



ΧΡΥΣΟΥΝ ΜΕΤΑΛΛΙΟΝ  
ΑΚΑΔΗΜΙΑΣ ΑΘΗΝΩΝ

ΑΝΩΤΕΡΕΣ ΔΗΜΟΣΙΕΣ ΣΧΟΛΕΣ ΕΜΠΟΡΙΚΟΥ ΝΑΥΤΙΚΟΥ

# ΧΗΜΕΙΑ

ΝΙΚΟΛΑΟΥ Α. ΠΑΝΤΖΑΛΗ

β' έκδοση

ΜΗΧΑΝΙΚΩΝ



# ΠΕΡΙΕΧΟΜΕΝΑ

<b>ΕΙΣΑΓΩΓΗ</b> .....	1
-----------------------	---

## ΜΕΡΟΣ ΠΡΩΤΟ: ΘΕΜΑΤΑ ΓΕΝΙΚΗΣ ΧΗΜΕΙΑΣ

### ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΠΡΩΤΟ ΑΤΟΜΟ – ΑΤΟΜΙΚΗ ΘΕΩΡΙΑ

1.1	Γενικά.....	3
1.2	Ο πυρήνας του ατόμου.....	3
1.3	Τα ηλεκτρόνια (e).....	4
1.3.1	Ατομικά πρότυπα.....	4
1.3.2	Κβαντικοί αριθμοί.....	5
1.3.3	Κατανομή των ηλεκτρονίων γύρω από τον πυρήνα.....	6
1.4	Το άτομο και η χημική του συμπεριφορά.....	7
1.5	Το άτομο – μάζα και ενέργεια.....	8

### ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΔΕΥΤΕΡΟ ΣΤΟΙΧΕΙΑ – ΠΕΡΙΟΔΙΚΟ ΣΥΣΤΗΜΑ

2.1	Γενικά – ορισμός.....	10
2.2	Περιοδικό σύστημα των στοιχείων.....	11
2.3	Μέταλλα και αμέταλλα.....	13

### ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΤΡΙΤΟ ΧΗΜΙΚΕΣ ΕΝΩΣΕΙΣ – ΔΕΣΜΟΙ

3.1	Χημικές ενώσεις.....	15
3.2	Χημικοί δεσμοί.....	15
3.3	Σθένος.....	19
3.4	Ενέργεια δεσμού.....	20
3.5	Ανόργανες και οργανικές χημικές ενώσεις.....	20

### ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΤΕΤΑΡΤΟ ΜΕΤΑΒΟΛΕΣ ΥΛΙΚΩΝ ΣΥΣΤΗΜΑΤΩΝ

4.1	Γενικά.....	21
4.2	Ενεργειακές μεταβολές.....	23
4.3	Νόμοι διατήρησης μάζας και ενέργειας.....	23
4.4	Μεγέθη και μονάδες.....	24

### ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΠΕΜΠΤΟ ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ

5.1	Μείγματα.....	26
5.2	Διαλύματα.....	27
5.3	Περιεκτικότητα ή συγκέντρωση.....	27
5.4	Υπολογισμοί στα διαλύματα.....	28
5.5	Τάση ατμών – Αθροιστικές ιδιότητες.....	29
5.5.1	Ελάττωση της τάσης ατμών.....	29
5.5.2	Ανύψωση του σημείου ζέσης – Ζεσεοσκοπία.....	29

5.5.3 Ταπείνωση του σημείου πήξης – Κρυσκοπία	30
5.5.4 Ωσμωση – Ωσμωτική πίεση	30
5.6 Αποκλίσεις από τις ωσμωτικές ιδιότητες	31
5.7 Ηλεκτρολύτες – Ιοντικά διαλύματα	32
5.8 Μηχανισμός δημιουργίας ιόντων σε υδατικό διάλυμα	32
5.9 Νεότερες απόψεις για τα οξέα και τις βάσεις	33
5.10 Ενεργειακές μεταβολές κατά τη διάλυση ουσιών	34
5.11 Μεταβολές του όγκου και της πυκνότητας του διαλύματος	34

## ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΕΚΤΟ Η ΧΗΜΙΚΗ ΑΝΤΙΔΡΑΣΗ

6.1 Ορισμός – Κατάταξη	36
6.2 Χημική θερμοδυναμική – Θερμοχημεία	37
6.3 Ταχύτητα χημικής αντίδρασης – Χημική κινητική	38
6.4 Καταλύτες	40
6.5 Αμφίδρομες αντιδράσεις – Χημική ισορροπία	41
6.6 Υπολογισμός των συντελεστών χημικής εξίσωσης	42

## ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΕΒΔΟΜΟ ΙΟΝΤΙΚΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ

7.1 Διάσταση των ηλεκτρολυτών	44
7.2 Αυτοδιάσταση του νερού – pH	45
7.3 Ρυθμιστικά διαλύματα	47
7.4 Ηλεκτρολυτικοί δείκτες	47
7.5 Διάσταση ασθενών ηλεκτρολυτών	48
7.6 Δυσδιάλυτα άλατα – Γινόμενο διαλυτότητας	48
7.7 Εξουδετέρωση	49
7.8 Υδρόλυση άλατος	50

## ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΟΓΔΟΟ ΟΞΕΙΔΩΣΗ ΚΑΙ ΑΝΑΓΩΓΗ

8.1 Αριθμός οξείδωσης	52
8.2 Οξείδωση και αναγωγή. Οξειδοαναγωγικές αντιδράσεις	53
8.3 Κατάταξη οξειδοαναγωγικών αντιδράσεων – Μηχανισμοί	53
8.3.1 Αντιδράσεις σύνθεσης και αποσύνθεσης	54
8.3.2 Αντιδράσεις απλής αντικατάστασης	54
8.3.3 Πολύπλοκες αντιδράσεις οξειδοαναγωγής	55
8.4 Γραμμοϊσοδύναμα οξειδωτικών και αναγωγικών σωμάτων	56
8.5 Υπολογισμός συντελεστών οξειδοαναγωγικών αντιδράσεων	56
8.6 Η οξείδωση και η αναγωγή ως ηλεκτροχημικά φαινόμενα	57
8.7 Ηλεκτρολυτικό δυναμικό – Ημιστοιχεία	57

## ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΕΝΑΤΟ ΓΑΛΒΑΝΙΚΑ ΣΤΟΙΧΕΙΑ – ΣΥΣΣΩΡΕΥΤΕΣ

9.1 Γαλβανικά στοιχεία	59
9.2 Είδη γαλβανικών στοιχείων	61
9.3 Συσσωρευτές	62
9.4 Στοιχεία καυσίμων	66

## ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΔΕΚΑΤΟ ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΣΗ – ΕΦΑΡΜΟΓΕΣ

10.1 Γενικά	67
-------------	----

10.2	Νόμοι της ηλεκτρόλυσης (Faraday).....	68
10.3	Εφαρμογές της ηλεκτρόλυσης.....	69

## ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΕΝΔΕΚΑΤΟ ΔΙΑΒΡΩΣΗ ΚΑΙ ΠΡΟΣΤΑΣΙΑ

11.1	Γενικά.....	72
11.2	Αιτίες και είδη διάβρωσης.....	73
11.3	Προστασία από τη διάβρωση.....	75
11.4	Καθοδική προστασία.....	76

## ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΔΩΔΕΚΑΤΟ ΤΟ ΝΕΡΟ ΚΑΙ Η ΕΠΕΞΕΡΓΑΣΙΑ ΤΟΥ

12.1	Γενικά.....	78
12.2	Διαλυμένες ουσίες στο νερό. Η επίδραση της θερμοκρασίας.....	80
12.3	Κύρια ποιοτικά χαρακτηριστικά του νερού.....	81
12.4	Αφαλάτωση θαλασσινού νερού.....	85

## ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΔΕΚΑΤΟ ΤΡΙΤΟ ΒΙΟΜΗΧΑΝΙΚΗΣ ΣΗΜΑΣΙΑΣ ΣΩΜΑΤΑ, ΑΜΕΤΑΛΛΑ ΚΑΙ ΧΗΜΙΚΕΣ ΕΝΩΣΕΙΣ

13.1	Τα αμέταλλα.....	88
13.2	Ορισμένες βιομηχανικής σημασίας ενώσεις.....	95

## ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΔΕΚΑΤΟ ΤΕΤΑΡΤΟ ΒΙΟΜΗΧΑΝΙΚΗΣ ΣΗΜΑΣΙΑΣ ΣΩΜΑΤΑ – ΤΑ ΣΗΜΑΝΤΙΚΟΤΕΡΑ ΜΕΤΑΛΛΑ ΚΑΙ ΟΙ ΕΝΩΣΕΙΣ ΤΟΥΣ

14.1	Γενικά περί μετάλλων.....	97
14.2	Τα σημαντικότερα μέταλλα και οι ενώσεις τους.....	101

