

Μ. ΑΛΛΙΑ-ΚΑΝΤΟΥΡΗ

Επίκουρη Καθηγήτρια
Τμήματος Χημείας Α.Π.Θ.

Σ. ΠΑΠΑΣΤΕΦΑΝΟΥ

Επίκουρος Καθηγητής
Τμήματος Χημείας Α.Π.Θ.

ΓΕΝΙΚΗ & ΑΝΟΡΓΑΝΗ ΧΗΜΕΙΑ



ΠΡΟΛΟΓΟΣ

Στη δεύτερη έκδοση του βιβλίου Γενική και Ανόργανη Χημεία, πέρα από τη διόρθωση των λαθών που επισημάνθηκαν, έγινε προσπάθεια για αναλυτικότερη παρουσίαση ορισμένων κεφαλαίων. Η επιλογή αυτών των κεφαλαίων έγινε ύστερα από συζητήσεις με καθηγητές Γεωπονικών Τμημάτων διαφόρων Πανεπιστημίων γύρω από την ύλη του βιβλίου και με φοιτητές διαφόρων ετών, για τις απαραίτητες γνώσεις της Χημείας που πρέπει να αποκομίσουν στο Α' έτος των σπουδών τους, έτσι ώστε να κατανοήσουν ευκολότερα άλλα, συναφή της Χημείας, μαθήματα όπως π.χ. εδαφολογία, βιοχημεία και χημεία λιπασμάτων, τα οποία διδάσκονται σε μεγαλύτερα έτη.

Πιστεύουμε ότι η δεύτερη έκδοση θα βοηθήσει τους αναγνώστες ακόμη περισσότερο στην κατανόηση των θεμάτων που αναπτύσσονται στη Γενική Χημεία. Το τμήμα που αναφέρεται σε ειδικότερα θέματα Ανόργανης Χημείας δεν έχει αναπτυχθεί διότι δεν περιλαμβάνεται στο περιεχόμενο του μαθήματος. Ελπίζουμε, ύστερα από εισήγησή μας, ότι στην ύλη του μαθήματος θα συμπεριληφθούν κεφάλαια Ανόργανης Χημείας, στα οποία θα αναφερθούμε σε μελλοντική έκδοση.

Θεσσαλονίκη
Νοέμβριος 1995

Μ. Αλία - Καντούρη
Σ. Παπαστεφάνου

ΠΕΡΙΕΧΟΜΕΝΑ

ΚΕΦΑΛΑΙΟ 1 - ΟΝΟΜΑΤΟΛΟΓΙΑ - ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΚΕΣ ΔΙΑΜΟΡΦΩΣΕΙΣ ΤΩΝ ΑΤΟΜΩΝ

1-1 Χημικοί τύποι - Ονοματολογία.....	13
1-1.1 Χημικοί τύποι.....	13
1-1.2 Ανόργανη χημική ονοματολογία	18
Διαδικές ενώσεις.....	18
Τριαδικές ενώσεις	20
Ονοματολογία οξέων.....	21
Άλατα.....	23
1-2 Δομή του Ατόμου	24
1-2.1 Ατομικό πρότυπο του Rutherford.....	25
1-2.2 Ατομικό πρότυπο του Bohr.....	27
Θεωρία του Sommerfeld.....	28
1-2.3 Κβαντομηχανική.....	29
Θεωρία των υλοκυμάτων του de Broglie	29
Εξίσωση Schrödinger	30
1-2.4 Κβαντικοί αριθμοί.....	31
1-2.5 Μαγνητικές ιδιότητες.....	34
1-3 Περιοδικό Σύστημα των Στοιχείων.....	35
1-3.1 Εισαγωγή.....	35
1-3.2 Περιγραφή του περιοδικού πίνακα	38
1-4 Περιοδικές Ιδιότητες των Στοιχείων.....	39
1-4.1 Ιονισμός και ενέργεια ιονισμού.....	39
1-4.2 Ηλεκτροσυγγένεια (E.A.).....	42
1-4.3 Ηλεκτραρνητικότητα (X)	44
1-4.4 Περιοδικότητα της πυκνότητας	46
Ατομικός όγκος.....	46
Περιοδικότητα άλλων φυσικών ιδιοτήτων.....	47
1-5 Ατομικά Τροχιακά.....	50
1-5.1 Εισαγωγή.....	50
1-5.2 Απεικόνιση των ατομικών τροχιακών	51
1-5.3 Ενέργεια ατομικών τροχιακών.....	53
1-5.4 Οικοδόμηση του ηλεκτρονικού περιβλήματος των στοιχείων.....	54
1-5.5 Ευσταθείς ηλεκτρονικές διαμορφώσεις	55

