

Μαρία Λάλια-Καντούρη • Στέργιος Παπαστεφάνου

# ΓΕΝΙΚΗ ΚΑΙ ΑΝΟΡΓΑΝΗ ΧΗΜΕΙΑ

Αρχές & Εργαστηριακές Ασκήσεις



ISBN 978-960-456-335-7

© Copyright, Νοέμβριος 2012, Λάλια - Καντούρη Μ., Παπαστεφάνου Σ., Εκδόσεις Ζήτη

---

*Το παρόν έργο πνευματικής ιδιοκτησίας προστατεύεται κατά τις διατάξεις του ελληνικού νόμου (Ν.2121/1993 όπως έχει τροποποιηθεί και ισχύει σήμερα) και τις διεθνείς συμβάσεις περί πνευματικής ιδιοκτησίας. Απαγορεύεται απολύτως η άνευ γραπτής άδειας του εκδότη κατά οποιοδήποτε τρόπο ή μέσο αντιγραφή, φωτοανατύπωση και εν γένει αναπαραγωγή, εκμίσθωση ή δανεισμός, μετάφραση, διασκευή, αναμετάδοση στο κοινό σε οποιαδήποτε μορφή (ηλεκτρονική, μηχανική ή άλλη) και η εν γένει εκμετάλλευση του συνόλου ή μέρους του έργου.*

---

**Φωτοστοιχειοθεσία**

**Εκτύπωση**

**Βιβλιοδεσία**

**Π. ΖΗΤΗ & Σια ΟΕ**

18° χλμ Θεσσαλονίκης - Περαιάς

Τ.Θ. 4171 • Περαιά Θεσσαλονίκης • Τ.Κ. 570 19

Τηλ.: 2392.072.222 - Fax: 2392.072.229 • e-mail: info@ziti.gr



**ΕΚΔΟΣΕΙΣ  
ΖΗΤΗ**

**www.ziti.gr**

**ΒΙΒΛΙΟΠΩΛΕΙΟ ΘΕΣΣΑΛΟΝΙΚΗΣ - ΚΕΝΤΡΙΚΗ ΔΙΑΘΕΣΗ:**

Αρμενοπούλου 27 - 546 35 Θεσσαλονίκη • Τηλ.: 2310-203.720 • Fax 2310-211.305

e-mail: sales@ziti.gr

**ΒΙΒΛΙΟΠΩΛΕΙΟ ΑΘΗΝΩΝ - ΕΝΩΣΗ ΕΚΔΟΤΩΝ ΒΙΒΛΙΟΥ ΘΕΣΣΑΛΟΝΙΚΗΣ:**

Στοά του Βιβλίου (Πεσμαζόγλου 5) - 105 64 ΑΘΗΝΑ • Τηλ.-Fax: 210-3211.097

**ΒΙΒΛΙΟΠΩΛΕΙΟ - ΑΠΟΘΗΚΗ ΑΘΗΝΩΝ:**

Χαριλάου Τρικούπη 22 - Τ.Κ. 106 79, Αθήνα • Τηλ.-Fax: 210-3816.650 • e-mail: athina@ziti.gr

**ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΚΟ ΒΙΒΛΙΟΠΩΛΕΙΟ:** www.ziti.gr

## Πρόλογος

Το βιβλίο αυτό, γράφτηκε για να καλύψει τις διδακτικές ανάγκες (Θεωρίας και Εργαστηριακών Ασκήσεων) του μαθήματος «Γενική και Ανόργανη Χημεία».

Η ύλη του βιβλίου αυτού περιλαμβάνει το **πρώτο μέρος** με *εννιά κεφάλαια θεωρίας*· το **δεύτερο μέρος** με *γενικές οδηγίες* (ασφάλεια στον εργαστηριακό χώρο – βασικές εργαστηριακές τεχνικές) και *εννέα εργαστηριακές ασκήσεις*:

### **Πρώτο Μέρος: Θεωρία – Αρχές**

Το 1<sup>ο</sup> κεφάλαιο αναφέρεται στους Χημικούς τύπους και την Ανόργανη Χημική Ονοματολογία κατά IUPAC. Τη Δομή του ατόμου, την κατάταξη των στοιχείων στο Περιοδικό Σύστημα και στις θεωρίες των Ατομικών και Μοριακών Τροχιακών.

Το 2<sup>ο</sup> κεφάλαιο περιγράφει τα είδη του Χημικού δεσμού.

Το 3<sup>ο</sup> κεφάλαιο αναφέρεται στα Διαλύματα των ουσιών, στις Ωσμωτικές ιδιότητες και στις Χημικές αντιδράσεις.

Το 4<sup>ο</sup> κεφάλαιο αναφέρεται στη Χημική ισορροπία, τους παράγοντες που επηρεάζουν την ισχύ και τη σχετική ισχύ των οξέων, στην Υδρόλυση και στα Κολλοειδή.

Το 5<sup>ο</sup> κεφάλαιο περιγράφει τις οξειδοαναγωγικές αντιδράσεις, τα Γαλβανικά στοιχεία, τις αρχές λειτουργίας των Πεχαμέτρων και τις εφαρμογές των γαλβανικών στοιχείων.

Το 6<sup>ο</sup> κεφάλαιο αναφέρεται στα γενικά γνωρίσματα των Σύμπλοκων ενώσεων.

Το 7<sup>ο</sup> κεφάλαιο περιλαμβάνει την Ενεργειακή άποψη της χημείας, τη Χημική Κινητική, την κατάλυση και τέλος τις αρχές Φωτοχημείας, και Ηλεκτρονικής Φασματοσκοπίας.

Το 8<sup>ο</sup> κεφάλαιο αναφέρεται στην Κρυσταλλική δομή της ύλης και συγκεκριμένα στην περιγραφή των κρυστάλλων.

Τέλος, το 9<sup>ο</sup> Κεφάλαιο περιγράφει το Διεθνές Σύστημα Μονάδων (SI), αναλύοντας τα επτά βασικά μεγέθη με τις μονάδες τους και τα παράγωγα μεγέθη που

προκύπτουν από το συνδυασμό των βασικών μεγεθών. Επίσης, δίνει την μετατροπή ορισμένων ιδιόμορφων μονάδων στο Σύστημα SI και περιγράφει το Αγγλικό Σύστημα Μονάδων.

### **Δεύτερο Μέρος: Εργαστηριακά Πειράματα**

Απευθύνεται σε όλους τους φοιτητές των ΑΕΙ και των ΤΕΙ που διδάσκονται το μάθημα Γενική και Ανόργανη Χημεία, σε αυτούς που πρόκειται να ασκηθούν σε χημικό εργαστήριο και σε όσους ενδιαφέρει το γνωστικό αντικείμενο.

Περιλαμβάνει τις *Γενικές οδηγίες*, (Βασικές εργαστηριακές τεχνικές, Καθαρισμός γυάλινων σκευών και οργάνων, Ασφάλεια στον εργαστηριακό χώρο) και το *Πειραματικό Μέρος* με εννέα κεφάλαια εργαστηριακών ασκήσεων (Παρασκευή διαλυμάτων, Χημική ισορροπία, Ιονισμός ασθενών ηλεκτρολυτών, Υδρόλυση-Ρυθμιστικά, Οξείδωση – Αναγωγή και Γαλβανικά στοιχεία, Διαχωρισμός φυσικών χρωστικών με Χρωματογραφία, Ογκομετρική ανάλυση, Ηλεκτρονική φασματοσκοπία, Σύνθεση αλάτων).

Θεσσαλονίκη, Νοέμβριος 2012

Μ. Λάλια - Καντούρη  
Στ. Παπαστεφάνου

# Περιεχόμενα

## ΘΕΩΡΙΑ – ΑΡΧΕΣ

### 1 Ονοματολογία. Ηλεκτρονικές Διαμορφώσεις των Ατόμων

1-1 Χημικοί τύποι – Ονοματολογία.....	15
Εισαγωγή.....	15
1-1.1 Χημικοί τύποι.....	15
1-1.2 Ανόργανη Χημική Ονοματολογία.....	22
Διαδικές ενώσεις (Binary compounds).....	22
Οξειδωτική κατάσταση ηλεκτροθετικού στοιχείου.....	23
Τριαδικές ενώσεις αλάτων (Ternary compounds) .....	25
Ονοματολογία οξέων .....	26
Ονοματολογία αλάτων .....	28
1-2 Δομή του ατόμου .....	29
1-2.1 Ατομικό πρότυπο του Rutherford.....	30
1-2.2 Ατομικό πρότυπο του Bohr.....	33
Θεωρία του Sommerfeld.....	33
1-2.3 Κβαντομηχανική .....	34
Θεωρία των υλοκυμάτων του de Broglie .....	34
Η φυσική σημασία του $\Psi$ .....	35
Εξίσωση Schrödinger.....	35
1-2.4 Κβαντικοί αριθμοί.....	36
Απαγορευτική αρχή του Pauli .....	39
1-2.5 Μαγνητικές ιδιότητες .....	40
1-3 Περιοδικός Πίνακας των Στοιχείων .....	41
1-3.1 Εισαγωγή.....	41
1-3.2 Περιγραφή του περιοδικού πίνακα .....	44
1-4 Περιοδικές Ιδιότητες των Στοιχείων .....	45
1-4.1 Ιονισμός και ενέργεια ιονισμού (I.E.) .....	45
1-4.2 Ηλεκτροσυγγένεια (E.A.).....	47
1-4.3 Ηλεκτραρνητικότητα ( $x$ ).....	50
1-4.4 Περιοδικότητα της πυκνότητας .....	52
Ατομικός όγκος.....	52
Ακτίνα των ατόμων.....	53
Περιοδικότητα άλλων φυσικών ιδιοτήτων .....	53

1-5 Ατομικά Τροχιακά .....	55
1-5.1 Εισαγωγή .....	55
1-5.2 Απεικόνιση των ατομικών τροχιακών.....	57
1-5.3 Ενέργεια ατομικών τροχιακών.....	59
1-5.4 Οικοδόμηση του ηλεκτρονικού περιβλήματος των στοιχείων.....	60
1-5.5 Ευσταθείς ηλεκτρονικές διαμορφώσεις .....	63

