

ΑΝΑΓΡΑΦΗ ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΚΩΝ ΤΥΠΩΝ. ΣΥΜΠΛΗΡΩΣΗ ΑΠΟΨΕΩΝ LEWIS

Πολυχρόνης Καραγκιοζίδης Χημικός.
Σχολικός Σύμβουλος Δ.Ε. Χαλκιδικής και Ανατολικής Θεσσαλονίκης
Website: www.polkarag.gr Mail : info@polkarag.gr

ΑΝΑΦΟΡΑ ΣΤΗ ΓΝΩΣΤΗ ΔΙΑΔΙΚΑΣΙΑ.

Για την αναγραφή ηλεκτρονικών (ηλεκτρονιακών) τύπων, ακολουθούμε την παρακάτω διαδικασία:

1) Για το σχηματισμό χημικών ενώσεων, μετέχουν τα ηλεκτρόνια των εξωτερικών στοιβάδων των στοιχείων

2) Μετράμε τα ηλεκτρόνια των εξωτερικών στοιβάδων των στοιχείων.

3) Κατανέμουμε το σύνολο των ηλεκτρονίων στα στοιχεία ώστε το καθένα από αυτά να αποκτήσει συμπληρωμένη εξωτερική στοιβάδα οκτώ ηλεκτρονίων, ή δύο αν η εξωτερική στοιβάδα είναι η Κ. Εξαιρέση αποτελούν οι ενώσεις του Β και κάποιες ενώσεις του ΑΙ.

4) Σε κάποιες περιπτώσεις, θεωρητικά και πειραματικά δεδομένα, μας υποχρεώνουν να αποδεχθούμε την ισχύ ηλεκτρονικών τύπων στους οποίους ένα στοιχείο έχει περισσότερα των 8 ηλεκτρονίων, παρόλον ότι υπάρχει θεωρητικά, για την ίδια ένωση, τύπος με 8 ηλεκτρόνια σε κάθε στοιχείο, πλην του Η. Δύο από τις περιπτώσεις αυτές είναι του H_2SO_4 και του H_3PO_4 .

Για να ερμηνευθεί η ισχύς των τύπων αυτών, έχει εισαχθεί ο κανόνας: «Τα τυπικά φορτία των στοιχείων μιας ένωσης, να είναι 0, ή αν αυτό δεν είναι δυνατόν, να έχουν τη μικρότερη δυνατή τιμή».

Τυπικό φορτίο χημικού στοιχείου, που μετέχει στο σχηματισμό ένωσης, είναι εκείνο που προκύπτει αν θεωρήσουμε ότι όλα τα στοιχεία έχουν την ίδια τιμή ηλεκτροαρνητικότητας και καταναίμουμε ισομερώς τα ηλεκτρόνια των ομοιοπολικών δεσμών στα στοιχεία μεταξύ των οποίων σχηματίζονται. (φαίνεται, στην επόμενη σελίδα, στο παράδειγμα αναγραφής ηλεκτρονικού τύπου του H_2SO_4)

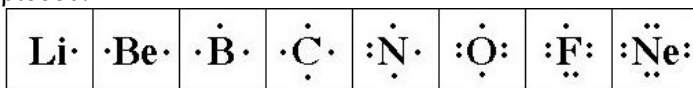
Ατέλειες της υπάρχουσας διαδικασίας (θεωρίας).

Προκύπτουν πολλές εξαιρέσεις, πλην της αναμενόμενης περίπτωσης του Β όπως: στις ενώσεις PCl_5 , SCl_6 , IF_7 τα στοιχεία P, S, I, έχουν στην εξωτερική τους στοιβάδα 10, 12 και 14 ηλεκτρόνια αντίστοιχα, αντί των 8. Ο κανόνας (4) έχει εισαχθεί για να ερμηνεύσει τέτοιου είδους εξαιρέσεις.