## ΜΕΡΟΣ ΔΕΥΤΕΡΟ: ΣΤΟΙΧΕΙΑ ΟΡΓΑΝΙΚΗΣ ΧΗΜΕΙΑΣ

### ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΔΕΚΑΤΟ ΠΕΜΠΤΟ ΣΥΣΤΑΣΗ ΤΩΝ ΟΡΓΑΝΙΚΩΝ ΕΝΩΣΕΩΝ

15.1	Η ιδιομορφία των οργανικών ενώσεων.....	112
15.2	Σύσταση των οργανικών ενώσεων.....	114
15.3	Ταξινόμηση των οργανικών ενώσεων.....	114
15.4	Ονοματολογία των οργανικών ενώσεων.....	116
15.4.1	Ονοματολογία κορεσμένων υδρογονανθράκων (αλκάλια).....	116
15.4.2	Ακόρεστοι υδρογονάνθρακες.....	117
15.4.3	Υποκατεστημένα παράγωγα των υδρογονανθράκων.....	117
15.4.4	Ανακεφαλαίωση.....	117
15.5	Ισομέρεια.....	118
15.6	Οργανικές αντιδράσεις.....	118

### ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΔΕΚΑΤΟ ΕΚΤΟ ΑΚΥΚΛΕΣ ΟΡΓΑΝΙΚΕΣ ΕΝΩΣΕΙΣ

16.1	Υδρογονάνθρακες.....	120
16.1.1	Κορεσμένοι υδρογονάνθρακες ή αλκάνια ή παραφίνες.....	120
16.1.2	Ακόρεστοι υδρογονάνθρακες.....	121
16.2	Αλκυλαλογονίδια.....	121
16.3	Αλκοόλες.....	122
16.4	Αιθέρες.....	123
16.5	Καρβονυλικές ενώσεις (αλδεΐδες, κετόνες).....	123

16.6	Οργανικά οξέα.....	124
16.7	Εστέρες.....	124

**ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΔΕΚΑΤΟ ΕΒΔΟΜΟ**  
**ΑΛΛΕΣ ΣΗΜΑΝΤΙΚΕΣ ΟΡΓΑΝΙΚΕΣ ΕΝΩΣΕΙΣ**

17.1	Αρωματικές ενώσεις. Γενικά.....	126
17.1.1	Ονοματολογία αρωματικών ενώσεων.....	127
17.1.2	Υποκατάσταση και προσθήκη.....	128
17.1.3	Αρωματικές ενώσεις.....	128
17.2	Υδατάνθρακες (σάκχαρα).....	129

**ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΔΕΚΑΤΟ ΟΓΔΩΟ**  
**ΠΕΤΡΕΛΑΙΟ ΚΑΙ ΠΕΤΡΟΧΗΜΙΚΑ**

18.1	Πρώτες ύλης.....	131
18.1.1	Διεργασίες διύλισης πετρελαίου.....	132
18.1.2	Λοιπές επεξεργασίες.....	132
18.2	Καύσιμα – Λιπαντικά.....	133
18.2.1	Καύσιμα.....	133
18.2.2	Ορυκτέλαια.....	133
18.3	Πετροχημικά.....	134

**ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΔΕΚΑΤΟ ΕΝΑΤΟ**  
**ΠΟΛΥΜΕΡΗ**

19.1	Γενικά για τα πολυμερή.....	137
19.2	Φυσικά πολυμερή και παράγωγα.....	137
19.3	Ταξινόμηση πολυμερών.....	137
19.4	Πολυμερή συμπίκνωσης.....	138
19.5	Πολυμερή προσθήκης.....	139
19.6	Σιλικόνες.....	140
19.7	Εφαρμογές των πολυμερών.....	140

**ΕΠΙΛΟΓΟΣ**

**ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΕΙΚΟΣΤΟ**  
**ΠΡΟΒΛΗΜΑΤΑ ΑΣΦΑΛΕΙΑΣ ΚΑΙ ΠΕΡΙΒΑΛΛΟΝΤΟΣ**

20.1	Γενικά.....	142
20.2	Ασφάλεια εργασίας. Επικινδυνότητα χημικών ουσιών.....	143
20.3	Το περιβάλλον: Φυσικοί κύκλοι και ανθρωπογενής δραστηριότητα.....	146
20.4	Ρύπανση του περιβάλλοντος. Οι τοπικές «εκρήξεις».....	149

Παράρτημα	Πινάκων.....	153
Αγγλική	Ορολογία.....	164
Ευρετήριο	.....	165
Βιβλιογραφία	.....	167

# ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΔΕΥΤΕΡΟ

## ΣΤΟΙΧΕΙΑ – ΠΕΡΙΟΔΙΚΟ ΣΥΣΤΗΜΑ

### 2.1 Γενικά – ορισμός

Στον φυσικό κόσμο υπάρχουν 92 απλά σώματα ή στοιχεία. Λίγα όμως από αυτά βρίσκονται σε ελεύθερη κατάσταση και ακόμα λιγότερα γίνονται αντιληπτά άμεσα από τον άνθρωπο. (Είναι χαρακτηριστικό ότι το σημαντικότερο για τη ζωή στοιχείο, το οξυγόνο, αν και συναντάται σε αφθονία στην ατμόσφαιρα του πλανήτη μας, ανακαλύφθηκε μόλις το 1774, ενώ το πυρίτιο το 1823, το αλουμίνιο το 1825 κ.λπ.). Την εποχή που ο Robert Boyle έδινε τον πρώτο ορισμό των στοιχείων, γνωστά ήταν μόλις 14, αφού, όταν ο Antoine Lavoisier θεμελιώνει την επιστήμη της Χημείας, μόνο 30 στοιχεία είχαν ανακαλυφθεί.