ΚΕΦΑΛΑΙΟ 2 - ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ

2-1 Ιονικός Δεσμός	61
2-2 Ομοιοπολικός Δεσμός	64
2-2.1 Γενικά.....	64
2-2.2 Πολλαπλοί ομοιοπολικοί δεσμοί	65
2-3 Ομοιοπολικός Δεσμός και Δομή του Μορίου	66
2-3.1 Θεωρία δεσμού-σθένους, VBT.....	67
2-3.2 Υβριδισμός.....	69
Είδη υβριδισμένων τροχιακών	72
2-3.3 Θεωρία των μοριακών τροχιακών (MOT).....	74
Μόριο του υδρογόνου.....	80
Μόρια N_2 , O_2 , F_2	81
2-4 Ιονικός Χαρακτήρας του Ομοιοπολικού Δεσμού	84
2-4.1 Ποσοστό ιονικού χαρακτήρα.....	84
2-4.2 Συντονισμός	85
Προϋποθέσεις ύπαρξης δομών συντονισμού.....	86
2-4.3 Τάξη δεσμού.....	86
Μήκος δεσμού - Ενέργεια δεσμού.....	87
2-4.4 Πολικότητα των μορίων και διπολική ροπή.....	87
2-5 Γεωμετρία των μορίων	89
2-6 Δυνάμεις Van der Waals	95
2-7 Δεσμός Υδρογόνου	97
2-7.1 Φύση του δεσμού υδρογόνου	97
2-7.2 Συνέπειες του δεσμού υδρογόνου.....	98
2-8 Μεταλλικός Δεσμός	100
2-8.1 Εξήγηση του μεταλλικού δεσμού	101
2-8.2 Θεωρία των μοριακών τροχιακών στα μέταλλα	101

ΚΕΦΑΛΑΙΟ 3 - ΧΗΜΕΙΑ ΔΙΑΛΥΜΑΤΩΝ

3-1 Διαλύματα	105
3-1.1 Τύποι διαλυμάτων.....	105
Ισορροπία σε διάλυμα.....	105
3-1.2 Συγκέντρωση διαλυμάτων	106
3-1.3 Πορεία της διάλυσης	108
3-1.4 Διάλυση στερεών σε υγρά.....	110
3-1.5 Διάλυση υγρών και αερίων σε υγρά.....	113
3-1.6 Εξάρτηση της διαλυτότητας από τη θερμοκρασία.....	115
3-1.7 Εξάρτηση της διαλυτότητας από την πίεση.....	116
3-2 Προσθετικές ή Αθροιστικές Ιδιότητες των Διαλυμάτων	117
3-2.1 Αραιά διαλύματα πτητικών ουσιών σε υγρά.....	117
3-2.2 Τάση των ατμών διαλυμάτων - Νόμος του Raoult.....	117
3-2.3 Ανύψωση του Σ.Ζ., ταπείνωση του Σ.Τ.....	118
Προσδιορισμός του ΜΒ ουσίας από την ανύψωση του σημείου ξέσεως και την ταπείνωση του Σ.Τ.	118

3-2.4	Ωσμωση - Ωσμωτική πίεση	119
	Διαλύματα ηλεκτρολυτών.....	120
3-3	Χημική Ισορροπία	121
3-3.1	Γενικά για την κατάσταση ισορροπίας.....	121
3-3.2	Ομογενής και ετερογενής ισορροπία.....	122
3-3.3	Σταθερά ισορροπίας	123
3-3.4	Ετερογενής ισορροπία.....	126
3-3.5	Αρχή του Le Chatelier	127
	Αποτέλεσμα της μεταβολής της πίεσης	127
	Αποτέλεσμα της μεταβολής της συγκεντρώσεως.....	128
	Αποτέλεσμα της μεταβολής της θερμοκρασίας.....	128
3-4	Οξέα, Βάσεις, Άλατα.....	129
3-4.1	Γενικά περί ηλεκτρολυτών.....	129
3-4.2	Οξέα-Βάσεις κατά Arrhenius.....	130
3-4.3	Οξέα-Βάσεις κατά Brönsted-Lowry.....	130
	Σχετική ισχύ οξέων-βάσεων	132
3-4.4	Παράγοντες που επηρεάζουν τη σχετική ισχύ των οξέων - Οξυγονούχα οξέα.....	133
3-4.5	Σχετική οξύτητα υδρο-οξέων.....	136
3-4.6	Οξέα-Βάσεις κατά Lewis	137
3-5	Ιονική Ισορροπία.....	138
3-5.1	Ασθενείς ηλεκτρολύτες.....	138
3-5.2	Επίδραση κοινού ιόντος.....	140
3-5.3	Διάσπαση πολυπρωτικών οξέων.....	141
3-5.4	Ισχύ των οξυγονούχων οξέων.....	144
3-5.5	Ιονισμός του νερού.....	147
3-5.6	Γινόμενο διαλυτότητας (Δυσδιάλυτα άλατα)	148
3-5.7	Καμπύλες διασπάσεως μονοπρωτικών οξέων.....	150
3-5.8	Ηλεκτρολυτικοί δείκτες	152
3-6	Υδρόλυση - Ρυθμιστικά Διαλύματα.....	154
3-6.1	Υδρόλυση.....	154
3-6.2	Άλατα που προέρχονται από ασθενή οξέα - ισχυρές βάσεις.....	155
3-6.3	Άλατα που προέρχονται από ισχυρό οξύ - ασθενή βάση.....	157
3-6.4	Άλατα που προέρχονται από ασθενές οξύ - ασθενή βάση.....	157
3-6.5	Ρυθμιστικά διαλύματα.....	158
3-7	Κολλοειδή.....	161
3-7.1	Γενικά.....	161
3-7.2	Παρασκευή κολλοειδών.....	162
3-7.3	Ιδιότητες των κολλοειδών.....	164
3-7.4	Οπτικές ιδιότητες των κολλοειδών	164
3-7.5	Κινητικές ιδιότητες των κολλοειδών.....	165
3-7.6	Ηλεκτρικές ιδιότητες των κολλοειδών.....	166
	Θρόμβωση των κολλοειδών.....	167
3-7.7	Κολλοειδείς ηλεκτρολύτες - Ισορροπία Donnan.....	168

