

# ΔΟΜΗ ΧΗΜΙΚΩΝ ΕΝΩΣΕΩΝ ΑΝΑΓΡΑΦΗ ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΑΚΩΝ ΤΥΠΩΝ.

Πολυχρόνης Καραγκιοζίδης Χημικός.  
τέως Σχολικός Σύμβουλος Δ.Ε. [www.polkarag.gr](http://www.polkarag.gr) Mail : [info@polkarag.gr](mailto:info@polkarag.gr)

## ΑΝΑΦΟΡΑ ΣΤΗ ΓΝΩΣΤΗ ΔΙΑΔΙΚΑΣΙΑ.

Για την αναγραφή ηλεκτρονιακών (ηλεκτρονικών) τύπων, ακολουθούμε τη διαδικασία με τους ακόλουθους κανόνες:

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. Εξαίρεση αποτελούν οι ενώσεις του Β και κάποιες ενώσεις του ΑΙ.

4) 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 κατανείμουμε ισομερώς τα ηλεκτρόνια των ομοιοπολικών δεσμών στα στοιχεία μεταξύ των οποίων σχηματίζονται. Φαίνεται στην σελίδα (2), στο παράδειγμα: “1) Διαδικασία αναγραφής ηλεκτρονικού τύπου του  $H_2SO_4$ ”

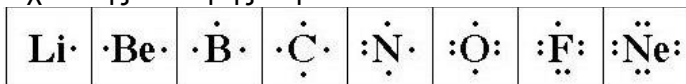
Ο κανόνας (4) έχει μεγαλύτερη ισχύ από τον κανόνα (3). Είναι μεταγενέστερος και έχει εισαχθεί για να ερμηνευθούν πολλές εξαιρέσεις, όπως φαίνεται στην επόμενη παράγραφο:

**Μειονέκτημα:** Σε πολλές περιπτώσεις, θεωρητικά και πειραματικά δεδομένα μας υποχρεώνουν να αποδεχθούμε την ισχύ ηλεκτρονιακών 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. Δύο από τις περιπτώσεις αυτές είναι του  $H_2SO_4$  και του  $H_3PO_4$ , όπως φαίνεται στην σελίδα (2).

## ΣΥΜΠΛΗΡΩΣΗ ΚΑΙ ΤΡΟΠΟΠΟΙΗΣΗ ΤΗΣ ΓΝΩΣΤΗΣ ΔΙΑΔΙΚΑΣΙΑΣ

Η προτεινόμενη θεωρία και η αντίστοιχη διαδικασία για την αναγραφή ηλεκτρονικών τύπων, άρα και για την εύρεση της δομής των χημικών ενώσεων στην πλήρη τους μορφή 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 Κ. 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.

### Παρατηρήσεις:

Η καινοτομία της προτεινόμενης θεωρίας περιέχεται στον κανόνα (4).

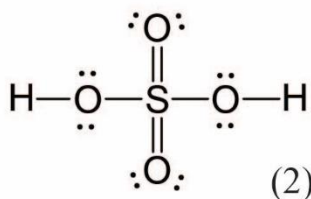
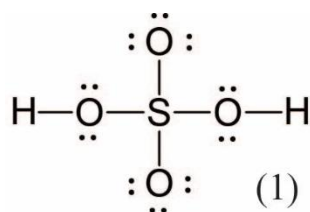
Η έννοια του τυπικού φορτίου εγκαταλείπεται.

### ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑΤΑ

#### 1) Διαδικασία αναγραφής ηλεκτρονιακού τύπου του $H_2SO_4$

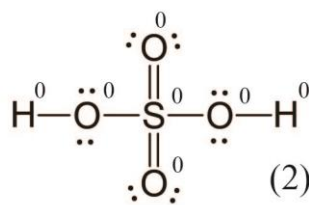
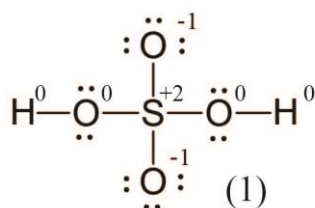
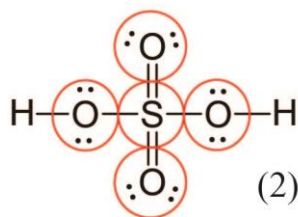
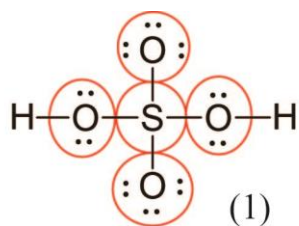
##### α) Σύμφωνα με την ισχύουσα θεωρία:

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  $H_2SO_4$  είναι ένα υβρίδιο μεταξύ των τύπων (1), (2). Εξ' άλλου σύμφωνα με τις εξισώσεις Schrödinger, περισσότερο ευσταθής είναι η δομή (2).

