



ΤΕΧΝΟΛΟΓΙΚΟ  
ΕΚΠΑΙΔΕΥΤΙΚΟ  
ΙΔΡΥΜΑ  
—  
ΤΕΙ ΗΠΕΙΡΟΥ

---

## **Γεωργική Χημεία**

### **Γραφή χημικών τύπων και ονοματολογία χημικών ενώσεων**

Γεώργιος Παπαδόπουλος, Καθηγητής Τμ. Τεχνολόγων Γεωπόνων Τ.Ε.

## Άδειες Χρήσης

Το παρόν εκπαιδευτικό υλικό υπόκειται σε άδειες χρήσης Creative Commons. Για εκπαιδευτικό υλικό, όπως εικόνες, που υπόκειται σε άλλου τύπου άδειας χρήσης, η άδεια χρήσης αναφέρεται ρητώς.



## Χρηματοδότηση

Το παρόν εκπαιδευτικό υλικό έχει αναπτυχθεί στα πλαίσια του εκπαιδευτικού έργου του διδάσκοντα. Το έργο «**Ανοικτά Ακαδημαϊκά Μαθήματα στο ΤΕΙ Ηπείρου**» έχει χρηματοδοτήσει μόνο τη αναδιαμόρφωση του εκπαιδευτικού υλικού.



Το έργο υλοποιείται στο πλαίσιο του Επιχειρησιακού Προγράμματος «Εκπαίδευση και Δια Βίου Μάθηση» και συγχρηματοδοτείται από την Ευρωπαϊκή Ένωση (Ευρωπαϊκό Κοινωνικό Ταμείο) και από εθνικούς πόρους.



## **Γραφή χημικών τύπων και ονοματολογία των ενώσεων**

Αγγελική Ζαρλαχά, M.Sc., χημικός

### **Εισαγωγή**

Η γλώσσα της χημείας είναι η πλουσιότερη γλώσσα. Έχει να κάνει με τουλάχιστον δέκα εκατομμύρια γνωστές ενώσεις και ο αριθμός αυτός αυξάνεται ραγδαία. Περίπου 600.000 νέες ενώσεις παρασκευάζονται κάθε χρόνο. Σκεφθείτε για σύγκριση ότι η αγγλική γλώσσα δεν ξεπερνά τις 500.000 λέξεις, ενώ η ελληνική υπολογίζεται σε πέντε εκατομμύρια λέξεις.

Στην αρχή τα ονόματα δίνονταν κατά το πλείστον με βάση την προέλευση ή τις ιδιότητες της ένωσης, π.χ. το χρώμα. Μερικά απ' αυτά «αντέχουν» μέχρι σήμερα, πχ. οινόπνευμα ή άκουα φόρτε (δυνατό νερό, το νιτρικό οξύ). Λίγο αργότερα, με την αύξηση του αριθμού των ενώσεων, επικράτησε πλήρης σύγχυση, μέχρις ότου στις αρχές του 19ου αιώνα ο σπουδαίος Σουηδός χημικός Berzelius έδωσε τους συμβολισμούς των χημικών στοιχείων και άνοιξε το δρόμο για τη συστηματική μελέτη της ονοματολογίας.

Στις ημέρες μας η Διεθνής Ένωση Θεωρητικής και Εφαρμοσμένης Χημείας (IUPAC) έχει επιφορτιστεί με το έργο της εναρμόνισης της διεθνούς αυτής «γλώσσας», με θέσπιση από καιρό σε καιρό νέων συμπληρωματικών κανόνων που να καλύπτουν τις νέες εξελίξεις και έχουν παγκόσμια ισχύ.

### *Χημικά σύμβολα, το αλφαβητάρι της χημείας*

Τα χημικά σύμβολα είναι συντομογραφίες των ονομάτων των 112 στοιχείων. Τα σύμβολα αυτά προέρχονται συνήθως από το πρώτο ή τα δύο πρώτα γράμματα του αγγλικού ή του λατινικού ονόματος του στοιχείου.

### *Χημικοί τύποι ενώσεων, το λεξιλόγιο της χημείας*

Οι χημικοί τύποι αποτελούν τα σύμβολα των χημικών ενώσεων. Οι χημικοί τύποι διακρίνονται σε διάφορα είδη ανάλογα με τις πληροφορίες που δίνουν για τις ενώσεις τις οποίες συμβολίζουν. Οι μοριακοί τύποι, που χρησιμοποιούνται συνήθως στην ανόργανη χημεία, μας δείχνουν:

1. από ποια στοιχεία αποτελείται η ένωση
2. τον ακριβή αριθμό των ατόμων στο μόριο της ένωσης.