ΚΕΦΑΛΑΙΟ 4 - ΟΞΕΙΔΩΣΗ - ΑΝΑΓΩΓΗ

4-1 Οξείδωση - Αναγωγή.....	173
4-1.1 Αριθμός οξείδωσης των ατόμων	174
4-1.2 Εύρεση των συντελεστών των αντιδράσεων οξειδοαναγωγής.....	176
4-1.3 Ισοδύναμα βάρους	180
4-2 Γαλβανικά Στοιχεία.....	181
4-2.1 Γαλβανικά στοιχεία.....	181
Χαρακτηρισμός των ηλεκτροδίων στα γαλβανικά στοιχεία.....	182
4-2.2 Δυναμικό γαλβανικού στοιχείου.....	183
4-2.3 Δυναμικό ηλεκτροδίου ή ημιστοιχείου.....	184
4-2.4 Είδη ηλεκτροδίων.....	185
4-2.5 Ημιστοιχείο υδρογόνου	186
4-2.6 Πειραματική εύρεση του κανονικού δυναμικού ημιστοιχείου (E^0)	190
4-2.7 Επίδραση της συγκεντρώσεως στο δυναμικό γαλβανικού στοιχείου.....	194
4-2.8 Γαλβανικά στοιχεία εκ διαφοράς συγκεντρώσεως	195
4-2.9 Προσδιορισμός του P^H	197
4-3 Εφαρμογές γαλβανικών στοιχείων.....	198
4-3.1 Ξηρά στοιχεία (Dry cells), Μπαταρία 11/2 Volt.....	198
4-3.2 Μπαταρία αυτοκινήτου/Συσσωρευτές Pb.....	200
4-3.3 Γαλβανικά στοιχεία καύσεως (Fuel cells)	202

ΚΕΦΑΛΑΙΟ 5 - ΣΥΜΠΛΟΚΕΣ ΕΝΩΣΕΙΣ

5-1 Σύμπλοκες Ενώσεις.....	207
5-1.1 Γενικά γνωρίσματα - Δομή.....	207
5-1.2 Χηλικές ενώσεις.....	211
5-1.3 Σταθερά σταθερότητας συμπλόκων.....	212
5-1.4 Δραστικότητα των συμπλόκων.....	214
5-1.5 Ονοματολογία συμπλόκων ενώσεων.....	215
5-1.6 Ισομέρεια συμπλόκων ενώσεων.....	218
Ισομέρεια δομής ή ιονισμού.....	218
Υδρική ισομέρεια	218
Ισομέρεια συναρμογής.....	219
Ισομέρεια συνδέσεως	220
Στερεοϊσομέρεια	221
5-2 Ο δεσμός στα σύμπλοκα.....	224
5-2.1 Θεωρία Δεσμού-Σθένους, VBT.....	224
5-2.2 Θεωρία κρυσταλλικού πεδίου, CFT	227
Θεωρία του πεδίου υποκαταστατών, LFT	232

ΚΕΦΑΛΑΙΟ 6 - ΕΝΕΡΓΕΙΑΚΗ ΑΠΟΨΗ ΤΗΣ ΧΗΜΕΙΑΣ

6-1 Θερμοδυναμική.....	235
6-1.1 Θερμότητα - Έργο	237
Πρώτο θερμοδυναμικό αξίωμα - Έννοια της ενθαλπίας.....	238