## 2 Χημικός Δεσμός

Εισαγωγή .....	65
2-1 Ιονικός Δεσμός.....	65
2-2 Ομοιοπολικός Δεσμός.....	68
2-2.1 Γενικά .....	68
Κανόνας των Οκτάδων (Τύποι Lewis).....	69
2-2.2 Παράσταση Μορίων κατά Lewis-Πολλαπλοί Ομοιοπολικοί Δεσμοί.....	70
Εξαιρέσεις του κανόνα των οκτάδων .....	72
2-3 Ομοιοπολικός δεσμός και δομή του μορίου.....	73
2-3.1 Θεωρία δεσμού - σθένους, VBT (Valence Bond Theory) .....	73
2-3.2 Υβριδισμός .....	75
Είδη υβριδισμένων τροχιακών .....	78
2-3.3 Θεωρία των Μοριακών Τροχιακών (MOT).....	81
Ενέργεια μοριακών τροχιακών.....	86
Μόριο του υδρογόνου .....	86
Μόρια $N_2$ , $O_2$ , $F_2$ .....	88
2-4 Ιονικός Χαρακτήρας του Ομοιοπολικού Δεσμού.....	90
2-4.1 Ποσοστό ιονικού χαρακτήρα.....	90
2-4.2 Συντονισμός .....	91
Προϋποθέσεις ύπαρξης δομών συντονισμού .....	93
2-4.3 Τάξη δεσμού.....	93
Μήκος δεσμού – Ενέργεια δεσμού .....	93
2-4.4 Πολικότητα των μορίων και διπολική ροπή .....	94
2-5 Γεωμετρία των μορίων.....	96
(σύμφωνα με τη θεωρία των απώσεων ζευγών ηλεκτρονίων σθένους)	
VSEPR = Valence Shell Electron Pair Repulsion .....	96
2-6 Δυνάμεις Van der Waals .....	102
Υπάρχουν τέσσερα είδη δυνάμεων Van der Waals.....	102
2-7 Δεσμός Υδρογόνου.....	104
2-7.1 Φύση του δεσμού υδρογόνου .....	104
2-7.2 Συνέπειες του δεσμού υδρογόνου .....	105
2-8 Μεταλλικός Δεσμός.....	107
2-8.1 Εξήγηση του μεταλλικού δεσμού.....	107

2-8.2 Θεωρία των μοριακών τροχιακών στα μέταλλα .....	108
---	-----

### 3 Χημεία Διαλυμάτων

3-1 Συστήματα Διασποράς .....	111
3-1.1 Μοριακά διαλύματα και Τύποι διαλυμάτων .....	111
3-1.2 Συγκέντρωση διαλυμάτων .....	114
3-1.3 Πορεία της διάλυσης .....	116
3-1.4 Διάλυση στερεών σε υγρά (τελικό αποτέλεσμα, ενδόθερμο φαινόμενο) .....	118
Συμπερασματικά για την πορεία της διάλυσης .....	119
3-1.5 Διάλυση υγρών και αερίων σε υγρά .....	122
3-1.6 Εξάρτηση της διαλυτότητας από τη θερμοκρασία .....	123
3-1.7 Εξάρτηση της διαλυτότητας από την πίεση (Νόμος Henry) .....	124
3-2 Προσθετικές ή αθροιστικές ιδιότητες των αραιών διαλυμάτων (Colligative Properties of Dilute Solutions) .....	125
3-2.1 Αραιά διαλύματα μη πτητικών ουσιών σε υγρά .....	125
3-2.2 Τάση των ατμών διαλυμάτων – Νόμος του Raoult .....	126
3-2.3 Ανύψωση του Σ.Ζ., ταπείνωση του Σ.Τ. (Boiling Point Elevation - Freezing Point Depression/Melting Point Depression) .....	126
Προσδιορισμός του ΜΒ ουσίας από την ανύψωση του σημείου ζέσεως και ταπείνωση του Σ.Τ. ....	127
3-2.4 Όσμωση – Ωσμωτική πίεση (Membrane Osmotic Pressure) .....	128
Σπουδαιότητα της ώσμωσης στα κύτταρα .....	129
Αντίστροφη ή Αντιστρεπτή ώσμωση (Reverse Osmosis) .....	130
Ωσμωτικές ιδιότητες σε διαλύματα ηλεκτρολυτών (μη πτητικών ουσιών σε υγρά) .....	130
3-3 Χημικές αντιδράσεις .....	131

### 4 Χημική Ισορροπία – Οξέα, Βάσεις, Άλατα

4-1 Χημική Ισορροπία .....	139
4-1.1 Γενικά για την κατάσταση ισορροπίας .....	139
4-1.2 Ομογενής και ετερογενής ισορροπία .....	140
4-1.3 Σταθερά ισορροπίας .....	141
4-1.4 Ετερογενής ισορροπία .....	144
4-1.5 Αρχή του Le Chatelier .....	145
Αποτέλεσμα μεταβολής της πίεσης .....	145
Αποτέλεσμα μεταβολής της συγκεντρώσεως .....	146
Αποτέλεσμα της μεταβολής της θερμοκρασίας .....	146
4-2 Οξέα, Βάσεις, Άλατα .....	147
4-2.1 Γενικά περί ηλεκτρολυτών .....	147
4-2.2 Οξέα-Βάσεις κατά Arrhenius .....	148

4-2.3	Οξέα - βάσεις κατά Brønsted - Lowry.....	148
	Σχετική ισχύς οξέων ως προς μια δεδομένη βάση αναφοράς, π.χ. $H_2O$ (διαλύτης).....	150
4-2.4	Παράγοντες που επηρεάζουν τη σχετική ισχύ των οξέων. Οξυγονούχα Οξέα .....	151
4-2.5	Σχετική οξύτητα υδρο-οξέων .....	154
4-2.6	Οξέα – Βάσεις κατά Lewis.....	155
4-3	Ιονική ισορροπία.....	156
4-3.1	Διάσταση ασθενών ηλεκτρολυτών .....	156
4-3.2	Επίδραση κοινού ιόντος .....	159
4-3.3	Διάσταση πολυπρωτικών οξέων .....	160
4-3.4	Ισχύς των οξυγονούχων οξέων .....	162
	Κανόνες που εκφράζουν την ισχύ των οξυγονούχων οξέων .....	163
4-3.5	Ιονισμός του νερού – Κλίμακα PH .....	166
4-3.6	Γινόμενο διαλυτότητας (Δυσδιάλυτα άλατα) .....	167
4-3.7	Καμπύλες διαστάσεως μονοπρωτικών οξέων .....	169
4-3.8	Ηλεκτρολυτικοί δείκτες .....	171
4-4	Υδρόλυση – Ρυθμιστικά διαλύματα.....	174
4-4.1	Υδρόλυση .....	174
4-4.2	Άλατα που προέρχονται από ασθενή οξέα - ισχυρές βάσεις .....	175
4-4.3	Άλατα που προέρχονται από ισχυρό οξύ - ασθενή βάση .....	177
4-4.4	Άλατα που προέρχονται από ασθενές οξύ - ασθενή βάση .....	178
4-4.5	Ρυθμιστικά διαλύματα .....	178
4-5	Κολλοειδή.....	182
4-5.1	Γενικά .....	182
4-5.2	Παρασκευή κολλοειδών .....	182
4-5.3	Ιδιότητες των κολλοειδών .....	184
4-5.4	Οπτικές ιδιότητες των κολλοειδών – Σκεδασμός του φωτός .....	184
	Γιατί ο ουρανός είναι μπλε; .....	186
4-5.5	Κινητικές ιδιότητες των κολλοειδών .....	188
4-5.6	Ηλεκτρικές ιδιότητες των κολλοειδών .....	189
4-5.7	Κολλοειδείς ηλεκτρολύτες – Ισορροπία Donnan .....	191

## 5 Οξειδωση – Αναγωγή. Γαλβανικά στοιχεία

5-1	Οξειδωση – Αναγωγή .....	193
5-1.1	Αριθμός οξειδωσης των ατόμων .....	194
	Οξειδωτικά και αναγωγικά αντιδραστήρια .....	195
5-1.2	Εύρεση των συντελεστών των αντιδράσεων οξειδοαναγωγής .....	196
5-1.3	Ισοδύναμο βάρος .....	200
5-2	Γαλβανικά Στοιχεία .....	200
5-2.1	Γαλβανικά στοιχεία .....	201



Χαρακτηρισμός των ηλεκτροδίων στα γαλβανικά στοιχεία .....	202
5-2.2 Δυναμικό γαλβανικών στοιχείων .....	203
5-2.3 Δυναμικό ηλεκτροδίου ή ημιστοιχείου .....	204
5-2.4 Είδη ηλεκτροδίων .....	205
5-2.5 Ημιστοιχείο Υδρογόνου .....	206
5-2.6 Πειραματική εύρεση του κανονικού δυναμικού ημιστοιχείου (E <sup>0</sup> ).....	210
5-2.7 Επίδραση της συγκεντρώσεως στο δυναμικό γαλβανικού στοιχείου .....	214
5-2.8 Γαλβανικά στοιχεία εκ διαφοράς συγκεντρώσεως.....	215
5-2.9 Μέτρηση του PH .....	216
5-3 Εφαρμογές γαλβανικών στοιχείων.....	218
5-3.1 Ξηρά στοιχεία (Dry cells), Μπαταρία 1 Volt .....	218
Μπαταρία υδραργύρου (Mercury Battery).....	220
Μπαταρία οξειδίου του αργύρου (Silver oxide battery) .....	220
5-3.2 Μπαταρία αυτοκινήτου/Συσσωρευτές Pb (The lead storage Battery).....	220
5-3.3 Γαλβανικά στοιχεία καύσεως (Fuell cells).....	222