ΣΥΜΠΛΗΡΩΣΗ ΚΑΙ ΤΡΟΠΟΠΟΙΗΣΗ ΤΗΣ ΓΝΩΣΤΗΣ ΔΙΑΔΙΚΑΣΙΑΣ ΧΩΡΙΣ ΑΝΑΦΟΡΑ ΣΤΗ ΘΕΩΡΙΑ ΤΩΝ ΤΡΟΧΙΑΚΩΝ.

Η προτεινόμενη θεωρία και η αντίστοιχη διαδικασία στην πλήρη τους μορφή, χωρίς αναφορά σε ατομικά τροχιακά είναι:

1) Για την κατανομή των ηλεκτρονίων σε κάθε στοιχείο μετά το σχηματισμό των δεσμών, πρέπει να γνωρίζουμε ακόμη: τη σειρά ηλεκτροαρνητικότητας, τον αριθμό ηλεκτρονίων των εξωτερικών στοιβάδων και τη διάταξη των ηλεκτρονίων αυτών σε ζεύγη και μονήρη, σύμφωνα με τη γνωστή υπόδειξη του Lewis όπως φαίνεται στα στοιχεία της δεύτερης περιόδου:



2) Για το σχηματισμό χημικών ενώσεων, μετέχουν τα ηλεκτρόνια των εξωτερικών στοιβάδων των στοιχείων.

3) Ο αριθμός των ομοιοπολικών δεσμών τους οποίους σχηματίζει ένα στοιχείο, ταυτίζεται με τον αριθμό των μονήρων ηλεκτρονίων της εξωτερικής στοιβάδας.

4) Τα στοιχεία, κατά το σχηματισμό χημικών ενώσεων, έχουν την τάση να σχηματίζουν εξωτερική στοιβάδα οκτώ ηλεκτρονίων, ή δύο αν η εξωτερική στοιβάδα είναι η K. Η προαναφερθείσα τάση δεν είναι ίδια για όλα τα στοιχεία. Μεταξύ δύο στοιχείων που σχηματίζουν δεσμό, τη μεγαλύτερη τάση έχει το ηλεκτροαρνητικότερο, το οποίο κατά προτεραιότητα αποκτά 8 ηλεκτρόνια στην εξωτερική του στοιβάδα, ακόμη και αν αυτό συνεπάγεται τη διαφοροποίηση της κατανομής ηλεκτρονίων, της εξωτερικής στοιβάδας του λιγότερο ηλεκτροαρνητικού, σε ζεύγη και μονήρη.

Παρατήρηση:

Η καινοτομία περιέχεται στον κανόνα (4). Η έννοια του τυπικού φορτίου εγκαταλείπεται.

ΠΡΟΤΑΣΗ ΝΕΑΣ ΘΕΩΡΙΑΣ

Η προτεινόμενη νέα θεωρία, με αναφορά στη θεωρία των ατομικών τροχιακών αποτελεί σύνοψη των προαναφερθέντων και είναι η ακόλουθη:

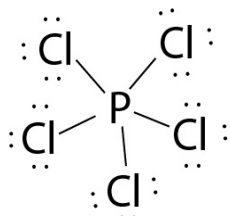
Για το σχηματισμό χημικών ενώσεων, μετέχουν τα ηλεκτρόνια των εξωτερικών στοιβάδων των στοιχείων. Αν μεταξύ δύο στοιχείων υπάρχει επαρκής διαφορά ηλεκτροαρνητικότητας, στο ηλεκτροαρνητικότερο μετέχουν τα ηλεκτρόνια των ασυμπλήρωτων τροχιακών, ενώ στο λιγότερο ηλεκτροαρνητικό μετέχουν, κατά περίπτωση, ή τα ηλεκτρόνια των ασυμπλήρωτων τροχιακών, ή όλα τα ηλεκτρόνια της εξωτερικής στοιβάδας, τα οποία εξαναγκάζονται σε υβριδισμό.