6-1.2	Θερμοχημεία.....	241
	Δεύτερο θερμοδυναμικό αξίωμα - Έννοια της εντροπίας.....	242
	Τρίτος νόμος θερμοδυναμικής.....	243
6-2	Χημική Κινητική.....	244
6-2.1	Μέτρηση της ταχύτητας αντιδράσεως	245
6-2.2	Τύποι των νόμων της ταχύτητας.....	246
6-2.3	Μηχανισμός χημικής αλλαγής.....	247
6-2.4	Κατάλυση.....	251
6-3	Στοιχεία Φωτοχημείας.....	256
6-3.1	Γενικά.....	256
6-3.2	Η φύση του φωτός.....	259
6-3.3	Βασικοί νόμοι της Φωτοχημείας	265
6-3.4	Απορρόφηση του φωτός.....	267
	Φασματοφωτομετρία - Χρωματομετρία.....	268

ΚΕΦΑΛΑΙΟ 7 - ΚΡΥΣΤΑΛΛΙΚΗ ΔΟΜΗ ΤΗΣ ΥΛΗΣ

7-1.1	Συμπεριφορά των στερεών.....	273
	Τέλειος κρύσταλλος.....	274
	Διαφορές μεταξύ των κρυστάλλων.....	274
7-1.2	Περιγραφή των κρυστάλλων - Κρυσταλλικά συστήματα.....	275
7-1.3	Συνεκτική δομή.....	279
7-1.4	Ιονικοί κρύσταλλοι	283
	Διαδικές ενώσεις του τύπου MX	284
	Διαδικά συστήματα της συστάσεως MX ₂	286
7-1.5	Ομοιοπολικοί κρύσταλλοι.....	288
7-1.6	Μοριακοί κρύσταλλοι.....	288
7-1.7	Περίθλαση των ακτίνων-Χ στους κρυστάλλους.....	291
	Παραγωγή της εξισώσεως Bragg	292

ΚΕΦΑΛΑΙΟ 8 - ΣΥΣΤΗΜΑΤΑ ΜΟΝΑΔΩΝ

8-1.1	Βασικά μεγέθη.....	297
8-1.2	Παράγωγα μεγέθη.....	299
8-1.3	Διεθνές σύστημα μονάδων, SI	301
8-1.4	Ιδιόμορφες μονάδες	303
8-1.5	Αγγλικό σύστημα μονάδων.....	304
	Αλφαβητικός πίνακας ατομικών βαρών των στοιχείων.....	307
	Βιβλιογραφία.....	311
	Ευρετήριο όρων.....	313

1-1 Χημικοί τύποι - Ονοματολογία

- 1 Χημικοί τύποι
- 2 Ανόργανη χημική ονοματολογία
Διαδικές ενώσεις
Τριαδικές ενώσεις
Ονοματολογία οξέων
Άλατα

1-2 Δομή του Ατόμου

- 1 Ατομικό πρότυπο του Rutherford
- 2 Ατομικό πρότυπο του Bohr
Θεωρία του Sommerfeld
- 3 Κβαντομηχανική
Θεωρία των υλοκυμάτων του de Broglie
Εξίσωση Schrödinger
- 4 Κβαντικοί αριθμοί
- 5 Μαγνητικές ιδιότητες

1-3 Περιοδικό Σύστημα των Στοιχείων

- 1 Εισαγωγή
- 2 Περιγραφή του περιοδικού πίνακα

1-4 Περιοδικές Ιδιότητες των Στοιχείων

- 1 Ιονισμός και ενέργεια ιονισμού
- 2 Ηλεκτροσυγγένεια (E.A.)
- 3 Ηλεκτραρνητικότητα (X)
- 4 Περιοδικότητα της πυκνότητας
Ατομικός όγκος
Περιοδικότητα άλλων φυσικών ιδιοτήτων

1-5 Ατομικά Τροχιακά

- 1 Εισαγωγή
- 2 Απεικόνιση των ατομικών τροχιακών
- 3 Ενέργεια ατομικών τροχιακών
- 4 Οικοδόμηση του ηλεκτρονικού περιβλήματος των στοιχείων
Ευσταθείς ηλεκτρονικές διαμορφώσεις

ΚΕΦΑΛΑΙΟ-1-

ΟΝΟΜΑΤΟΛΟΓΙΑ

ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΚΕΣ ΔΙΑΜΟΡΦΩΣΕΙΣ ΤΩΝ ΑΤΟΜΩΝ

1-1 Χημικοί τύποι - Ονοματολογία

Εισαγωγή

Χημεία μπορεί να θεωρηθεί ο κλάδος των Θετικών Επιστημών που ασχολείται με το χαρακτηρισμό, τη σύσταση και τη μετατροπή της ύλης. Σαν ύλη θεωρούνται οι διάφορες ουσίες (απλές, που είναι τα χημικά στοιχεία και σύνθετες, που είναι οι χημικές ενώσεις). Η ύλη ορίζεται σαν ο,τιδήποτε καταλαμβάνει χώρο και έχει μάζα.