## 6 Ενώσεις Συναρμογής

6-1 Σύμπλοκες Ενώσεις .....	223
6-1.1 Γενικά γνωρίσματα – Δομή .....	223
6-1.2 Χηλικές ενώσεις .....	227
6-1.3 Σταθερά σταθερότητας συμπλόκων .....	229
6-1.4 Δραστικότητα των συμπλόκων .....	231
6-1.5 Ονοματολογία συμπλόκων ενώσεων.....	231
6-1.6 Ισομέρεια συμπλόκων ενώσεων.....	235
1) Ισομέρεια δομής ή ιονισμού (Structural or Ionization Isomerism) .....	235
2) Ισομέρεια συναρμογής (Coordination Isomerism).....	236
3) Ισομέρεια συνδέσεως (Linkage Isomerism) .....	237
4) Στερεοϊσομέρεια (Stereoisomerism).....	238
6-2 Ο δεσμός στα σύμπλοκα .....	240
6-2.1 Θεωρία Δεσμού – Σθένους, VBT.....	241
6-2.2 Θεωρία κρυσταλλικού πεδίου, CFT .....	244

## 7 Ενεργειακή Άποψη της Χημείας

7-1 Θερμοδυναμική .....	251
Γενικά.....	251
7-1.1 Θερμότητα – Έργο.....	253
Το πρώτο θερμοδυναμικό αξίωμα .....	254
Ενθαλπία .....	254
Θερμοχωρητικότητα .....	257
7-1.2 Θερμοχημεία.....	257

Νόμος του Hess .....	257
Νόμος των Lavoisier – Laplace .....	258
Δεύτερο θερμοδυναμικό αξίωμα – Έννοια της εντροπίας.....	258
Ελεύθερη ενέργεια χημικού συστήματος.....	259
Τρίτος νόμος θερμοδυναμικής .....	260
7-2 Χημική Κινητική .....	260
7-2.1 Μέτρηση της ταχύτητας αντιδράσεως.....	262
7-2.2 Τύποι των νόμων της ταχύτητας .....	263
7-2.3 Μηχανισμός χημικής αλλαγής .....	264
Ελεύθερες ρίζες.....	265
Παράγοντες που επηρεάζουν την ταχύτητα μιας χημικής αντιδράσεως.....	266
7-2.4 Κατάλυση .....	267
Ομογενής και ετερογενής κατάλυση.....	270
7-3 Στοιχεία Φωτοχημείας – Ηλεκτρονική Φασματοσκοπία .....	273
7-3.1 Γενικά .....	273
7-3.2 Η φύση του φωτός .....	276
7-3.3 Βασικοί νόμοι της Φωτοχημείας και Χρώμα Στερεών Ουσιών .....	282
1) Νόμος Grotthus - Drapper .....	282
2) Νόμος Einstein - Stark .....	282
3) Νόμος Bunsen - Roscoe .....	283
Μονάδες που χρησιμοποιούνται στη Φωτοχημεία .....	283
7-3.4 Απορρόφηση του φωτός και χρώμα στερεών ουσιών .....	284
Φασματοφωτομετρία και Χρωματομετρία .....	285

## 8 Κρυσταλλική Δομή της Ύλης

8-1.1 Συμπεριφορά των στερεών .....	287
Τέλειος κρύσταλλος.....	288
Διαφορές μεταξύ των κρυστάλλων .....	288
8-1.2 Περιγραφή των κρυστάλλων – Κρυσταλλικά σώματα.....	289
8-1.3 Συνεκτική δομή (close packing or closest packed structure).....	293
Ελεύθερος χώρος σ' ένα πλέγμα συνεκτικής δομής .....	296
8-1.4 Ιονικοί κρύσταλλοι.....	297
Διαδικές ενώσεις του τύπου MX.....	298
Δομή CsCl.....	299
Δομή NaCl ή δομή «rock salt» .....	299
Δομή ZnS: σφαλερίτη ή βουρτσίτη.....	299
Διαδικά συστήματα της συστάσεως MX <sub>2</sub> .....	301
Δομή CaF <sub>2</sub> : φθορίτη .....	301
Δομή TiO <sub>2</sub> : ρουτιλίου.....	301
8-1.5 Ομοιοπολικοί κρύσταλλοι.....	302
8-1.6 Μοριακοί κρύσταλλοι.....	303

8-1.7 Περίθλαση των ακτίνων-X στους κρυστάλλους.....	305
Παραγωγή της εξίσωσης Bragg.....	307

## 9 Συστήματα Μονάδων

9-1.1 Βασικά μεγέθη.....	309
9-1.2 Παράγωγα μεγέθη.....	311
9-1.3 Διεθνές Σύστημα Μονάδων (SI).....	314
Τα προθέματα SI.....	315
9-1.4 Ιδιόμορφες μονάδες.....	316
9-1.5 Αγγλικό σύστημα μονάδων.....	317

### Αλφαβητικός Πίνακας Ατομικών Βαρών των Στοιχείων

(Υπολογισμένα ως προς τη σχετική ατομική μάζα $A_r(^{12}\text{C}) = 12$ ) .....	319
---	-----

## ΕΡΓΑΣΤΗΡΙΑΚΑ ΠΕΙΡΑΜΑΤΑ

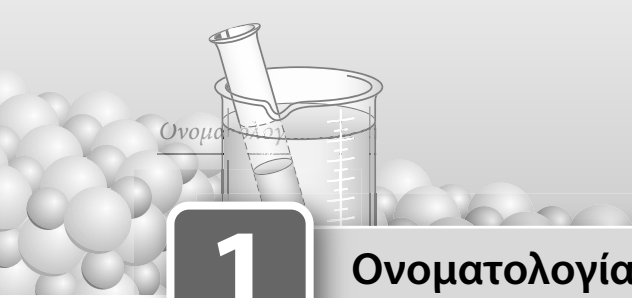
### A) Γενικές Οδηγίες

Καθαριότητα.....	325
Τάξη .....	325
Χρήση των αντιδραστηρίων.....	326
Ασφάλεια στον Εργαστηριακό Χώρο.....	330
Πρώτες βοήθειες .....	331
Βασικές Εργαστηριακές Τεχνικές.....	332
Ζύγιση.....	332
Μέτρηση του όγκου υγρών.....	334
Σιφώνια.....	334
Ογκομετρικοί κύλινδροι .....	337
Ογκομετρικές φιάλες.....	337
Προχοϊδες.....	337
Θέρμανση.....	340
Ψύξη.....	342
Ξήρανση .....	344
Διήθηση .....	345
Απόσταξη .....	347
Εκχύλιση (Extraction) .....	349
Κρυστάλλωση – Ανακρυστάλλωση .....	350
Θέρμανση διαλυμάτων με κάθετο ψυκτήρα ή ψυκτήρα επαναροής (Reflux) .....	350
Εξάχνωση .....	351

Φυγοκέντριση .....	352
Ανάδευση, διάλυση, απόχυση .....	353
Καθαρισμός γυάλινων σκευών και οργάνων.....	354
Απεσταγμένο και απιονισμένο νερό .....	355

## **Β) Πειράματα**

1. Εξοικείωση με τη χρήση οργάνων – Παρασκευή διαλυμάτων – Διήθηση .....	357
2. Χημική Ισορροπία .....	366
3. Ιονισμός Ασθενών Ηλεκτρολυτών .....	373
4. Α) Υδρόλυση Αλάτων .....	386
Β) Ρυθμιστικά Διαλύματα .....	389
5. Οξείδωση – Αναγωγή και Γαλβανικά Στοιχεία .....	392
6. Ογκομετρική Ανάλυση .....	402
7. Ηλεκτρονική Φασματοσκοπία .....	424
8. Διαχωρισμός Φυσικών Χρωστικών με Χρωματογραφία .....	438
9. Σύνθεση Αλάτων .....	452
 <i>Βιβλιογραφία</i> .....	 461
 <i>Ευρετήριο Όρων</i> .....	 463



# 1

## Ονοματολογία. Ηλεκτρονικές Διαμορφώσεις των Ατόμων

### 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. Ως ύλη θεωρούνται οι διάφορες ουσίες (απλές, που είναι τα χημικά στοιχεία και σύνθετες, που είναι οι χημικές ενώσεις). Η ύλη ορίζεται ως ο,τιδήποτε καταλαμβάνει χώρο και έχει μάζα.

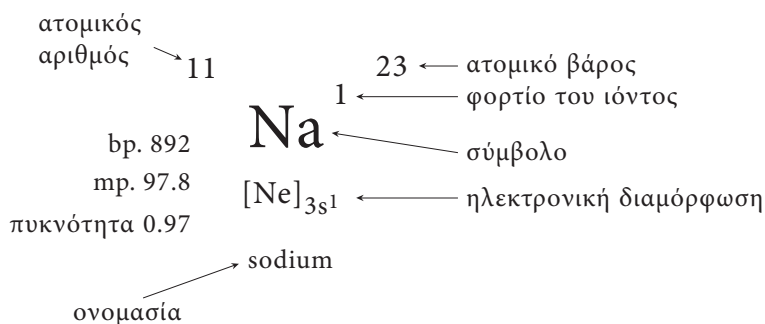
Η επιστήμη της Χημείας παρουσιάζει μια κυριολεκτικά τεράστια ανάπτυξη. Το γεγονός αυτό γίνεται εύκολα αντιληπτό από το μεγάλο αριθμό πρωτότυπων εργασιών που δημοσιεύονται κάθε χρόνο στα διάφορα χημικά περιοδικά. Οι περιλήψεις των εργασιών αυτών δημοσιεύονται (~30.000 το χρόνο) στο περιοδικό Chemical 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 μαγειρικού αλάτος, 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	Element	Σύμβολο	Ατομικός αριθμός Z	Διαφορετική χρήση ονόμ. στις ουσίες
άζωτο	nitrogen	N	7	az- ή am-
αϊνστάνιο	einsteinium	Es	99	
ακτίνιο	actinium	Ac	89	
αμερίκιο	americium	Am	95	
άνθρακας	carbon	C	6	
αντιμόνιο	antimony	Sb	51	stib-
αργίλιο	aluminum	Al	13	
αργό	argon	Ar	18	
άργυρος	silver	Ag	47	argent-
αρσενικό	arsenic	As	33	