ΑΤΕΛΕΙΑ ΤΟΥ ΝΕΟΥ ΟΡΙΣΜΟΥ

Δεν προσδιορίζεται η «επαρκής διαφορά ηλεκτροαρνητικότητας». Από τη μελέτη των ενώσεων P, S και I με τα στοιχεία F, Cl και Br, όπως PBr₃, PCl₃, PCl₅, IF₇ και άλλων, φαίνεται ότι η διαφορά ηλεκτροαρνητικότητας δεν είναι ο μοναδικός παράγων ο οποίος εξαναγκάζει σε υβριδισμό τα ηλεκτρόνια του λιγότερο ηλεκτροαρνητικού στοιχείου.

ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑΤΑ ΧΩΡΙΣ ΤΗ ΧΡΗΣΗ ΤΗΣ ΘΕΩΡΙΑΣ ΤΩΝ ΑΤΟΜΙΚΩΝ ΤΡΟΧΙΑΚΩΝ

1) Ερμηνεία της ισχύος του ηλεκτρονικού τύπου του PCl₅



Σύμφωνα με την ισχύουσα θεωρία:

Το στοιχείο P έχει 10 ηλεκτρόνια στην εξωτερική του στοιβάδα και αυτό είναι μια από τις εξαιρέσεις.

Σύμφωνα με την προτεινόμενη θεωρία:

Το Cl επειδή έχει την επαρκή διαφορά ηλεκτροαρνητικότητας από το P, παίρνει όλα τα ηλεκτρόνια της εξωτερικής του στοιβάδας. Δηλαδή τα ηλεκτρόνια του P τα οποία στη βασική του κατάσταση διατάσσονται σε ένα ζεύγος και τρία μονήρη, διαφοροποιούνται και διατάσσονται σε πέντε μονήρη, τα οποία στη συνέχεια δίνουν ομοιοπολικούς δεσμούς με τα μονήρη ηλεκτρόνια του Cl.

2) Γιατί δεν υπάρχει η ένωση PH₅ ενώ υπάρχουν οι ενώσεις PCl₃, PCl₅ και PH₃;

Σύμφωνα με την ισχύουσα θεωρία:

Δεν υπάρχει απάντηση.

Σύμφωνα με την προτεινόμενη θεωρία:

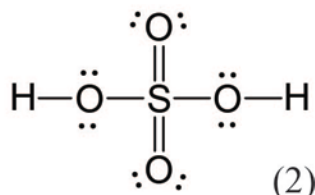
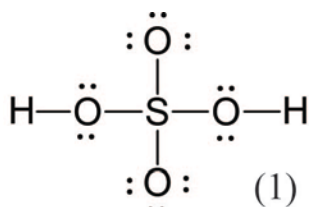
Τα 5 ηλεκτρόνια της εξωτερικής στοιβάδας του P, διατάσσονται σε ένα ζεύγος και τρία μονήρη. Το H είναι λιγότερο ηλεκτροαρνητικό του P και επομένως δεν μπορεί να

“εξαναγκάσει” τα ηλεκτρόνια του P να διαταχθούν σε πέντε μονήρη, ώστε να προκύψουν 5 ομοιοπολικοί δεσμοί. Για το λόγο αυτό δεν υπάρχει η ένωση PH₅. Αντίθετα επειδή το Cl έχει επαρκή διαφορά ηλεκτροαρνητικότητας από το P, δεσμεύει όλα τα ηλεκτρόνια της εξωτερικής του στοιβάδας για το σχηματισμό της ένωσης PCl₅.