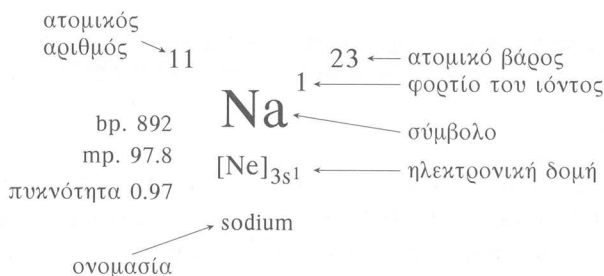
Η επιστήμη της Χημείας παρουσιάζει μια κυριολεκτικά τεράστια ανάπτυξη. Το γεγονός αυτό γίνεται εύκολα αντιληπτό από το μεγάλο αριθμό πρωτότυπων εργασιών που δημοσιεύονται κάθε χρόνο στα διάφορα χημικά περιοδικά. Οι περιλήψεις των εργασιών αυτών δημοσιεύονται (~ 30.000 το χρόνο) στο περιοδικό Chemical Abstracts. Στα chemical abstracts περιέχονται οι περιλήψεις όλων των δημοσιευμένων εργασιών στην Αγγλική γλώσσα, που αφορούν τους ειδικούς κλάδους της Χημείας, όπως η γεωργική χημεία, φαρμακευτική χημεία, γεωχημεία κ.ά. Αναφέρονται δηλαδή, καινούριες ουσίες που παρασκευάστηκαν και μελετήθηκαν οι ιδιότητές τους για πρώτη φορά. Λόγω του μεγάλου αριθμού των χημικών ενώσεων και για καλύτερη μελέτη τους οι ουσίες κατατάσσονται σε δύο μεγάλες κατηγορίες ενώσεων με παρόμοιες ιδιότητες. Ο βασικός διαχωρισμός γίνεται στις ενώσεις που περιέχουν άνθρακα και μελετούνται από τον κλάδο της Οργανικής Χημείας και στις ενώσεις όλων των υπόλοιπων στοιχείων οι οποίες μελετούνται από τον κλάδο της Ανόργανης Χημείας.

1-1.1 Χημικοί τύποι

Όλες οι ουσίες αποτελούνται από 106 χημικά στοιχεία (χημικό στοιχείο κατά Lavoisier είναι η ουσία που δεν μπορεί να χωριστεί σε πιο απλή, ούτε και να παραχθεί από άλλη απλούστερη) είτε μόνα τους είτε σε συνδυασμό. Καθένα από αυτά τα στοιχεία έχει ένα όνομα και ένα σύμβολο. Έτσι, στο ενεργό μέταλλο, που παίρνουμε από την ηλεκτρόλυση τηγμένου μαγνηζικού

άλατος, δόθηκε το όνομα sodium και το σύμβολο Na. Αυτό είναι σύντμηση του λατινικού ονόματος για το στοιχείο natrium, από όπου και η ελληνική ονομασία, νάτριο.

Σ' ένα σύμβολο μπορεί να υπάρχουν σε καθορισμένες θέσεις οι αριθμοί που σημαίνουν: ατομικό βάρος, ατομικό αριθμό, οξειδωτική κατάσταση ή φορτίο ιόντος, σημείο τήξεως και σημείο βρασμού, πυκνότητα καθώς επίσης και η ηλεκτρονική τους διαμόρφωση (σχήμα 1-1).



Σχήμα 1-1. Σημασία των αριθμών στα σύμβολα των στοιχείων.

Τα σύμβολα για τα 106 στοιχεία, κάνουν ένα χημικό αλφάβητο με το οποίο μπορούμε να γράψουμε οποιαδήποτε από τις γνωστές ουσίες (Πίνακας 1-1).

Πίνακας 1-1. Ονοματολογία Χημικών Στοιχείων

Στοιχείο	Σύμβολο	Διαφορετική χρήση ονόμ. στις ουσίες	Στοιχείο	Σύμβολο	Διαφορετική χρήση ονόμ. στις ουσίες
actinium	Ac		californium	Cf	
aluminum	Al		carbon	C	
americium	Am		cerium	Ce	
antimony	Sb	stib-	cesium	Cs	
argon	Ar		chlorine	Cl	
arsenic	As		chromium	Cr	
astatine	At		cobalt	Co	
barium	Ba		copper	Cu	cupr-
berkelium	Bk		curium	Cm	
beryllium	Be		dysprosium	Dy	
bismuth	Bi		einsteinium	Es	
boron	B		erbium	Er	
bromine	Br		europium	Eu	
cadmium	Cd		fermium	Fm	

Πίνακας 1-1. Ονοματολογία Χημικών Στοιχείων (συνέχεια)