Στοιχείο	Element	Σύμβολο	Ατομικός αριθμός Z	Διαφορετική χρήση ονόμ. στις ουσίες
ασβέστιο	calcium	Ca	20	
αστάτιο	astatine	At	85	
άφνιο	hafnium	Hf	72	
βανάδιο	vanadium	V	23	
βάριο	barium	Ba	56	
βηρύλιο	beryllium	Be	4	
βισμούθιο	bismuth	Bi	83	
βολφράμιο	tungsten	W	74	
βόριο	boron	B	5	
βρώμιο	bromine	Br	35	
γαδολίνιο	gadolinium	Gd	64	
γάλλιο	gallium	Ga	31	
γερμάνιο	germanium	Ge	32	
δημήτριο	cerium	Ce	58	
δυσπρόσιο	dysprosium	Dy	66	
έρβιο	erbium	Er	68	
ευρώπιο	europium	Eu	63	
ζιρκόνιο	zirconium	Zr	40	
ήλιο	helium	He	2	
θάλλιο	thallium	Tl	81	
θείο	sulfur	S	16	thio-
θόριο	thorium	Th	90	
θούλιο	thulium	Tm	69	
ίνδιο	indium	In	49	
ιρίδιο	iridium	Ir	77	
ιώδιο	iodine	I	53	
κάδμιο	cadmium	Cd	48	
καίσιο	cesium	Cs	55	
καλιφόρνιο	californium	Cf	98	
κάλλιο	potassium	K	19	
κασσίτερος	tin	Sn	50	stann-
κοβάλτιο	cobalt	Co	27	
κούριο	curium	Cm	96	

Στοιχείο	Element	Σύμβολο	Ατομικός αριθμός Z	Διαφορετική χρήση ονόμ. στις ουσίες
κρυπτόν	krypton	Kr	36	
λανθάνιο	lanthanum	La	57	
λευκόχρυσος	platinum	Pt	78	
λίθιο	lithium	Li	3	
λουτέτιο	lutetium	Lu	71	
λωρέντσιο	lawrencium	Lw ή Lr	(103)	
μαγγάνιο	manganese	Mn	25	
μαγνήσιο	magnesium	Mg	12	
μεντελέβιο	mendelevium	Md	101	
μολυβδαίνιο	molybdenum	Mo	42	
μόλυβδος	lead	Pb	82	plumb-
μπερκέλιο	berkelium	Bk	97	
νάτριο	sodium	Na	11	
νεοδύμιο	neodymium	Nd	60	
νέον	neon	Ne	10	
νικέλιο	nickel	Ni	28	
νιόβιο	niobium	Nb	41	
νομπέλιο	nobelium	No	102	
ξένιο	xenon	Xe	54	
όλμιο	holmium	Ho	67	
οξυγόνο	oxygen	O	8	
όσμιο	osmium	Os	76	
ουράνιο	uranium	U	92	
παλλάδιο	palladium	Pd	46	
πλουτώνιο	plutonium	Pu	94	
πολώνιο	polonium	Po	84	
ποσειδώνιο	neptunium	Np	93	
πρασεοδύμιο	praseodymium	Pr	59	
προμήθειο	promethium	Pm	61	
πρωτακτίνιο	protactinium	Pa	91	
πυρίτιο	silicon	Si	14	
ραδερφόδιο	rutherfordium	Rf	(104)	
ή κουρσατόβιο	kursatorium	Ku		



Στοιχείο	Element	Σύμβολο	Ατομικός αριθμός Z	Διαφορετική χρήση ονόμ. στις ουσίες
ράδιο	radium	Ra	88	
ραδόνιο	radon	Rn	86	
ρήνιο	rhenium	Re	75	
ρόδιο	rhodium	Rh	45	
ρουβίδιο	rubidium	Rb	37	
ρουθήνιο	ruthenium	Ru	44	
σαμάριο	samarium	Sm	62	
σελήνιο	selenium	Se	34	
σίδηρος	iron	Fe	26	ferr-
σιμπόργκιουμ	seaborgium	Sg	(106)	
σκάνδιο	scandium	Sc	21	
στρόντιο	strontium	Sr	38	
ταντάλιο	tantalum	Ta	73	
τελλούριο	tellurium	Te	52	
τέρβιο	terbium	Tb	65	
τεχνητίο	technetium	Tc	43	
τιτάνιο	titanium	Ti	22	
υδράργυρος	mercury	Hg	80	
υδρογόνο	hydrogen	H	1	Το ισότοπο με ατομικό βάρος 2 ονομάζεται δευτέριο, σύμβολο D
υτέρβιο	ytterbium	Yb	70	
ύτριο	yttrium	Y	39	
φέρμιο	fermium	Fm	(100)	
φθόριο	fluorine	F	9	
φράνκιο	francium	Fr	87	
φωσφόρος	phosphorus	P	15	
χαλκός	copper	Cu	29	cupr-
χάνιο	hanio	Ha	(105)	
χλώριο	chlorine	Cl	17	
χρυσός	gold	Au	79	aur-
χρώμιο	chromium	Cr	24	
ψευδάργυρος	zinc	Zn	30	

### 3-1 Συστήματα Διασποράς

Συστήματα διασποράς καλούνται τα συστήματα που προκύπτουν από την ανάμιξη δύο ή περισσότερων ουσιών. Εξετάζονται κυρίως τα καλούμενα δυαδικά συστήματα, δηλαδή εκείνα που αποτελούνται από δύο συστατικά. Σε κάθε δυαδικό σύστημα διακρίνονται, η ουσία που βρίσκεται σε μεγαλύτερη αναλογία και ονομάζεται **διασπείρουσα ουσία** ή **μέσον διασποράς** και είναι ο διαλύτης (solvent), ενώ η ουσία που βρίσκεται σε μικρότερη αναλογία ονομάζεται **εν διασπορά ουσία** και είναι η διαλυμένη ουσία (solute). Διαλύτης και διαλυμένη ουσία αποτελούν τα συστατικά του διαλύματος.

Η ταξινόμηση των δυαδικών συστημάτων διασποράς γίνεται με κριτήριο τις διαστάσεις των σωματιδίων της εν διασποράς ουσίας. Οι **Τύποι συστημάτων διασποράς** (**1. Αδρομερή, 2. Κolloειδή, 3. Μοριακά ή Διαλύματα**) καθώς και ορισμένα από τα χαρακτηριστικά τους γνωρίσματα δίνονται στον Πίνακα 3.1.

Από αυτούς τους Τύπους διαλυμάτων, περισσότερο χρησιμοποιούνται τα Μοριακά Διαλύματα, τα οποία έχουν την ίδια χημική σύσταση και παρουσιάζουν τις ίδιες ιδιότητες σε οποιαδήποτε περιοχή τους. Μεγαλύτερο ενδιαφέρον παρουσιάζουν τα διαλύματα που έχουν ως διαλύτη το νερό (υδατικά διαλύματα).

#### 3-1.1 Μοριακά διαλύματα και Τύποι διαλυμάτων

Τα Μοριακά διαλύματα κατατάσσονται σε διάφορους **Τύπους διαλυμάτων**, ανάλογα με τη φύση του διαλύτη και της διαλυμένης ουσίας. Έτσι, έχουμε τα:

**α) Αερίωδη διαλύματα (X/A)**, όπου  $X = \text{Αέριο, Υγρό ή Στερεό}$  διαλύονται στην αέρια φάση. Π.χ. Αέρας (Μίγμα οξυγόνου, αζώτου και μικρών ποσοτήτων άλλων αερίων),

- β) τα **Στερεά διαλύματα (X/Σ)**, που είναι τα πιο σπάνια, π.χ. Κράματα Χρυσού-Αργύρου και
- γ) τα **Υγρά διαλύματα (X/Y)**, όπου ένα από τα συστατικά είναι υγρό και είναι τα πιο συνηθισμένα.

**Πίνακας 3.1** Τύποι συστημάτων διασποράς

Τύποι	Διάμετρος Σωματιδίων	Κυριότερα χαρακτηριστικά γνωρίσματα
1. <b>Αδρομερή</b> (ετερογενή)	$> 5 \times 10^{-5} \text{ cm}$ <ul style="list-style-type: none"> <li>σκόνες στον αέρα (Σ/Α)</li> <li>σκόνες στο νερό (Σ/Y)</li> <li>αφροί (Α/Y)</li> <li>στερεά μίγματα (Σ/Σ)</li> </ul>	<p>Τα σωματίδια:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>δεν διέρχονται από τους κοινούς ηθμούς</li> <li>δεν παρουσιάζουν διάχυση</li> <li>είναι ορατά με το μικροσκόπιο</li> </ul>
2. <b>Κολλοειδή</b> (μικροετερογενή)	$5 \times 10^{-5} - 1 \times 10^{-7} \text{ cm}$ <ul style="list-style-type: none"> <li>ομίχλη (Y/Α)</li> <li>καπνός (Σ/Y)</li> <li>υδατικά διαλύματα πρωτεϊνών (ασπράδι αυγού) (Σ/Y)</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>διέρχονται από τους κοινούς ηθμούς</li> <li>δεν διέρχονται από τους υπερηθμούς</li> <li>παρουσιάζουν πολύ μικρή ταχύτητα διάχυσης</li> <li>δεν είναι ορατά με το μικροσκόπιο</li> <li>είναι ορατά με το υπερ-μικροσκόπιο</li> </ul>
3. <b>Μοριακά ή Διαλύματα</b> (ομογενή)	$< 1 \times 10^{-7} \text{ cm}$ <ul style="list-style-type: none"> <li>μέσο διασποράς είναι συνήθως το νερό</li> <li><math>\text{H}_2/\text{Pd}</math></li> <li><math>\text{Cu}/\text{Ni}</math> (Σ/Σ) κράματα</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>διέρχονται από τους υπερηθμούς</li> <li>παρουσιάζουν μεγάλη ταχύτητα διάχυσης</li> <li>δεν είναι ορατά ούτε με το υπερ-μικροσκόπιο</li> </ul>

Μια από τις σπουδαίες ιδιότητες των διαλυμάτων είναι η **Διαλυτότητα** και η **Ισορροπία διαλυτότητας**:

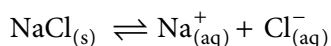
**Διαλυτότητα** μιας ουσίας σε συγκεκριμένο διαλύτη καλείται η μέγιστη ποσότητα της που μπορεί να διαλυθεί σε ένα δεδομένο ποσό του ίδιου διαλύτη και σε ορισμένη θερμοκρασία. Συνήθως εκφράζεται σε γραμμάρια της διαλυμένης ουσίας ανά 100 γραμμάρια διαλύτη g/100 g solvent ή g/100 mL solvent. Εξαρτάται:

- α) από τη θερμοκρασία,
- β) από την πολικότητα του μορίου του διαλύτη και
- γ) από τη δυνατότητα δημιουργίας δεσμών ή γεφυρών υδρογόνου ανάμεσα στα μόρια της διαλυμένης ουσίας και του διαλύτη, όπως θα δούμε παρακάτω.