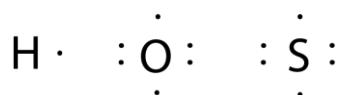
Για να ερμηνευθεί η ισχύς του τύπου (2), στον οποίο το άτομο του S έχει 12 ηλεκτρόνια, επικαλούμαστε το «τυπικό φορτίο»:



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. Επομένως δεκτός ο τύπος (2).

##### β) 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.

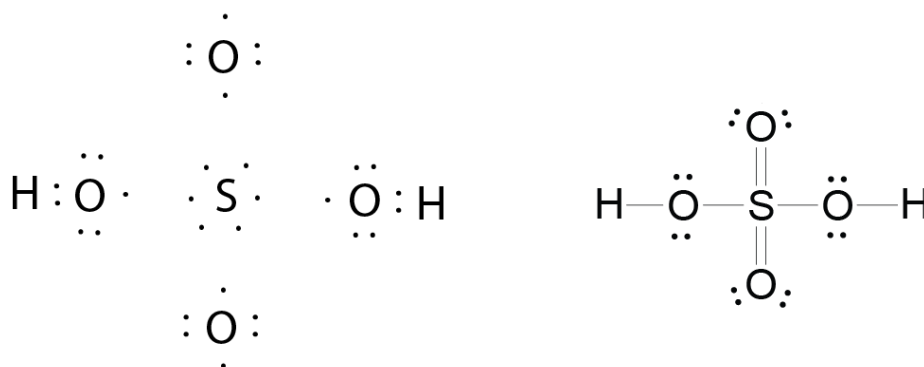


Το Ο έχει 6 ηλεκτρόνια στην εξωτερική του στοιβάδα τα οποία κατανέμονται σε δύο ζεύγη και δύο μονήρη. Επομένως κάθε άτομο Ο θα σχηματίσει 2 ομοιοπολικούς δεσμούς.

Τα 2 άτομα του Η θα ενωθούν με άτομα Ο για να προκύψουν δύο ομάδες –ΟΗ, διότι όσο μεγαλύτερη διαφορά ηλεκτροαρνητικότητας έχουν δύο στοιχεία τόσο μεγαλύτερη τάση έχουν να ενωθούν μεταξύ τους.

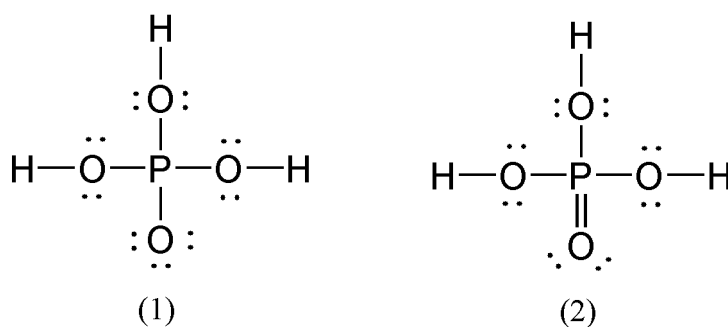


Τα 6 ηλεκτρόνια του S αντί να διαταχθούν σε δύο ζεύγη και δύο μονήρη, “εξαναγκάζονται” από την υψηλή ηλεκτροαρνητικότητα του Ο[1],[2], να διαταχθούν σε 6 μονήρη, από τα οποία τα 2 σχηματίζουν ομοιοπολικούς δεσμούς με τα άτομα του Ο των –ΟΗ, και τα υπόλοιπα 4 χρησιμοποιούνται για τη δημιουργία διπλών ομοιοπολικών δεσμών με τα υπόλοιπα 2 άτομα του Ο.

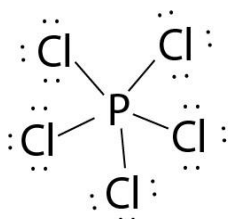


## 2) Ηλεκτρονιακός τύπος του H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>

Σύμφωνα με τη διαδικασία του προηγούμενου παραδείγματος, για το H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> σωστή είναι η δομή (2), στην οποία το άτομο του P έχει 10 ηλεκτρόνια, ενώ στη δομή (1) έχει 8.



## 3) Ερμηνεία της ισχύος του ηλεκτρονιακού τύπου του PCl<sub>5</sub>



Σύμφωνα με την ισχύουσα θεωρία:

Το στοιχείο P στην ένωση PCl<sub>5</sub> έχει 10 ηλεκτρόνια στην εξωτερική του στοιβάδα και αυτό είναι μια από τις εξαιρέσεις.

Σύμφωνα με την προτεινόμενη θεωρία:

Το Cl επειδή έχει μεγαλύτερη 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.

**4) α) Γιατί δεν υπάρχει η ένωση PH<sub>5</sub> ενώ υπάρχουν οι ενώσεις PCl<sub>3</sub>, PCl<sub>5</sub> και PH<sub>3</sub>; β) Υπάρχει η ένωση AsH<sub>5</sub>;**

α) 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 PH<sub>5</sub>. Αντίθετα επειδή το Cl είναι ηλεκτροαρνητικότερο του P, μπορεί να δεσμεύσει όλα τα ηλεκτρόνια της εξωτερικής του στοιβάδας για το σχηματισμό της ένωσης PCl<sub>5</sub>. Για το λόγο αυτό όταν ενώνονται τα στοιχεία P και Cl ανάλογα με τις συνθήκες, θα προκύψει μια από τις ενώσεις PCl<sub>3</sub> ή PCl<sub>5</sub>.