Στοιχείο	Σύμβολο	Διαφορετική χρήση ονόμ. στις ουσίες	Στοιχείο	Σύμβολο	Διαφορετική χρήση ονόμ. στις ουσίες
calcium	Ca		fluorine	F	
francium	Fr		plutonium	Pu	
gadolinium	Gd		polonium	Po	
gallium	Ga		potassium	K	
germanium	Ge		praseodymium	Pr	
gold	Au	aur-	promethium	Pm	
hafnium	Hf		protactinium	Pa	
helium	He		radium	Ra	
holmium	Ho		radon	Rn	
hydrogen	H	Το ισότοπο με ατομικό βάρος 2 ονομάζεται δευτέ- ριο, σύμβολο D	rhodium	Rh	
			rubidium	Rb	
indium	In		ruthenium	Ru	
iodine	I		samarium	Sm	
iridium	Ir		scandium	Sc	
iron	Fe	ferr-	selenium	Se	
krypton	Kr		silicon	Si	
lanthanum	La		silver	Ag	argent-
lawrencium	Lw		sodium	Na	
lead	Pb	plumb-	strontium	Sr	
lithium	Li		sulfur	S	thio-
lutetium	Lu		tantalum	Ta	
magnesium	Mg		technetium	Tc	
manganese	Mn		tellurium	Te	
mendelevium	Md		terbium	Tb	
mercury	Hg		thallium	Tl	
molybdenum	Mo		thorium	Th	
neodymium	Nd		thulium	Tm	
neon	Ne		tin	Sn	stann-
neptunium	Np		titanium	Ti	
nickel	Ni		tungsten	W	
niobium	Nb		uranium	U	
nitrogen	N	az- ή am-	vanadium	V	
nobelium	No		xenon	Xe	
osmium	Os		ytterbium	Yb	
oxygen	O		yttrium	Y	
palladium	Pd		zinc	Zn	
phosphorus	P		zirconium	Zr	
platinum	Pt				

Όπως προκύπτει από τον πίνακα 1-1 μερικά στοιχεία χρησιμοποιούνται με μία δεύτερη ονομασία στις ενώσεις τους.

Όταν γράφουμε Na, αναφερόμαστε στο άτομο του νατρίου, ενώ όταν γράφουμε Cl, αναφερόμαστε στο άτομο του χλωρίου. Και τα δύο, στην ατομική τους μορφή, είναι πολύ δραστικά και δηλητηριώδη. Όμως άτομα του νατρίου και χλωρίου συνδυάζονται σε αναλογία 1:1 για να σχηματίσουν το μαγειρικό αλάτι. Αυτός ο συνδυασμός δίνεται από τον τύπο NaCl και αποτελεί ένωση βασική για τη ζωή και καθόλου καταστρεπτική. Όποτε, λοιπόν, ενώνουμε τα σύμβολα μαζί κατ' αυτόν τον τρόπο, αναφερόμαστε σε μια καινούρια ουσία ολότελα διαφορετική από τα συνιστώμενα άτομα.

Τα στοιχεία υπάρχουν σε διάφορους δομικούς τύπους. Π.χ. το αέριο στοιχείο υδρογόνο μπορεί να υπάρχει σαν ανεξάρτητο άτομο ή σε διατομικό μόριο υδρογόνου. Όταν αναφερόμαστε σε μοριακά στοιχειακά μέρη, δεικνύουμε τον αριθμό των ατόμων με ένα δείκτη. Σύμφωνα με όσα είπαμε το H_2 αναφέρεται σε μόριο διατομικού υδρογόνου, ενώ το $2H$ αναφέρεται σε δύο άτομα υδρογόνου. Τα μόρια συχνά περιέχουν δύο ή περισσότερα διαφορετικά στοιχεία σε συνδυασμό. Τότε, τα σύμβολα συνοδεύονται από αριθμούς, δείκτες, που εκφράζουν την αναλογία των ατόμων, με την οποία συμμετέχουν στην ένωση διάφορα στοιχεία. Για παράδειγμα, HNO_3 , είναι ο **χημικός τύπος** του νιτρικού οξέος και σημαίνει ότι ένα μόριο αυτής της ένωσης αποτελείται από ένα άτομο υδρογόνου, ένα άτομο αζώτου και τρία άτομα οξυγόνου. Επίσης, εκφράζει τόσα μέρη βάρους της ένωσης, όσο είναι και το άθροισμα των ατομικών βαρών όλων των στοιχείων που περιλαμβάνει ο τύπος, πολλαπλασιαζόμενα επί τον αριθμό των ατόμων.

Τους τύπους των χημικών ενώσεων τους διακρίνουμε σε εμπειρικούς, μοριακούς, συντακτικούς, ηλεκτρονικούς και στερεοχημικούς.