Είναι δυνατόν δύο ουσίες, για παράδειγμα αλκοόλη και νερό, να σχηματίζουν διάλυμα σε οποιαδήποτε αναλογία και αν βρίσκονται. Στις πιο πολλές όμως περιπτώσεις, η ποσότητα της διαλυμένης ουσίας σε ορισμένη ποσότητα διαλύτη δεν είναι απεριόριστη.

**Κεκορεσμένο διάλυμα** είναι αυτό στο οποίο υπάρχει ισορροπία του διαλύτη με αδιάλυτη ποσότητα της διαλυμένης ουσίας. Στο κεκορεσμένο διάλυμα η ταχύτητα διάλυσης είναι ίση με την ταχύτητα σχηματισμού καθαρής διαλυμένης ουσίας. Μερικές φορές είναι δυνατόν να πάρουμε **υπέρκορα διαλύματα** στα οποία η ποσότητα της διαλυμένης ουσίας είναι μεγαλύτερη από την ποσότητα ισορροπίας. Αυτό μπορεί να συμβεί με ουσίες που έχουν πολύπλοκο κρυσταλλικό τύπο και είναι δύσκολο να σχηματισθεί ο πρώτος κρύσταλλος. Τέτοιους κρυστάλλους σχηματίζει το οξικό νάτριο (σχήμα 3-1).

Παράδειγμα ισορροπίας διαλυτότητας,



Διαλυτότητα NaCl στο  $\text{H}_2\text{O}$  = 36% w/v. (Σημαίνει ότι 36 g NaCl είναι το μέγιστο ποσό NaCl που μπορεί να διαλυθεί σε 100 mL ύδατος).

**Ακόρεστα διαλύματα** είναι εκείνα που περιέχουν ποσότητα διαλυμένης ουσίας μικρότερη από αυτήν στην κατάσταση ισορροπίας, ενώ υπέρκορα εκείνα που περιέχουν ποσότητα διαλυμένης ουσίας μεγαλύτερη. Τα υπέρκορα διαλύματα δεν βρίσκονται σε ισορροπία με την στερεά ουσία (σχήμα 3-1).



**Σχήμα 3-1.**  
Υπέρκορο διάλυμα οξικού νατρίου

### 3-1.2 Συγκέντρωση διαλυμάτων

Η ποσότητα της διαλυμένη ουσίας σε ορισμένη ποσότητα διαλύτη ή διαλύματος ονομάζεται **συγκέντρωση** του διαλύματος. Διάλυμα με μεγάλη συγκέντρωση ονομάζεται πυκνό, ενώ διάλυμα με μικρή συγκέντρωση ονομάζεται αραιό. Η συγκέντρωση ενός διαλύματος μπορεί να εκφρασθεί με διάφορους τρόπους.

**Μοριακότητα κατ' όγκο, Molarity:** Η μοριακότητα κατ' όγκο, που συμβολίζεται με το  $M$ , εκφράζει τον αριθμό των moles της διαλυμένης ουσίας ανά λίτρο διαλύματος:

$$M = \frac{\text{αριθμός moles διαλυμένης ουσίας}}{\text{αριθμός λίτρων διαλύματος}} \quad (3-1)$$

Για παράδειγμα, διάλυμα 2 M σημαίνει ότι σε ένα λίτρο διαλύματος είναι διαλυμένα 2 moles της διαλυμένης ουσίας.

**Αραίωση διαλυμάτων:** Μερικές φορές είναι ανάγκη να παρασκευάσουμε ένα διάλυμα με ορισμένη μοριακότητα, με αραίωση ενός άλλου. Στις περιπτώσεις αυτές πρέπει να υπολογίσουμε τον όγκο του πυκνού διαλύματος που απαιτείται για την παρασκευή ορισμένου όγκου του προς παρασκευή διαλύματος. Ο υπολογισμός αυτός γίνεται από τη σχέση:

$$M_1 V_1 = M_2 V_2 \quad (3-2)$$

όπου  $M_1$ ,  $V_1$  η μοριακότητα και ο όγκος του πυκνού διαλύματος και  $M_2$ ,  $V_2$  η μοριακότητα και ο όγκος του αραιού διαλύματος.

**Μοριακότητα κατά βάρος, Molality:** Συμβολίζεται με το  $m$  και εκφράζει τον αριθμό των moles της διαλυμένης ουσίας σε 1000 g διαλύτη. Για να παρασκευάσουμε διάλυμα 1 m μιας ουσίας ζυγίζουμε βάρος ίσο με 1 mole και το διαλύουμε σε 1000 g του διαλύτη.

**Τυπικότητα, Formality:** Τυπικότητα ενός διαλύματος ονομάζεται ο αριθμός των γραμμοτυπικών βαρών μιας ουσίας σε ένα λίτρο διαλύματος και συμβολίζεται με  $F$ . Η τυπικότητα μοιάζει με τη μοριακότητα και η χρήση της μας βοηθάει να αποφύγουμε τη δυσκολία απόδοσης του μοριακού βάρους μιας ένωσης, όταν δεν περιέχει συγκεκριμένα μόρια. Όταν η διαλυμένη ουσία δεν παθαίνει διάσπαση ή άλλη μεταβολή στο διάλυμα, η μοριακότητα και η τυπικότητα συμπίπτουν. Αν δηλαδή διαλυθεί 1 mole καλαμοσάκχαρου σε ένα λίτρο διαλύματος, τότε το διάλυμα θα είναι 1 M και 1 F. Αν όμως διαλυθεί 1 mole  $\text{CH}_3\text{COOH}$  σε 1 λίτρο διαλύματος, τότε το διάλυμα είναι 1 F όχι όμως και 1 M αφού στο διάλυμα ένα μέρος του  $\text{CH}_3\text{COOH}$  διίσταται. Παρόλο που για διαλύματα ηλεκτρολυτών η τυπικότητα

τα φαίνεται ότι είναι πιο σωστή έκφραση από τη μοριακότητα, δεν χρησιμοποιείται από τους χημικούς.

**Κανονικότητα, Normality:** Συμβολίζεται με  $N$  και εκφράζει τον αριθμό των γραμμοϊσοδυνάμων μιας ουσίας που υπάρχουν σε ένα λίτρο διαλύματος. Το ισοδύναμο βάρος μιας ουσίας είναι το βάρος που αντιδρά με ή παράγεται από 8 g οξυγόνου ή 1 g υδρογόνου. Για παράδειγμα το ισοδύναμο βάρος του ιόντος  $Zn^{2+}$  είναι  $\frac{65,38}{2}$  αφού 65,38 g  $Zn^{2+}$  παράγουν 2 g υδρογόνου.

**Μοριακό κλάσμα:** Μοριακό κλάσμα ενός συστατικού του διαλύματος είναι το πηλίκο του αριθμού των moles του συστατικού δια του συνολικού αριθμού των moles όλων των συστατικών του διαλύματος. Για ένα διάλυμα που αποτελείται από δύο συστατικά θα ισχύει:

$$\text{Μοριακό κλάσμα συστατικού 1: } x_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2}$$

$$\text{Μοριακό κλάσμα συστατικού 2: } x_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$$

όπου  $n_1$  και  $n_2$  ο αριθμός των moles των συστατικών 1 και 2. Το μοριακό κλάσμα συνήθως συμβολίζεται με  $x$ . Για ένα διάλυμα που αποτελείται από  $i$  συστατικά θα ισχύει:

$$x_m = \frac{n_m}{n_1 + n_2 + \dots + n_i} \quad (3-3)$$

Το άθροισμα των μοριακών κλασμάτων όλων των συστατικών ενός διαλύματος ισούται με τη μονάδα. Δηλαδή:

$$x_1 + x_2 + \dots + x_i = 1 \quad (3-4)$$

**Επί τοις εκατό % W/W, % W/V.** Η έκφραση % W/W μας δίνει τα μέρη βάρους της διαλυμένης ουσίας σε 100 μέρη βάρους διαλύματος. Π.χ. διάλυμα 10% W/W σημαίνει ότι υπάρχουν 10 g ή 10 mg διαλυμένης ουσίας σε 100 g ή 100 mg διαλύματος. Αντίστοιχα % W/V σημαίνει μέρη βάρους διαλυμένης ουσίας σε 100 mL διαλύματος. Για παράδειγμα 15% W/V περιέχει 15 g διαλυμένης ουσίας σε 100 mL διαλύματος.

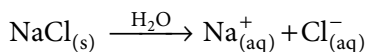
**Μέρη ανά εκατομμύριο (ppm):** Όταν η ποσότητα της διαλυμένης ουσίας είναι πάρα πολύ μικρή η συγκέντρωση εκφράζεται ως ο αριθμός των mg (χιλιοστογράμμων) της διαλυμένης ουσίας ανά χιλιόγραμμο βάρους διαλύματος ή προκει-

μένου για υδατικά διαλύματα ο αριθμός των mg της διαλυμένης ουσίας ανά λίτρο διαλύματος. Αυτό συμβαίνει γιατί η πυκνότητα των πολύ αραιών υδατικών διαλυμάτων ισούται με τη μονάδα, επομένως ένα λίτρο διαλύματος ζυγίζει 1000 g. Η έκφραση αυτή ονομάζεται μέρη ανά εκατομμύριο αφού ένα mg είναι το εκατομμυριοστό του χιλιογράμμου. Για παράδειγμα αν 500 mL υδατικού διαλύματος NaCl περιέχουν 2,7 mg, ο αριθμός ppm του NaCl θα είναι:

$$\text{ppm NaCl} = \frac{2,7 \text{ mg NaCl}}{500 \text{ mL}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 2,7 \times 2 \frac{\text{mg}}{\text{L}} = 5,4 \text{ ppm NaCl}.$$

### 3-1.3 Πορεία της διάλυσης

Η ευκολία της διάλυσης για μια μη-αντιστρεπτή αντίδραση, π.χ.