Να σημειωθεί ότι η οργανική χημεία περιλαμβάνει τις ενώσεις του άνθρακα πλην του CO, CO<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> και ανθρακικών αλάτων.

Για τη γραφή και την ονομασία των μοριακών τύπων είναι απαραίτητη η γνώση των κυριότερων ιόντων καθώς και η εκμάθηση των συνηθέστερων αριθμών οξείδωσης των στοιχείων στις ενώσεις τους. Αυτά δίνονται αμέσως παρακάτω:

*Οι τύποι των ιόντων και οι ονομασίες τους*

Τα ιόντα ως γνωστό είναι φορτισμένα άτομα, π.χ.  $\text{Na}^+$ ,  $\text{S}^{2-}$ , ή φορτισμένα συγκροτήματα ατόμων, π.χ.  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ . Αυτά που έχουν θετικό φορτίο λέγονται *κατιόντα*, ενώ αυτά που έχουν αρνητικό φορτίο λέγονται *ανιόντα*. Οι ονομασίες και οι συμβολισμοί των κυριότερων μονοατομικών και πολυατομικών ιόντων δίνονται στους παρακάτω πίνακες:

**Πίνακας 1. Ονοματολογία των κυριότερων μονοατομικών ιόντων**

$\text{Cl}^-$	χλωριούχο ή χλωρίδιο
$\text{O}^{2-}$	οξυγονούχο ή οξείδιο
$\text{Br}^-$	βρωμιούχο ή βρωμίδιο
$\text{S}^{2-}$	θειούχο ή σουλφίδιο
$\text{I}^-$	ιωδιούχο ή ιωδίδιο
$\text{F}^-$	φθοριούχο ή φθορίδιο
$\text{P}^{3-}$	φωσφορούχο ή φωσφίδιο
$\text{N}^{3-}$	αζωτούχο ή νιτρίδιο

**Πίνακας 2. Ονοματολογία των κυριότερων πολυατομικών ιόντων**

<i>Ιόν</i>	<i>Όνομα</i>	<i>Ιόν</i>	<i>Όνομα</i>
$\text{NO}_3^-$	Νιτρικό	$\text{CN}^-$	κυάνιο
$\text{NO}_2^-$	Νιτρώδες	$\text{ClO}_4^-$	υπερχλωρικό
$\text{CO}_3^{2-}$	Ανθρακικό	$\text{ClO}_3^-$	χλωρικό
$\text{HCO}_3^-$	όξινο ανθρακικό	$\text{ClO}_2^-$	χλωριώδες
$\text{SO}_4^{2-}$	Θειικό	$\text{ClO}^-$	υποχλωριώδες
$\text{HSO}_4^-$	όξινο θειικό	$\text{CrO}_4^-$	χρωμικό
$\text{SO}_3^{2-}$	Θειώδες	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	διχρωμικό
$\text{PO}_4^{3-}$	Φωσφορικό	$\text{MnO}_4^-$	υπερμαγγανικό
$\text{HPO}_4^{2-}$	όξινο φωσφορικό	$\text{OH}^-$	υδροξείδιο
$\text{H}_2\text{PO}_4^-$	δισόξινο φωσφορικό	$\text{NH}_4^+$	αμμώνιο

Τα πολυατομικά ιόντα ονομάζονται και *ρίζες*, ονομασία που δεν χρησιμοποιείται και πολύ πια. Προσέξτε ότι υπάρχει μόνον ένα πολυατομικό κατιόν, το αμμώνιο!

## Αριθμός οξείδωσης

Ο αριθμός οξείδωσης (Α.Ο.) είναι μία συμβατική έννοια που επινοήθηκε για να διευκολύνει, μεταξύ άλλων, τη γραφή των χημικών τύπων.

*Αριθμός οξείδωσης ενός ατόμου σε μία ομοιοπολική ένωση ορίζεται το φαινομενικό φορτίο που θα αποκτήσει το άτομο, αν τα κοινά ζεύγη ηλεκτρονίων αποδοθούν στο ηλεκτραρνητικότερο άτομο. Αντίστοιχα, αριθμός οξείδωσης ενός ιόντος σε μια ιοντική ένωση είναι το πραγματικό φορτίο του ιόντος.*

Οι συνηθέστεροι αριθμοί οξείδωσης στοιχείων σε ενώσεις είναι αυτοί που αναγράφονται στον παρακάτω πίνακα:

**Πίνακας 3. Συνήθεις τιμές Α.Ο. στοιχείων σε ενώσεις τους**

Στοιχείο(α)	Αριθμός οξείδωσης (ΑΟ)
Na, K, Ag, H	+1
Ba, Ca, Mg, Zn	+2
Al	+3
F, Cl, Br, I	-2
O, S	-2
P, N	-3