**β)** Σύμφωνα με την προτεινόμενη θεωρία προβλέπεται να υπάρχει διότι το H είναι λιγότερο ηλεκτροαρνητικό του As [1],[2].

Σημείωση: Επειδή η διαφορά ηλεκτροαρνητικότητας H και As είναι εξαιρετικά μικρή, 2.20 και 2,18, η ένωση AsH<sub>5</sub> είναι ασταθής [8], ενώ η ένωση AsH<sub>3</sub> είναι σταθερή.

#### ΑΝΑΦΟΡΑ ΣΤΗ ΘΕΩΡΙΑ ΤΩΝ ΤΡΟΧΙΑΚΩΝ.

Η προτεινόμενη νέα θεωρία, με αναφορά στη θεωρία των ατομικών τροχιακών προκύπτει από την αντικατάσταση του κανόνα (4) από τον:

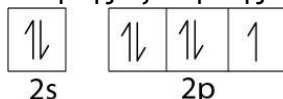
**«Τα στοιχεία, κατά το σχηματισμό χημικών ενώσεων, έχουν την τάση να σχηματίζουν εξωτερική στοιβάδα οκτώ ηλεκτρονίων, ή δύο αν η εξωτερική στοιβάδα είναι η K.**

**Αν μεταξύ δύο στοιχείων υπάρχει 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 από το ηλεκτροαρνητικότερο για να μετατραπούν σε μονήρη».**

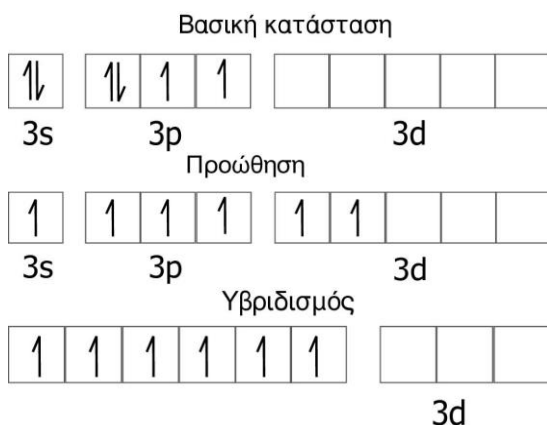
#### ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑ

**Ερμηνεία σχηματισμού δεσμών στην ένωση: SF<sub>6</sub>.**

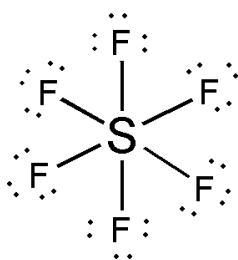
Η ηλεκτρονική διαμόρφωση της εξωτερικής στοιβάδας του F είναι:



Επειδή η ηλεκτροαρνητικότητα του F είναι 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 σε υβριδισμό, όπως φαίνεται στο παρακάτω σχήμα:



Η τελική κατανομή σε τροχιακά των δύο στοιχείων, αιτιολογεί τον τύπο SF<sub>6</sub>, στον οποίο το άτομο του S έχει 12 ηλεκτρόνια, ενώ κάθε άτομο F έχει 8.



### ΜΕΙΟΝΕΚΤΗΜΑ ΤΗΣ ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΗΣ ΘΕΩΡΙΑΣ

Δεν ερμηνεύει τον υβριδισμό του C στα αλκάνια, και δεν αιτιολογεί την ανυπαρξία της ένωσης CH<sub>2</sub>, όπως και η ισχύουσα.

### 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, 5<sup>th</sup> edition, by John C. Kotz and Paul M. Treichel, Jr.*

### Από το internet

- 1) <https://pediabay.com/periodic-table-electronegativity/>
- 2) [https://www.angelo.edu/faculty/kboudrea/periodic/trends\\_electronegativity.htm](https://www.angelo.edu/faculty/kboudrea/periodic/trends_electronegativity.htm)
- 3) <https://chemistry.stackexchange.com/questions/43773/why-does-ash5-not-exist>
- 4) <http://chemed.chem.purdue.edu/genchem/topicreview/bp/ch8/lewis.html>
- 5) <https://www.youtube.com/watch?v=b3fuCuhglvk>
- 6) [https://www.youtube.com/watch?v=qAHQrxYRq\\_o](https://www.youtube.com/watch?v=qAHQrxYRq_o)
- 7) [https://www.youtube.com/watch?v=OBi3cZaI\\_K0](https://www.youtube.com/watch?v=OBi3cZaI_K0)
- 8) <https://goldbook.iupac.org/terms/view/A00459> — AsH<sub>5</sub>
- 9) [www.polkarag.gr](http://www.polkarag.gr)

Polychronis Karagkiozidis Chemist  
School Advisor on Secondary Education  
Thessaloniki Greece.