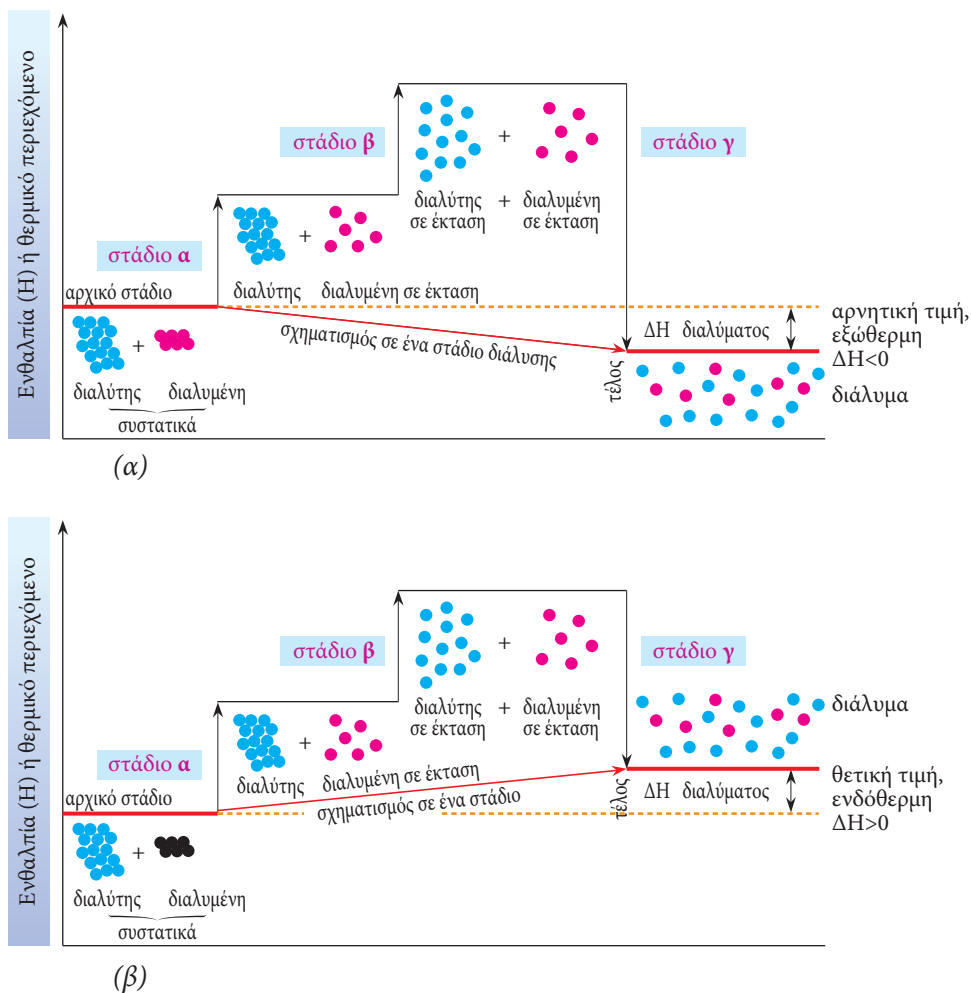
εξαρτάται από δύο παράγοντες:

- 1) Μεταβολή ενθαλπίας\* (εξώθερμη ή ενδόθερμη) ( $\Delta H$ ).
- 2) Μεταβολή της εντροπίας\* (αταξία του συστήματος) ( $\Delta S$ ).

Η πορεία της διάλυσης μπορεί να αποδοθεί σχηματικά από τρία στάδια, όπως φαίνεται στο σχήμα 3-2. Από το παραπάνω σχήμα προκύπτει ότι η διάλυση μιας ουσίας μπορεί να είναι εξώθερμη (σχήμα 3-2α) ή ενδόθερμη φαινόμενο (σχ. 3-2β). Και στις δύο περιπτώσεις η πορεία διάλυσης θεωρείται ότι αποτελείται από τρία στάδια, α, β και γ. Τα δύο πρώτα στάδια (α, β) είναι ενδόθερμα και σχετίζονται με τις δυνάμεις που συγκρατούν τα μόρια ή ιόντα της διαλυμένης ουσίας (στάδιο α) και τις δυνάμεις που συγκρατούν τα μόρια του διαλύτη (στάδιο β). Το τρίτο στάδιο (γ) είναι εξώθερμο και έχει σχέση με τις δυνάμεις που αναπτύσσονται μεταξύ των μορίων του διαλύτη και των μορίων ή ιόντων της διαλυμένης ουσίας. Έτσι δημιουργούνται σύνολα που αποτελούνται από ένα μόριο ή ιόν το οποίο περιβάλλεται από μόρια διαλύτη. Το φαινόμενο αυτό ονομάζεται **επιδιαλύτωση (solvation)** και τα σύνολα που προκύπτουν **επιδιαλυτωμένα μόρια ή ιόντα**. Στην περίπτωση που διαλύτης είναι το νερό, το φαινόμενο ονομάζεται **εφυδάτωση (hydration)** και τα σύνολα **εφυδατωμένα**.

Όταν η θερμότητα που απορροφάται κατά τα δύο πρώτα στάδια είναι μικρότερη από τη θερμότητα που εκλύεται κατά το τρίτο στάδιο, το φαινόμενο της

\* Βλέπε Κεφάλαιο 6 (Θερμοδυναμική).



**Σχήμα 3-2.** Σχηματική παράσταση της διάλυσης μιας ουσίας σε υγρό διαλύτη (Υποθετικό διάγραμμα).

α) εξώθερμη διάλυση,  $\Delta H_{\text{διαλύματος}} < 0$ ,

β) ενδόθερμη διάλυση,  $\Delta H_{\text{διαλύματος}} > 0$ .

διάλυσης είναι εξώθερμη. Στην αντίθετη περίπτωση είναι ενδόθερμη. Δηλαδή όταν:

$$\Delta H_{\alpha'} \text{ σταδίου} + \Delta H_{\beta} \text{ σταδίου} < \Delta H_{\gamma} \text{ σταδίου} \Rightarrow \Delta H_{\text{διάλυσης}} < 0 \quad \text{εξώθερμη}$$

$$\Delta H_{\alpha'} \text{ σταδίου} + \Delta H_{\beta} \text{ σταδίου} > \Delta H_{\gamma} \text{ σταδίου} \Rightarrow \Delta H_{\text{διάλυσης}} > 0 \quad \text{ενδόθερμη.}$$

Το γεγονός ότι η διάλυση μιας ουσίας μπορεί να γίνει με απορρόφηση θερμότητας



τητας (ενδόθερμο φαινόμενο) ερμηνεύεται με την αύξηση της εντροπίας αφού κατά τη διάλυση αυξάνεται η αταξία του συστήματος.

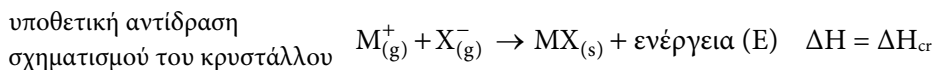
**Συμπερασματικά** μπορούμε να πούμε ότι η διάλυση των ουσιών εξαρτάται από τις σχετικές δυνάμεις που αναπτύσσονται μεταξύ:

1. Διαλυμένη - διαλυμένη
2. Διαλύτη - διαλύτη
3. Διαλύτη - διαλυμένη

Όσο πιο μικρές είναι οι δυνάμεις διαλυμένη - διαλυμένη και διαλύτη - διαλύτη που συνεπάγονται εύκολη διάσπαση και όσο μεγαλύτερες είναι οι δυνάμεις διαλύτη - διαλυμένη τόσο μεγαλύτερη είναι η έκταση της διάλυσης.

### 3-1.4 Διάλυση στερεών σε υγρά (τελικό αποτέλεσμα, ενδόθερμο φαινόμενο)

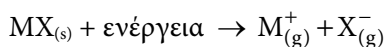
Οι δομικές μονάδες των στερεών μπορεί να είναι μόρια (μοριακές ενώσεις) ή ιόντα (ιονικές ενώσεις). Στην περίπτωση των μορίων η  $\Delta H_a'$  σταδίου είναι μικρή ενώ στην περίπτωση των ιόντων είναι πολύ μεγαλύτερη, διότι πρέπει να υπερνικηθεί η ενέργεια κρυσταλλικού πλέγματος (crystal lattice energy) δηλαδή η ενέργεια που κρατά τα σωματίδια μαζί σε μια κρυσταλλική διαμόρφωση. Η ενέργεια πλέγματος ( $\Delta H_{cr}$ ) είναι μέτρο της σταθερότητας ενός ιονικού στερεού και είναι πάντοτε εξωθερμική για την παρακάτω υποθετική αντίδραση:



όπου  $E = \Delta H_{cr} = c \frac{q^{+} q^{-}}{d}$ , ( $c$  = σταθερά αναλογίας και  $d$  = απόσταση των ακτίνων των ιόντων,  $q^{+}, q^{-}$  = φορτία των ιόντων).

Η  $\Delta H_{cr}$  αυξάνει (γίνεται περισσότερο αρνητική) με αύξηση του φορτίου των ιόντων, ενώ ελαττώνεται με αύξηση της αποστάσεως  $d$  για ιόντα ίδιου φορτίου.

Το αντίστροφο της αντίδρασης σχηματισμού του κρυστάλλου, δηλ. ο διαχωρισμός του κρυστάλλου σε ιόντα



μπορεί να θεωρηθεί ως υποθετικό πρώτο στάδιο κατά το σχηματισμό ενός διαλύματος (σχήμα 3-2, στάδιο α). Όσο πιο μικρή είναι η ενέργεια πλέγματος (που αποτελεί μέτρο αλληλεπιδράσεων διαλυμένης-διαλυμένης), τόσο πιο εύκολα συμβαίνει η διάλυση.

