεκτρόνια σχηματίζοντας ιόντα.

(2 μονάδες)

8. Ποια από τις παρακάτω προτάσεις που αναφέρονται στο NaCl είναι η σωστή;

A) Σε στερεά κρυσταλλική μορφή είναι αγωγός του ηλεκτρισμού.

B) Μεταξύ των ατόμων Na και Cl ασκούνται δυνάμεις ηλεκτρομαγνητικής φύσης.

Γ) Δεν υπάρχουν μόρια της ένωσης αυτής αλλά μόνο θετικά και αρνητικά ιόντα.

Δ) Σε συνήθεις συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας είναι υγρή.

(2 μονάδες)

9. Δώστε ένα παράδειγμα ένωσης που περιέχει πολικό ομοιοπολικό δεσμό.

.....

(2 μονάδες)

10. Δώστε ένα παράδειγμα ιοντικής ένωσης.

.....

(2 μονάδες)

Μέρος Β: Ασκήσεις

1. Δίνονται τα χημικά στοιχεία $_{11}\text{Na}$, $_{15}\text{P}$, $_{35}\text{Br}$.

A) Να γίνει ηλεκτρονιακή κατανομή

B) Ποια είναι η θέση τους στον Περιοδικό Πίνακα;

(2 μονάδες)

2. Να γράψετε τους ηλεκτρονιακούς τύπους των παρακάτω:

A) ιοντικών ενώσεων: Al_2S_3 , NaCl , MgO

B) ομοιοπολικών ενώσεων: N_2 , PCl_3 , HCN

(2 μονάδες)

3. Δίνονται τα άτομα : $_{19}\text{X}$ και $_{17}\text{Y}$.

α) Σε ποια ομάδα και σε ποια περίοδο ανήκει το καθένα ;

β) Με τι δεσμό θα ενωθούν;

(2 μονάδες)

4. Τρία στοιχεία A, B και Γ έχουν ατομικούς αριθμούς: v , $v+1$, $v+2$. Το στοιχείο B είναι ευγενές αέριο. Με τι δεσμό θα ενωθούν τα A και Γ;

(1 μονάδα)

5. Ποια είδη δεσμών (ιοντικός, πολικός ομοιοπολικός ή μη πολικός ομοιοπολικός) εμφανίζονται στις ουσίες που ακολουθούν:

N_2 :

KCl :

HI :

FeO :

(4 μονάδες)

6. Να γράψετε το είδος του δεσμού που σχηματίζεται για κάθε ένα από τα παρακάτω ζεύγη:

A) ${}_{11}\text{A}$, ${}_{15}\text{B}$

B) ${}_{13}\text{Γ}$, ${}_{15}\text{Δ}$

Γ) ${}_{20}\text{E}$, ${}_{9}\text{Z}$

Δ) ${}_{35}\text{Θ}$, ${}_{12}\text{Λ}$

E) ${}_{13}\text{Γ}$, ${}_{8}\text{M}$

(5 μονάδες)

7. Δίνονται τα χημικά στοιχεία ${}_{11}\text{A}$, ${}_{12}\text{B}$, ${}_{16}\text{Γ}$, ${}_{17}\text{Δ}$.

A) Να γίνει ηλεκτρονιακή κατανομή.

B) Να βρεθεί η θέση τους στον περιοδικό πίνακα.

Γ) Να χαρακτηρίσετε τα στοιχεία ως μέταλλα ή αμέταλλα.

Δ) Να περιγράψετε το είδος του δεσμού που σχηματίζεται μεταξύ τους.

(4 μονάδες)

Βιβλιογραφικές Αναφορές

Αβραμιώτης, Σ., Αγγελόπουλος, Β., Καπελώνης, Γ., Σινιγάλας, Π., Σπαντίδης, Δ., Τρικαλίτη, Α. και Φύλος, Γ., (2021), *Χημεία Β΄ Γυμνασίου*, Έκδοση: ΙΤΥΕ «Διόφαντος».

Βλάσση, Μ. (2008). *Σύγκριση δύο διδακτικών μεθόδων διδασκαλίας: Της καθοδηγούμενης διερευνητικής – ανακαλυπτικής και της παραδοσιακής ως προς τη σύσταση της ύλης και το χημικό δεσμό στη δευτεροβάθμια εκπαίδευση*. (Διδακτορική Διατριβή). Εθνικό και Καποδιστριακό Πανεπιστήμιο Αθηνών. Αθήνα.

Γράψας, Ι. και Πάγκαλος, Σ., (2021), *Χημεία και Ζωντανοί Οργανισμοί*, Γ΄ ΕΠΑ.Λ., Έκδοση: ΙΤΥΕ «Διόφαντος», Αθήνα.