Για τον υπολογισμό των αριθμών οξείδωσης στοιχείων σε ενώσεις ακολουθούμε τους παρακάτω πρακτικούς κανόνες:

1. Κάθε στοιχείο σε ελεύθερη κατάσταση έχει Α.Ο. ίσο με το μηδέν.
2. Το Η στις ενώσεις του έχει Α.Ο. ίσο με +1, εκτός από τις ενώσεις του με τα μέταλλα (υδρίδια) που έχει -1.
3. Το F στις ενώσεις του έχει πάντοτε Α.Ο. ίσο με -1.
4. Το O στις ενώσεις του έχει Α.Ο. ίσο με -2, εκτός από τα υπεροξείδια (που έχουν την ομάδα -O-O-), στα οποία έχει -1, και την ένωση OF<sub>2</sub> (οξείδιο του φθορίου), στην οποία έχει +2.
5. Τα αλκάλια, π.χ. Na, K, έχουν πάντοτε Α.Ο. +1, και οι αλκαλικές γαίες, π.χ. Ba, Ca, έχουν πάντοτε Α.Ο. +2
6. Το αλγεβρικό άθροισμα των Α.Ο. όλων των ατόμων σε μία ένωση είναι ίσο με το μηδέν.
7. Το αλγεβρικό άθροισμα των Α.Ο. όλων των ατόμων σε ένα πολυατομικό ιόν είναι ίσο με το φορτίο του ιόντος.

### Παράδειγμα

Να υπολογισθούν οι αριθμοί οξείδωσης:

α) του S στο θειικό οξύ ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ )

β) του P στο φωσφορικό ιόν ( $\text{PO}_4^{3-}$ ).

### ΑΠΑΝΤΗΣΗ

α) Οι αριθμοί οξείδωσης για το H είναι +1 και για το O είναι -2, άρα έχουμε:

$$2(+1) + x + 4(-2) = 0 \Rightarrow x = +6$$

β) Για το O ο αριθμός οξείδωσης είναι -2, άρα έχουμε:

$$x + 4(-2) = -3 \Rightarrow x = +5$$

δηλαδή, ο Α.Ο. του P στο φωσφορικό ιόν είναι +5.

### Γραφή μοριακών τύπων ανόργανων χημικών ενώσεων

Κατ' αρχάς δεχόμαστε ότι η ανόργανη ένωση αποτελείται από δύο μέρη, που μπορεί να είναι άτομα ή ιόντα. Αν το πρώτο μέρος, π.χ. A, έχει θετικό αριθμό οξείδωσης +x, ενώ το δεύτερο τμήμα B έχει αριθμό οξείδωσης -y, τότε ο μοριακός τύπος της ένωσης είναι  $\text{A}_y\text{B}_x$ .

Να παρατηρήσουμε ότι:

α. αν κάποιος δείκτης είναι 1, τότε αυτός παραλείπεται.

β. αν ο λόγος y:x απλοποιείται, τότε προηγείται απλοποίηση πριν από τη γραφή του μοριακού τύπου.

### Παράδειγμα.

Να γραφούν οι μοριακοί τύποι των ενώσεων που αποτελούνται από:

α)  $\text{Al}^{+3}$  και  $\text{SO}_4^{2-}$

β)  $\text{Sn}^{4+}$  και  $\text{O}^{2-}$ .

### ΑΠΑΝΤΗΣΗ

α)  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

β)  $\text{Sn}_2\text{O}_4$ , ή πιο απλά,  $\text{SnO}_2$ .

### Ονοματολογία ανόργανων χημικών ενώσεων

Η χημική γλώσσα, τέλος, ολοκληρώνεται με την ονοματολογία των ενώσεων. Σε γενικές γραμμές η ονοματολογία των ενώσεων αποτελεί συνδυασμό των ονομάτων

των δύο τμημάτων (A, B) της ένωσης. Να παρατηρήσουμε ότι στην Ελλάδα, σε αντίθεση με τις οδηγίες της IUPAC, οι ενώσεις διαβάζονται αντίθετα από ότι γράφονται. Δηλαδή, το δεύτερο τμήμα της ένωσης διαβάζεται πρώτο και το πρώτο τμήμα αυτής δεύτερο.

Οι κανόνες που παρατίθενται παρακάτω αφορούν την ονομασία ανόργανων ενώσεων, με την προϋπόθεση ότι γνωρίζουμε το μοριακό τύπο αυτών.

α. Οι ενώσεις των μετάλλων (ή του ιόντος  $\text{NH}_4^+$ ) με πολυατομικό ανιόν ονομάζονται με το όνομα του ανιόντος πρώτο και το όνομα του μετάλλου (ή  $\text{NH}_4^+$ ) μετά. Επίσης, οι ενώσεις του υδρογόνου με πολυατομικά ανιόντα ονομάζονται με το όνομα του ανιόντος πρώτο και τη λέξη «οξύ»

μετά. Π.χ.