Όπως αναφέρθηκε ήδη, για συγκεκριμένη ουσία και συγκεκριμένο διαλύτη, η έκταση της διάλυσης είναι μεγαλύτερη όσο μεγαλύτερες είναι οι δυνάμεις που αναπτύσσονται μεταξύ διαλύτη-διαλυμένη. Στην περίπτωση ιονικής ή γενικότερα πολικής στερεάς ουσίας οι δυνάμεις διαλύτη-διαλυμένη είναι πολύ μεγαλύτερες όταν ο διαλύτης είναι πολική ουσία παρά μη-πολική, με αποτέλεσμα οι πολικές ουσίες να διαλύονται σε πολικούς διαλύτες. Το αντίθετο συμβαίνει όταν η προς διάλυση ουσία είναι μη-πολική.

Το νερό ως πολική ουσία διαλύει πολλά άλατα τα οποία δε διαλύονται σε οργανικούς διαλύτες, όπως βενζόλιο ( $C_6H_6$ ) και τετραχλωράνθρακα ( $CCl_4$ ). Αντίθετα, το νερό δε διαλύει το ναφθαλένιο ( $C_{10}H_8$ ), που είναι μη-πολική ένωση, ενώ το διαλύει το βενζόλιο. Αυτά τα γεγονότα δίνουν τη βάση για την εξήγηση της παρατήρησης ότι: **«τα όμοια διαλύουν όμοια»**, δηλ. **πολικές ουσίες διαλύονται εύκολα σε πολικούς διαλύτες και μη-πολικές ουσίες διαλύονται σε μη πολικούς διαλύτες**.

Η πορεία της διάλυσης του  $NaCl$ , που είναι τυπικό ιονικό στερεό, δίνεται στο σχήμα 3-3. Όπως φαίνεται από το σχήμα 3-3α, τα γωνιακά ιόντα  $Cl^-$  συνδέονται με το  $\delta^+$  του διαλύτη νερού και τα ιόντα  $Na^+$  συνδέονται με το  $\delta^-$  του διαλύτη νερού και, έτσι σχηματίζονται εφυδατωμένα ιόντα (σχήμα 3-3β).

Στον Πίνακα 3-2 αναφέρεται η διαλυτότητα ή η δυσδιαλυτότητα ορισμένων γνωστών ανόργανων ενώσεων στο νερό.

Επειδή η ενέργεια πλέγματος των ιονικών κρυστάλλων είναι μεγάλη, πολλές φορές η διάλυση τέτοιων ενώσεων είναι ενδόθερμο φαινόμενο. Ως αποτέλεσμα, η πορεία διάλυσης είναι **ελαφρά ενδόθερμη** για τις περισσότερες ιονικές ουσίες.


### **Συμπερασματικά για την πορεία της διάλυσης**

Η διάλυση των περισσότερων ιονικών ενώσεων είναι ενδόθερμο φαινόμενο (αύξηση της ενθαλπίας,  $\Delta H$ ) γιατί η ενέργεια πλέγματος είναι μεγάλη. Παράδειγμα το νιτρικό αμμώνιο ( $NH_4NO_3$ ) είναι άλας που διαλύεται στο νερό σε μεγάλη έκταση. Κατά τη διάλυση, η θερμοκρασία του διαλύματος πέφτει στους  $6^\circ C$ , γιατί το φαινόμενο είναι ισχυρά ενδόθερμο και απορροφάται θερμότητα.

### **Εφαρμογή**

Αυτή την ιδιότητα εκμεταλλεύεται το «στιγμιαίο πακέτο πάγου» που χρησιμοποιούν οι εκπαιδευτές αθλητών για την περιποίηση των εξαρθρώσεων και άλλων μικροτραυματισμών.  $NH_4NO_3$  και  $H_2O$  «πακετάρονται» σε πλαστική σακούλα, όπου κρατούνται ξεχωριστά με ένα χώρισμα το οποίο σπάει εύκολα κατά την πίεση. Μόλις το  $NH_4NO_3$  έρθει σε επαφή με το  $H_2O$  και διαλυθεί, απορροφά θερμότητα από το γύρω περιβάλλον και η σακούλα γίνεται κρύα στο άγγιγμα.

## Β. ΠΕΙΡΑΜΑΤΑ



### Κεφάλαιο 1

**Εξοικείωση με τη χρήση οργάνων –  
Παρασκευή διαλυμάτων – Διήθηση**

Τα όργανα που χρησιμοποιούνται πιο συχνά στο χημικό εργαστήριο δίνονται παρακάτω:



Ποτήρια ζέσεως



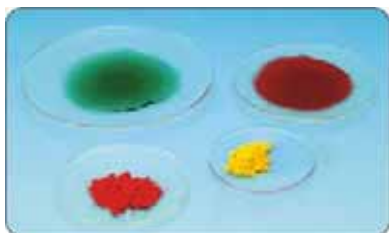
Κωνικές φιάλες



Ογκομετρικές φιάλες



Ογκομετρικοί κύλινδροι



Ύαλος ωρολογίου



Λαβίδες



Σπάτουλες



Θερμόμετρο



Ιγδίον (γουνδί)



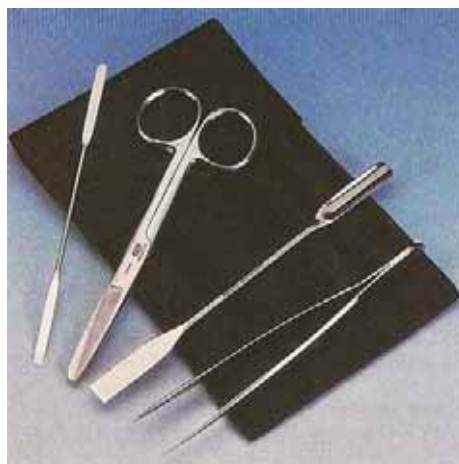
Ψήκτρες καθαρισμού



Γυάλινοι ράβδοι αναδεύσεως



Υδροβολείς



Εργαλεία Χημικών



Χωνιά διήθησης

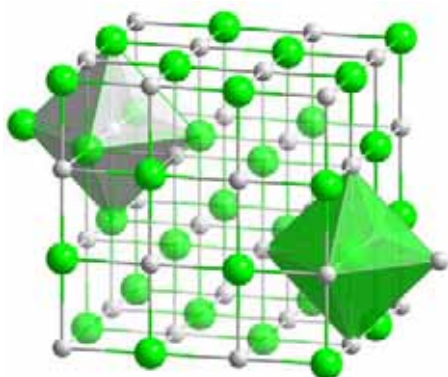


Κάψα πορσελάνης

Με τα πειράματα του κεφαλαίου αυτού οι ασκούμενοι θα εξοικειωθούν με τη χρήση των οργάνων μέσα από την παρασκευή διαλυμάτων και την πραγματοποίηση διήθησης.

**Πείραμα 1.1 Παρασκευή διαλύματος χλωριούχου νατρίου  
συγκεντρώσεως 0,1 M****Αντιδραστήρια**

Χλωριούχο νάτριο, NaCl  
Κρυσταλλικό



Κρυσταλλικό πλέγμα NaCl

**Όργανα – Συσκευές**

Ζυγός  
Σπάτουλα  
Ποτήρι ζέσεως  
Σιφώνιο πλήρωσης  
Ογκομετρική φιάλη 50 mL  
Υδροβολέας  
Γυάλινη ράβδος  
Γυάλινο χωνί



Αλυκές

Υπολογίζονται τα γραμμάρια NaCl που απαιτούνται για την παρασκευή 50 mL διαλύματος 0.1 M και ζυγίζονται προσεκτικά σε καθαρό και στεγνό ποτήρι ζέσης. Με τη βοήθεια υδροβολέα, προστίθενται, περίπου 20 mL απιονισμένου νερού. Το μίγμα αναδεύεται με τη γυάλινη ράβδο μέχρι να διαλυθεί το στερεό χλωριούχο νάτριο. Το προκύπτον διάλυμα μεταφέρεται με τη βοήθεια χωνιού σε ογκομετρική φιάλη χωρητικότητας 50 mL. Η διαδικασία αυτή επαναλαμβάνεται άλλες δύο φορές με μικρές ποσότητες ύδατος (πάντα απιονισμένου) που μεταφέρονται επίσης στην ογκομετρική φιάλη. Τέλος προστίθεται προσεκτικά απιονισμένο νερό μέχρις ότου η χαραγή στο λαιμό της ογκομετρικής φιάλης εφάπτεται του μηνίσκου που σχηματίζει το διάλυμα. Αφού προστεθεί το πόμα στην ογκομετρική φιάλη ανακινείται για γίνει το διάλυμα ομογενές (σχήμα 1-1).



Σχήμα 1-1: Παρασκευή ενός διαλύματος

### Ερώτηση:

Ποιά είναι η συγκέντρωση του παρασκευασθέντος διαλύματος %w/v (ατομικά βάρη: Na = 23, Cl = 35,5).

.....

.....

.....

.....

.....

.....

### Πείραμα 1.2 Αραίωση

Το διάλυμα NaCl, που παρασκευάστηκε στο προηγούμενο πείραμα, μεταφέρεται σε καθαρό και στεγνό ποτήρι ζέσεως και στη συνέχεια λαμβάνονται με σιφώνιο πλήρωσης 10 mL τα ποία μεταφέρονται στην ογκομετρική φιάλη χωρητικότητας 50 mL, η οποία προηγουμένως είχε καθαριστεί και ξεπλυθεί με απιονισμένο νερό (Στην περίπτωση αυτή δεν είναι απαραίτητο να είναι στεγνή αφού θα προστεθεί απιονισμένο νερό). Τέλος συμπληρώνεται με απιονισμένο νερό μέχρι τη χαραγή στο λαιμό της φιάλης και το περιεχόμενό της ανακινείται ισχυρά, ώστε το νέο διάλυμα να καταστεί ομογενές (σχήματα 1-2 και 1-3).