Καντούρη, Μ.Λ. & Παπαστεφάνου Σ. (1995). *Γενική & Ανόργανη Χημεία*. Θεσσαλονίκη: Εκδόσεις ΖΗΤΗ.

Κοσμάτου, Α.Χ. & Πηλίδη, Γ.Α. (1984). “*Βασική Οργανική Χημεία*”, Εκδόσεις Πανεπιστημίου Ιωαννίνων, Ιωάννινα.

Κούτρας, Χ. (2009). *ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Μεταφορά επιστημονικής γνώσης στην εκπαίδευση*. (Μεταπτυχιακή εργασία). Ελληνικό Ανοικτό Πανεπιστήμιο, Πάτρα.

Λιοδάκης, Σ. (2005). “*Εφαρμοσμένη Ανόργανη Χημεία*”, Εκδόσεις Παρισιάνου ΑΕ, Αθήνα.

Λιοδάκης Σ., Γάκης Δ., Θεοδωρόπουλος Δ., Θεοδωρόπουλος Π. και Κάλλης Α., (2021α), *Χημεία Α΄ Τάξης Γενικού Λυκείου*, Έκδοση: ΙΤΥΕ «Διόφαντος».

Λιοδάκης Σ., Γάκης Δ., Θεοδωρόπουλος Δ., Θεοδωρόπουλος Π. και Κάλλης Α., (2021β), *Χημεία Β΄ Τάξης Γενικού Λυκείου*, Έκδοση: ΙΤΥΕ «Διόφαντος».

Λιοδάκης Σ., Γάκης Δ., Θεοδωρόπουλος Δ., Θεοδωρόπουλος Π. και Κάλλης Α., (2021γ), *Χημεία Γ΄ Τάξης Γενικού Λυκείου, Ομάδας Προσανατολισμού Θετικών & Σπουδών Υγείας*, Τεύχη Α΄ και Β΄, Έκδοση: ΙΤΥΕ «Διόφαντος».

Λιοδάκης, Σ., Κορδάτος, Κ. & Μαυρόπουλος, Α. (2015). *Τράπεζα Θεμάτων στη Γενική Ανόργανη Χημεία*. Αθήνα: Ελληνικά Ακαδημαϊκά Ηλεκτρονικά Συγγράμματα και Βοηθήματα. Ανακτήθηκε 16 Ιανουαρίου, 2023, από www.kallipos.gr.

Λυρατζόπουλος, Ε., (2015), *Διερεύνηση απόψεων καθηγητών ΠΕ04 γύρω από τις παρανοήσεις των μαθητών στις έννοιες της βιολογίας*, Μεταπτυχιακή εργασία, Δημοκρίτειο Πανεπιστήμιο Θράκης, Σχολή Επιστημών Υγείας, Τμήμα Μοριακής Βιολογίας και Γενετικής. Θράκη.

Ματσαγγούρας, Η. (2000). *Στρατηγικές Διδασκαλίας (Η κριτική σκέψη στην πράξη)*, Gutenberg, Αθήνα.

Παπά, Θ.Ε., (2015). *Ενδομοριακοί και διαμοριακοί δεσμοί: Ιεραρχίες μάθησης στην βιβλιογραφία της Γενικής Χημείας και στην προσέγγιση των καταστάσεων της ύλης (SOMA). Αξιολόγηση των ερωτήσεων των αντίστοιχων κεφαλαίων*. (Διδακτορική Διατριβή). Πανεπιστήμιο Ιωαννίνων. Ιωάννινα.

Πνευματικάκης, Γ., Μητσοπούλου, Χ. & Μεθενίτης, Κ. (2005). *“Ανόργανη Χημεία”*, Εκδόσεις Αθ. Σταμούλης, Αθήνα.

Πύργας Ε. (2022). *Κρίσιμες λεπτομέρειες, εννοιολογικά εμπόδια και διδακτικές προσεγγίσεις στους χημικούς δεσμούς*. (Αδημοσίευτη Διδακτορική Διατριβή). Πανεπιστήμιο Ιωαννίνων, Ιωάννινα.

Σπηλιόπουλος Ι., Βάκρος Ι. & Ξαπλαντέρη Μ. (2015). *Χημεία. Στοιχεία γενικής, οργανικής και Βιολογικής Χημείας*. Αθήνα: Ελληνικά Ακαδημαϊκά Ηλεκτρονικά Συγγράμματα και Βοηθήματα. Ανακτήθηκε 16 Ιανουαρίου, 2023, από www.kallipos.gr.

Τσαπαρλής, Γ., (2019), *Προκλήσεις και Επιτεύγματα στη Διδακτική της Χημείας στην Ελλάδα - Μια προσωπική κατάθεση*, *Χημικά Χρονικά*, 81(4), 17 – 21.