Εμπειρικός, ονομάζεται ο τύπος που εκφράζει μόνο το είδος των ατόμων, που αποτελούν την ένωση και την αναλογία με την οποία συμμετέχουν στην παρασκευή της. Π.χ. ο εμπειρικός τύπος του θειικού οξέος είναι $H_2xS_xO_{4x}$ και δηλώνει ότι το μόριο του θειικού οξέος αποτελείται από υδρογόνο, οξυγόνο και θείο, σε αναλογία x ατόμων θείου προς $2x$ άτομα υδρογόνου και $4x$ άτομα οξυγόνου.

Μοριακός, ονομάζεται ο τύπος που εκφράζει το είδος και τον ακριβή αριθμό των ατόμων που υπάρχουν στο μόριο της ένωσης, π.χ. ο μοριακός τύπος του θειικού οξέος είναι H_2SO_4 και δηλώνει ότι το μόριο αυτού αποτελείται από ένα άτομο θείου, δύο άτομα υδρογόνου και 4 άτομα οξυγόνου.

Συντακτικός, ονομάζεται ο τύπος, ο οποίος εκτός από όσα εκφράζουν οι προηγούμενοι, εκφράζει και τον τρόπο συνδέσεως των ατόμων που απο-

θετημένα ώστε το θείο να κατέχει το κέντρο ενός κανονικού τετραέδρου με τα τέσσερα άτομα του οξυγόνου στις κορυφές του. Παρατηρούμε δηλαδή ότι ο στερεοχημικός τύπος του θειικού οξέος αναφέρεται στο στερεοχημικό τύπο της θειικής ρίζας SO_4^{2-} μόνο.

1-1.2 Ανόργανη Χημική Ονοματολογία

Οι ουσίες, σ' όποιο κλάδο και αν ανήκουν, λαμβάνουν μια ονομασία χημική, σύμφωνα με τους κανόνες ονοματολογίας που έχει θεσπίσει η επιτροπή IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry) το 1940. Οι κανόνες αυτοί έχουν παγκόσμια ισχύ, πήραν δε την οριστική τους μορφή το 1970 και τυπώθηκαν σε ειδικό κόκκινο βιβλίο, γνωστό διεθνώς σαν «red book».

Για την ονομασία των ανόργανων ενώσεων πρέπει να γίνει διάκριση μεταξύ της διεθνούς (κατά IUPAC) και της ελληνικής ονοματολογίας. Προς το σκοπό αυτό κρίνεται σκόπιμο να δοθούν και οι δύο τρόποι ονοματολογίας για διευκόλυνση των ελλήνων φοιτητών αφού είναι απαραίτητο να ανατρέχουν κατά καιρούς και στην ξένη βιβλιογραφία.

Αναδικές ενώσεις (Binary compounds)

Έτσι χαρακτηρίζονται οι ενώσεις που αποτελούνται από δύο μόνο είδη στοιχείων.

α) Αναδικές ενώσεις του τύπου - άλατος (MX)

Τις ενώσεις αυτές τις ονομάζουμε δίνοντας πρώτα το όνομα του πλέον ηλεκτροθετικού στοιχείου και μετά το όνομα του πλέον ηλεκτραρνητικού στοιχείου: αντί όμως της συνηθισμένης κατάληξης του ηλεκτραρνητικού στοιχείου, χρησιμοποιείται η κατάληξη **-ide**. Στα ελληνικά, η κατάληξη του ηλεκτραρνητικού στοιχείου είναι **-ίδιο**. Επιπλέον έχει καθιερωθεί και χρησιμοποιείται και η κοινή ονομασία αυτών των αλάτων με την κατάληξη **-ούχο**. Π.χ.:

NaCl	sodium chloride	χλωρίδιο του νατρίου	ή	χλωριούχο	νάτριο
BaCl ₂	barium	»	»	του βαρίου	ή » βάριο
CaF ₂	calcium fluoride	φθορίδιο του ασβεστίου	ή	φθοριούχο	ασβέστιο
CaS	calcium sulfide	σουλφίδιο του	»	ή θειούχο	ασβέστιο

Σημείωση: «η ονομασία του ελεύθερου ηλεκτραρνητικού στοιχείου, π.χ. του χλωρίου είναι chlorine».

Μερικές φορές είναι απαραίτητο να ορίσουμε την οξειδωτική κατάσταση του ηλεκτροθετικού στοιχείου. Π.χ. ο αριθμός οξείδωσης των χλωριδίων του χαλκού, σιδήρου, υδραργύρου ορίζεται με λατινικούς αριθμούς ή χρησιμοποιώντας την κατάληξη **-ous** για το μέταλλο με τη χαμηλότερη οξειδωτική κατάσταση και την κατάληξη **-ic** για τα μέταλλα με τη μεγαλύτερη βαθμίδα οξείδωσης. Για παράδειγμα:

CuCl	copper (I)	chloride	ή	cuprous	chloride
CuCl ₂	copper (II)	»	ή	cupric	»
FeCl ₂	iron (II)	chloride	ή	ferrous	chloride
FeCl ₃	iron (III)	»	ή	ferric	»
HgS	mercury (II)	sulfide	ή	mercuric	sulfide
SnS	tin (II)	»	ή	stannous	»
SnS ₂	tin (IV)	»	ή	stannic	»

Στην ελληνική ονοματολογία θα έχουμε χλωριούχος χαλκός (I), χλωριούχος χαλκός (II), κ.λπ. αντίστοιχα.