3) Διαδικασία αναγραφής του τύπου του H₂SO₄

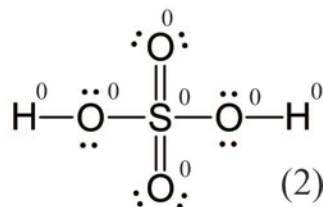
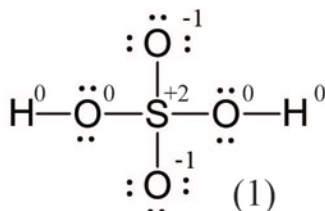
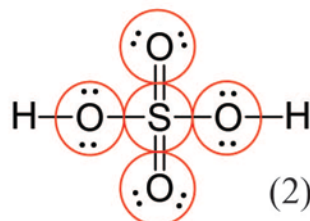
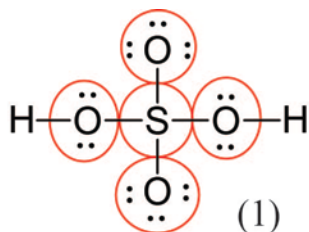
Σύμφωνα με την ισχύουσα θεωρία:

Τα ηλεκτρόνια των εξωτερικών στοιβάδων των στοιχείων είναι: $2 \times 1 + 1 \times 6 + 4 \times 6 = 32$, τα οποία αν κατανεμηθούν ώστε γύρω από κάθε άτομο να υπάρχουν 8 ηλεκτρόνια, πλην των ατόμων του H, προκύπτει ο τύπος (1).



Σύμφωνα όμως με εργαστηριακά δεδομένα, πρέπει να δεχθούμε ότι ο τύπος του H₂SO₄ είναι ένα υβρίδιο μεταξύ των τύπων (1), (2). Εξ' άλλου σύμφωνα με τις εξισώσεις Schrödinger, περισσότερο ευσταθής είναι η δομή (2).

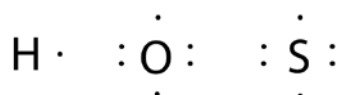
Για να ερμηνευθεί η ισχύς του τύπου (2), στον οποίο το άτομο του S έχει 12 ηλεκτρόνια, επικαλούμαστε το «τυπικό φορτίο»:



Στον τύπο (1) το τυπικό φορτίο δύο ατόμων O είναι -1 και του S είναι +2. Στον τύπο (2) το τυπικό φορτίο όλων των στοιχείων είναι 0.

Σύμφωνα με την προτεινόμενη θεωρία:

Το O είναι ηλεκτροαρνητικότερο των τριών και επομένως κατά προτεραιότητα θα αποκτήσει 8 ηλεκτρόνια στην εξωτερική του στοιβάδα. Το H είναι λιγότερο ηλεκτροαρνητικό των τριών.

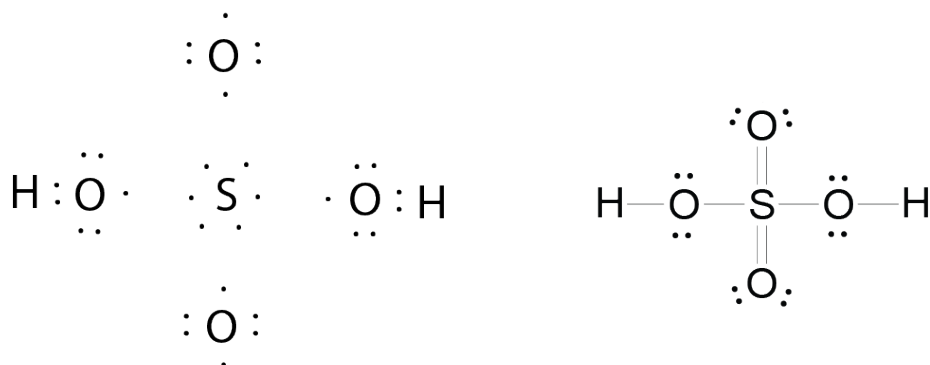


Το O έχει 6 ηλεκτρόνια στην εξωτερική του στοιβάδα τα οποία κατανέμονται σε δύο ζεύγη και δύο μονήρη. Επομένως κάθε άτομο O θα σχηματίσει 2 ομοιοπολικούς δεσμούς.