$\text{K}_2\text{CO}_3$  ανθρακικό κάλιο

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  φωσφορικό ασβέστιο

$\text{NH}_4\text{ClO}_3$  χλωρικό αμμώνιο

$\text{H}_2\text{SO}_4$  θειικό οξύ

$\text{H}_3\text{PO}_4$  φωσφορικό οξύ

#### **• Εξαιρέσεις**

HF υδροφθόριο

HCl υδροχλώριο

HBr υδροβρώμιο

HI υδροϊώδιο

$\text{H}_2\text{S}$  υδρόθειο

HCN υδροκυάνιο.

β. Η ονομασία ένωσης μετάλλου (ή  $\text{NH}_4^+$ ) με αμέταλλο προκύπτει από το όνομα του αμετάλλου με την κατάληξη -ούχο ή -ίδιο και ακολουθεί το όνομα του μετάλλου (ή  $\text{NH}_4^+$ ). Να παρατηρήσουμε ότι, αν το μέταλλο έχει περισσότερους από έναν αριθμούς οξείδωσης, τότε μέσα σε παρένθεση αναγράφεται με λατινικό αριθμό ο αριθμός οξείδωσης στον οποίο αναφερόμαστε, π.χ.

$\text{MgBr}_2$  βρωμιούχο μαγνήσιο

FeS θειούχος σίδηρος (II)

$\text{Fe}_2\text{O}_3$  οξειδίο σιδήρου (III)

γ. Η ένωση ενός μετάλλου με το υδροξείδιο ονομάζεται υδροξείδιο του μετάλλου,  
π.χ.

KOH υδροξείδιο του καλίου,

Al(OH)<sub>3</sub> υδροξείδιο του αργιλίου

δ. Μερικές φορές δύο στοιχεία σχηματίζουν περισσότερες από μία ενώσεις. Για τη διάκριση αυτών, στις περιπτώσεις αυτές, χρησιμοποιούμε αριθμητικά προθέματα, που δείχνουν τον αριθμό ατόμων του δεύτερου στοιχείου. Π.χ.

CO μονοξείδιο του άνθρακα\*

CO<sub>2</sub> διοξείδιο του άνθρακα

NO μονοξείδιο του αζώτου\*

N<sub>2</sub>O<sub>5</sub> πεντοξείδιο του αζώτου

PCl<sub>5</sub> πενταχλωριούχος φωσφόρος

\*Είναι ενδεικτικό της προόδου των βιολογικών επιστημών γενικότερα (στις οποίες περιλαμβάνουμε τη γεωπονική, ιατρική και κτηνιατρική) ότι αυτές οι δύο ενώσεις που μέχρι πρόσφατα ήταν γνωστές η πρώτη ως ισχυρό δηλητήριο και η δεύτερη ως αδιάφορη για τους ζωντανούς οργανισμούς, η έρευνα των τελευταίων 25 χρόνων έχει δείξει ότι και οι δύο λειτουργούν (σε πολύ χαμηλές συγκεντρώσεις) ως ενδοκυτταρικά μηνυματοφόρα μόρια, με το δεύτερο μάλιστα να είναι ένας πολύ ισχυρός αγγειοχαλαρωτικός παράγων.

## ΒΙΒΛΙΟΓΡΑΦΙΑ

1. Ευστ. Ταμουτσίδη, *Γεωργική Χημεία*, έκδοση ίδιου, Β έκδοση, 2008
2. Μ. Λάλια – Καντούρη και Στ. Παπαστεφάνου, *Γενική και Ανόργανη Χημεία*, Εκδόσεις Ζήτη, 2<sup>η</sup> έκδοση, Θεσσαλονίκη, 2012
3. Κ.Δ. Ξένου και Ευγ. Ξένου, *Γενική και Ανόργανη Χημεία*, Μακεδονικές Εκδόσεις, Θεσσαλονίκη, 2009
4. Ν. Λυδάκη-Σημαντήρη. *Γενική χημεία και ενόργανη ανάλυση: Θέματα και εργαστηριακές ασκήσεις*. Εκδόσεις Τζιόλα, 2009, 408 σελ.
5. Σ. Λιοδάκης, Δ. Γάκης, Δ. Θεοδωρόπουλος, Π. Θεοδωρόπουλος, Α. Κάλλης. *Χημεία Α' Λυκείου*, ΓΕΛ. Υπουργείο Παιδείας Διά Βίου Μάθησης και Θρησκευμάτων, Παιδαγωγικό Ινστιτούτο, 2013.