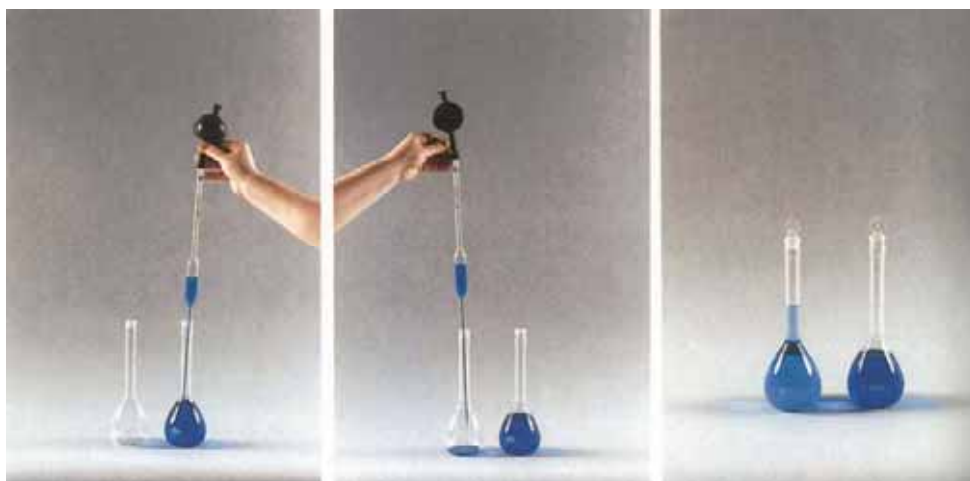
Για την αραίωση χρησιμοποιείται η γνωστή σχέση:  $C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$ .

όπου:  $C_1$  = συγκέντρωση πυκνού (αρχικού διαλύματος),

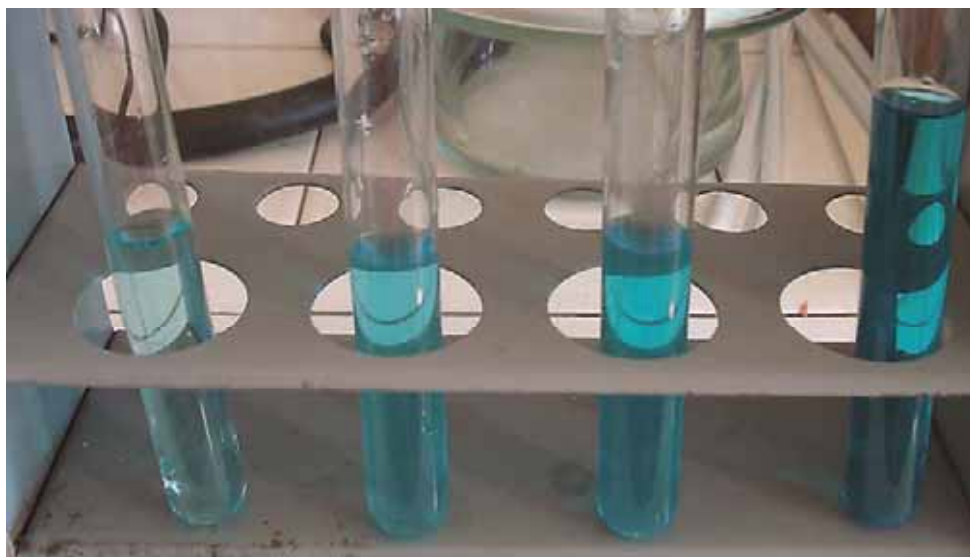
$C_2$  = συγκέντρωση αραιού (τελικού) διαλύματος,

$V_1$  = όγκος πυκνού,  $V_2$  = όγκος τελικός.





Σχήμα 1-2: Αραίωση διαλύματος



Αραιό ← → Πυκνό

Σχήμα 1-3: Διαφορετικές πυκνότητες του ίδιου διαλύματος



**Ερώτηση:**

Ποιά είναι η molarity (M) του NaCl στο νέο διάλυμα;

.....

.....

.....

.....

.....

**Πείραμα 1.3 Παρασκευή 50 mL διαλύματος θειικού οξέος 10% w/v από οξύ 98% w/w και πυκνότητας 1,84 g/ML****Αντιδραστήρια**

H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 98% w/w

**Όργανα - συσκευές**

Αριθμημένο σιφώνιο

Ποτήρι ζέσεως

Ογκομετρική φιάλη 50 ML

Γυάλινο χωνί

Για την παρασκευή του παραπάνω διαλύματος:

- α) Από την περιεκτικότητα κατά βάρος που δίνεται υπολογίζονται τα g του θειικού οξέος που απαιτούνται.
- β) Από την πυκνότητα που, επίσης, δίνεται μετατρέπονται τα g σε όγκο.

**Διαδικασία:**

Με το αριθμημένο σιφώνιο που φέρει πουάρ μετρείται πολύ προσεκτικά (Το θειικό οξύ είναι πολύ καυστικό) ο όγκος που υπολογίστηκε και μεταφέρεται αργά σε καθαρό ποτήρι ζέσεως το οποίο περιέχει περίπου 20 mL απιονισμένου νερού. Κατόπιν το περιεχόμενο του ποτηριού μεταφέρεται με τη βοήθεια γυάλινου χωνιού σε ογκομετρική φιάλη των 50 mL. Επειδή η διάλυση του θειικού οξέος είναι ισχυρά εξώθερμη η ογκομετρική φιάλη ψύχεται εξωτερικά σε ρεύμα νερού βρύσης. Το ποτήρι ζέσεως πλένεται δύο φορές με περίπου, 5 mL νερού κάθε φορά και τα ύδατα πλύσης μεταφέρονται στην ογκομετρική φιάλη. Τέλος η ογκομετρική φιάλη γεμίζεται με απιονισμένο νερό μέχρι τη χαραγή.

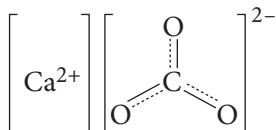
### Πείραμα 1.4 Διαχωρισμός μίγματος δύο ουσιών

#### Αντιδραστήρια

Χλωριούχο νάτριο,  $\text{NaCl}$   
Ανθρακικό ασβέστιο,  $\text{CaCO}_3$

#### Όργανα – συσκευές

Ποτήρι ζέσεως  
Ζυγός  
Ογκομετρικός κύλινδρος  
Γυάλινο χωνί  
Γυάλινη ράβδος  
Ύαλος ωρολογίου

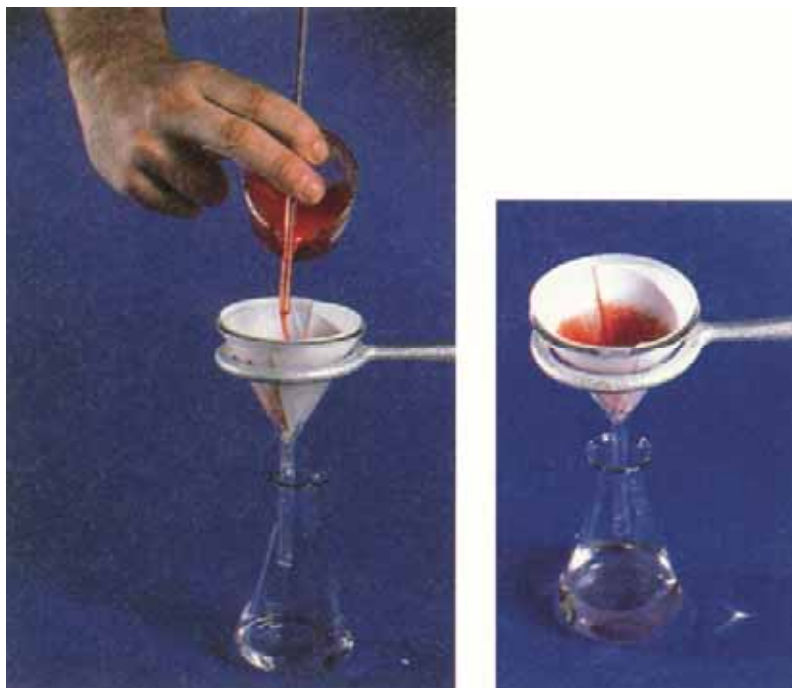


Ηθμός



Διήθηση με Gooch ή Buchner

Στο πείραμα αυτό θα γίνει διαχωρισμός και παραλαβή δύο ουσιών που βρίσκονται σε μίγμα. Ο διαχωρισμός στηρίζεται στη διαφορά διαλυτότητας των δύο συστατικών του μίγματος. Το χλωριούχο νάτριο διαλύεται στο νερό ενώ το ανθρακικό ασβέστιο όχι.



Σχήμα 1-4: Διήθηση με απλό χωνί

#### Διαδικασία:

Σε ύαλο ωρολογίου ζυγίζονται 2 g κονιοποιημένου μίγματος χλωριούχου νατρίου και ανθρακικού ασβεστίου και μεταφέρονται, με τη βοήθεια σπάτουλας, σε καθαρό ποτήρι ζέσεως. Μετρούνται με τον ογκομετρικό κύλινδρο 50 mL απιονισμένου νερού. Με μικρές ποσότητες νερού ξεπλένεται η ύαλος ωρολογίου για να απομακρυνθούν τυχόν στερεά υπολείμματα και τα νερά της πλύσεως κάθε φορά χύνονται στο ποτήρι ζέσεως. Προστίθεται στο ποτήρι ζέσεως και το υπόλοιπο νερό από τον ογκομετρικό κύλινδρο και το μίγμα αναδεύεται με τη γυάλινη ράβδο περίπου τρία λεπτά οπότε διαλύεται το χλωριούχο νάτριο ενώ το ανθρακικό ασβέστιο ως αδιάλυτο παραμένει στερεό. Με απλή διήθηση (σχήμα 1-4) διαχωρίζεται το μίγμα. Το ανθρακικό ασβέστιο συγκρατείται στον ηθμό από όπου παραλαμβάνεται ενώ το χλωριούχο νάτριο βρίσκεται στο διήθημα διαλυμένο στο νερό και μπορεί να παραληφθεί με εξάτμιση του διαλύτη.