Όταν σε μια δυαδική ένωση, το ένα στοιχείο είναι το υδρογόνο, η ένωση χαρακτηρίζεται σαν **υδρογονίδιο**. Εκτός από τα στοιχεία της ομάδας των αλογόνων και του οξυγόνου, που έχουν εμπειρικά ονόματα, τα υπόλοιπα υδρογονίδια ονομάζονται όπως και οι άλλες δυαδικές ενώσεις, π.χ.

CaH ₂	calcium	hydride	υδρογονούχο ασβέστιο
PbH ₂	lead	»	υδρογονούχος μόλυβδος

β) Δυαδικές ενώσεις που δεν είναι τύπου - άλατος

Σύστημα ονοματολογίας, ειδικά χρήσιμο για σειρά ενώσεων που σχηματίζονται από δύο αμέταλλα στοιχεία, δίνουν τα ελληνικά προθέματα (pre-fixes):

mono-	μονο-
di-	δι-
tri-	τρι-
tetra-	τετρα-
penta-	πεντα-
hexa-	εξα-
hepta-	επτα-
octa-	οκτα-

Το πρόθεμα μονο-, συχνά παραλείπεται. Παραδείγματα είναι τα εξής:

N_2O	dinitrogen oxide	υποξείδιο του αζώτου
NO	nitrogen oxide	οξείδιο του αζώτου
N_2O_3	dinitrogen trioxide	τριοξείδιο του αζώτου
NO_2	nitrogen dioxide	διοξείδιο του αζώτου
N_2O_4	dinitrogen tetroxide	τετροξείδιο του αζώτου
N_2O_5	dinitrogen pentoxide	πεντοξείδιο του αζώτου
PCl_3	phosphorous trichloride	τριχλωριούχος φώσφορος
PCl_5	phosphorous pentachloride	πενταχλωριούχος φώσφορος
P_2O_5	diphosphorous pentoxide*	πεντοξείδιο* του φωσφόρου
P_4O_{10}	tetraphosphorous decoxide*	δεκοξείδιο* του φωσφόρου
BBr_3	boron tribomide	τριβρωμιούχο βόριο
OF_2	oxygen difluoride	διφθοριούχο οξυγόνο
CO	carbon monoxide	μονοξείδιο του άνθρακα
CO_2	carbon dioxide	διοξείδιο του άνθρακα

Τριαδικές ενώσεις (Ternary compounds)

Σε πολλές γνωστές ενώσεις υπάρχουν ταυτόχρονα ετεροπολικοί και ομοιοπολικοί δεσμοί. Συχνά αυτές είναι τριαδικές, περιέχουν δηλ. τρία στοιχεία, από τα οποία το ένα είναι το οξυγόνο, π.χ. Na_2SO_4 , sodium sulfate (θεικό νάτριο). Η ένωση αυτή αποτελείται από Na^+ και θειικά ιόντα SO_4^{2-} , διευθετούμενα στο κρυσταλλικό πλέγμα με κατάλληλη στοιχειομετρική αναλογία 2:1. Όταν η ένωση διαλυθεί στο H_2O , τότε αυτά τα ιόντα ξεχωρίζουν από τον κρύσταλλο και κινούνται ανεξάρτητα στο διάλυμα. Τα θειικά ιόντα κρατούνται μαζί σαν μια ενότητα με ομοιοπολικό δεσμό που δεν σπάει στο νερό.

Τέτοια ομοιοπολικώς ενωμένα ανιόντα (common polyatomic anions) είναι κοινά και δίνονται στον Πίνακα 1-2.

Η ονοματολογία των ενώσεων αυτών γίνεται σύμφωνα με τους κανόνες ονοματολογίας των αλάτων οξυγονούχων οξέων.

Από τα ανάλογα κατιόντα, τα πλέον γνωστά είναι:

NH_4^+	ammonium ion	ión αμμωνίου
BiO^+	bismuthyl ion	ión βισμούθυλιου
H_3O^+	hydronium ion	ión υδροξωνίου
NO^+	nitrosyl ion	ión νιτροσυλίου
NO_2^+	nitryl ion	ión νιτρυλίου

* pentaoxide \rightarrow pentoxide } παραλείπεται το α.
 decoxide \rightarrow decoxide }