Atkins, P. & Paula, J. (2006), *“Physical Chemistry”*, Oxford University Press.

Butler, I. & Harrod, J. (1998) *“Inorganic Chemistry”*, The Benjamin/Cummings Publishing Company.

Dewey, J. (1963). *How we think: A restatement of the relation of reflective thinking to the education process*, Εκδόσεις Health and Company, Boston.

Gabel, D. L., (1999), *Improving teaching and learning through chemistry education research: A look to the future*, J. Chem. Educ., 76(4), 548-554.

Herron, J. D., (1975), *Piaget for chemists: Explaining what “good” students cannot understand*, J. Chem. Educ., 52(3), 146-150.

Herron, J. D., (1978), *Piaget in the classroom: Guidelines for applications*, J. Chem. Educ., 55(3), 165-170

Johnstone, A.H., (2000), *Teaching chemistry – logical or psychological?* Chem. Educ. Res. Pract., 1(1), 9-15.

Jorgensen, C.K., (1969), *Oxidation Numbers and Oxidation States*, Springer- Verlag, New York.

March, J. (1991). “*Advanced Organic Chemistry*”. Wiley and Sons, New York.

Miessler, G. & Tarr, D. (2000). “*Inorganic Chemistry*” 3rd Ed, Pearson/Prentice Hall publisher.

Murrel, J.N., Kettle, S.F. & Tedder, J.M. (2018). *Χημικός Δεσμός*. Ηράκλειο: Πανεπιστημιακές Εκδόσεις Κρήτης.

Rorty, R. (1982). *Consequences of Pragmatism*, Εκδόσεις University of Minnesota Press, Minnesota.

Tsaparlis, G., (1997), *Atomic and molecular structure in chemical education – A critical analysis from various perspectives of science education*, Journal of Chemical Education, 77(8), 922 – 925.

Tsaparlis, G., (2001), *Theories in science education at the thrreshold of the third millennium*, Chem. Educ. Res. Pract., 2 (1), 1–4.

Βιβλιογραφικές αναφορές σχημάτων από το διαδίκτυο

- [1] <https://chem.noesis.edu.gr/node/115>
- [2] http://ebooks.edu.gr/ebooks/v/html/8547/2672/Chimeia_G-Lykeiou-ThSp_html-empl/index6_2.html
- [3] http://ebooks.edu.gr/ebooks/v/html/8547/2672/Chimeia_G-Lykeiou-ThSp_html-empl/index6_2.html
- [4] <https://slideplayer.gr/slide/1901136/>
- [5] <https://blogs.sch.gr/xhemxrisa/2022/12/11/chimeia-a-lykeioy/?repeat=w3tc>
- [6] <https://homework.study.com/explanation/sigma-bonds-can-be-formed-by-combining-s-and-p-orbitals-in-three-different-combinations-what-are-those-combinations.html>
- [7] <https://www.chegg.com/homeworkhelp/definitions/sigma-and-pi-bonds-6>
- [8] <https://physicsgg.me/2013/10/01/%CF%86%CF%89%CF%84%CE%BF%CE%B3%CF%81%CE%AC%CF%86%CE%B7%CF%83%CE%B1%CE%BD-%CE%B4%CE%B5%CF%83%CE%BC%CE%BF%CF%8D%CF%82-%CF%85%CE%B4%CF%81%CE%BF%CE%B3%CF%8C%CE%BD%CE%BF%CF%85/>
- [9] http://ebooks.edu.gr/ebooks/v/html/8547/2672/Chimeia_G-Lykeiou-ThSp_html-empl/index6_5.html
- [10] <https://slideplayer.com/slide/14187443/>
- [11] <https://student.cc.uoc.gr/uploadFiles/185-%CE%92%CE%99%CE%9F-001/diafanies%20kefalaio%2010a.pdf>
- [12] <https://socratic.org/organic-chemistry-1/hybridization-and-atomic-and-molecular-orbitals/molecular-orbitals-and-hybridizations>
- [13] <https://slideplayer.gr/slide/2482278/>
- [14] <https://slideplayer.gr/slide/2606167/>
- [15] https://physiclessons.blogspot.com/2012/01/blog-post_84.html
- [16] http://ebooks.edu.gr/ebooks/v/html/8547/2756/Chimeia_A-Lykeiou_html-empl/index2_3.html
- [17] <https://www.ck12.org/book/ck-12-chemistry-second-edition/r15/section/9.5/>
- [18] <https://klouras.chem.upatras.gr/attachments/article/34/8B%2827%29%20Periodicity%20of%20the%20Elements.pdf>
- [19] <https://www.slideshare.net/fotisfotiades/ss-69941882>