Τα 2 άτομα του H θα ενωθούν με άτομα O για να προκύψουν δύο ομάδες -OH, διότι όσο μεγαλύτερη διαφορά ηλεκτροαρνητικότητας έχουν δύο στοιχεία τόσο μεγαλύτερη τάση έχουν να ενωθούν μεταξύ τους.



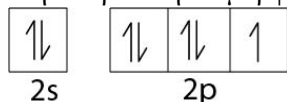
Τα 6 ηλεκτρόνια του S αντί να διαταχθούν σε δύο ζεύγη και δύο μονήρη, “εξαναγκάζονται” από την υψηλή ηλεκτροαρνητικότητα του O, να διαταχθούν σε 6 μονήρη, από τα οποία τα 2 σχηματίζουν ομοιοπολικούς δεσμούς με τα άτομα του O των -OH και τα υπόλοιπα 4 χρησιμοποιούνται για τη δημιουργία διπλών ομοιοπολικών δεσμών με τα υπόλοιπα 2 άτομα του O.



ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑ ΜΕ ΤΗ ΧΡΗΣΗ ΤΗΣ ΘΕΩΡΙΑΣ ΤΩΝ ΑΤΟΜΙΚΩΝ ΤΡΟΧΙΑΚΩΝ

Ερμηνεία σχηματισμού δεσμών στην ένωση: SF₆.

Η ηλεκτρονική διαμόρφωση της εξωτερικής στοιβάδας του F είναι:

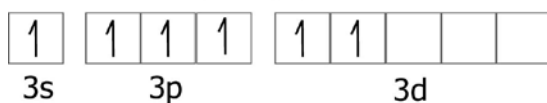


Επειδή η ηλεκτροαρνητικότητα του F είναι κατά πολύ μεγαλύτερη από εκείνη του S, κάθε άτομο F συμπληρώνει το ασυμπλήρωτο p τροχιακό του με ηλεκτρόνια της εξωτερικής στοιβάδας του S, σε όποια υποστοιβάδα και αν ανήκουν. Δηλαδή το άτομο του S εξαναγκάζεται από την υψηλή τιμή ηλεκτροαρνητικότητας του F στο γνωστό υβριδισμό, όπως φαίνεται στο παρακάτω σχήμα:

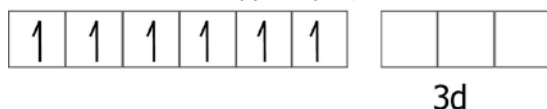
Βασική κατάσταση



Πρωώθηση



Υβριδισμός



Η τελική κατανομή σε τροχιακά των δύο στοιχείων, αιτιολογεί τον τύπο SF₆.

Η εισήγηση αυτή παρουσιάστηκε στο 12ο Συνέδριο Ελλάδας Κύπρου και υπάρχει στο οικεία πρακτικά.

Βιβλιογραφία

- 1) Peter Atkins. *General Chemistry American Books.*
W.H. Freeman and Company, New York and Oxford.

- 2) *Chemistry the Central Science*. T. L. Brown, H. E. LeMay, B. E. Burten.
- 3) *Chimie générale. Version Française de Chemistry and Reactivity*, 5th edition, by John C. Kotz and Paul M. Treichel, Jr.

Από το internet

- 1) <http://chemed.chem.purdue.edu/genchem/topicreview/bp/ch8/lewis.html>
- 2) <https://www.youtube.com/watch?v=b3fuCuhglyk>
- 3) https://www.youtube.com/watch?v=qAHQrxYRq_o
- 4) https://www.youtube.com/watch?v=OBi3cZaI_K0

Polychronis Karagkiozidis Chemist
School Advisor on Secondary Education
Thessaloniki Greece.
Mail: info@polkarag.gr Website: www.polkarag.gr