Στον αιώνα μας παρασκευάστηκαν και στοιχεία με ατομικό αριθμό μεγαλύτερο του 92. Τα στοιχεία αυτά δεν συναντώνται στη φύση, αλλά έχουν ιδιαίτερη σημασία για την πυρηνική χημεία λόγω της αστάθειας που παρουσιάζει ο πυρήνας τους. (Επειδή έχουν ατομικό αριθμό μεγαλύτερο από αυτόν του ουρανίου ονομάζονται **υπερουράνια στοιχεία**). Ειδικότερα:

1) **Στοιχεία** ή **απλά σώματα** ονομάζονται τα σώματα που αποτελούνται από ένα μόνο είδος ατόμων και που κατά συνέπεια χαρακτηρίζονται από τον ατομικό αριθμό αυτών. Τα άτομα ενός στοιχείου, αν και έχουν συγκεκριμένο ατομικό αριθμό, είναι δυνατόν να παρουσιάζονται με περισσότερους από έναν μαζι-

κούς αριθμούς (βλ. ισότοπα - παράγρ. 1.2).

2) **Ατομική μάζα** στοιχείου (AM ή  $A_r$ ) καλείται ο καθαρός αριθμός που δείχνει πόσες φορές είναι μεγαλύτερη η μάζα του ατόμου του στοιχείου από το  $1/12$  της μάζας του ισότοπου του άνθρακα με μαζικό αριθμό 12 ( $^{12}_6\text{C}$ ). Η ατομική μάζα δείχνει δηλαδή τη σχετική μάζα των στοιχείων. Είναι ιδιαίτερα χρήσιμο μέγεθος, αφού η πραγματική μάζα ενός ατόμου είναι πολύ μικρή ( $10^{-24}$  έως  $10^{-22}$  gr) και επομένως πολύ δύσχρηστο μέγεθος.

Αν ένα στοιχείο παρουσιάζεται ως μείγμα περισσότερων του ενός ισότοπων, τότε ως ατομική του μάζα θεωρούμε τον μέσο όρο των ατομικών μαζών των ισότοπων, λαμβάνοντας υπόψη την εκατοστιαία σύνθεση. Για παράδειγμα, το Cl που παρουσιάζεται ως μείγμα του ισότοπου  $^{35}\text{Cl}$  (75,5%) και  $^{37}\text{Cl}$  (24,5%) θα έχει  $AM = (35 \times 75,5 + 37 \times 24,5)/100 = 35,45$ .

Η παρουσία των διάφορων στοιχείων στη φύση ποικίλλει. Τα πλέον διαδεδομένα στον γήινο φλοιό (εξωτερικό τμήμα στερεού φλοιού, πάχους 1500 m περίπου) είναι τα ακόλουθα (ελεύθερα ή ως συστατικά χημικών ενώσεων): οξυγόνο (46,6%), πυρίτιο (27,7%), αργίλιο (8,1%), σίδηρος (5%), ασβέστιο (3,6%), νάτριο (2,8%).

Ο ποιοτικός προσδιορισμός των διάφορων στοιχείων βασίζεται στις διαφορετικές τους φυσικοχημικές ιδιότητες (σχ. 2.1 και 2.2).



(α)



(β)



(γ)

Σχ. 2.1

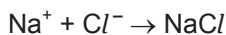
Τα διάφορα στοιχεία όταν βρεθούν σε υψηλές θερμοκρασίες διεγείρονται και εκπέμπουν ακτινοβολία σε διαφορετικές περιοχές μηκών κύματος. Αποτέλεσμα, τα διάφορα χαρακτηριστικά χρώματα, (α) Νάτριο (Na), (β) Κάλιο (K), (γ) Λίθιο (Li).

Γενικότερα, στα χημικά φαινόμενα οι ενεργειακές αλλαγές είναι συνήθως μεγαλύτερες από ό,τι στα φυσικά (σχ. 4.1).

Στα φυσικοχημικά φαινόμενα επέρχεται αλλαγή της σύστασης (των μοριών) των ουσιών, η οποία όμως δεν είναι μόνιμη και ριζική. Παράδειγμα τέτοιου φαινομένου αποτελεί η διάλυση άλατος στο νερό:



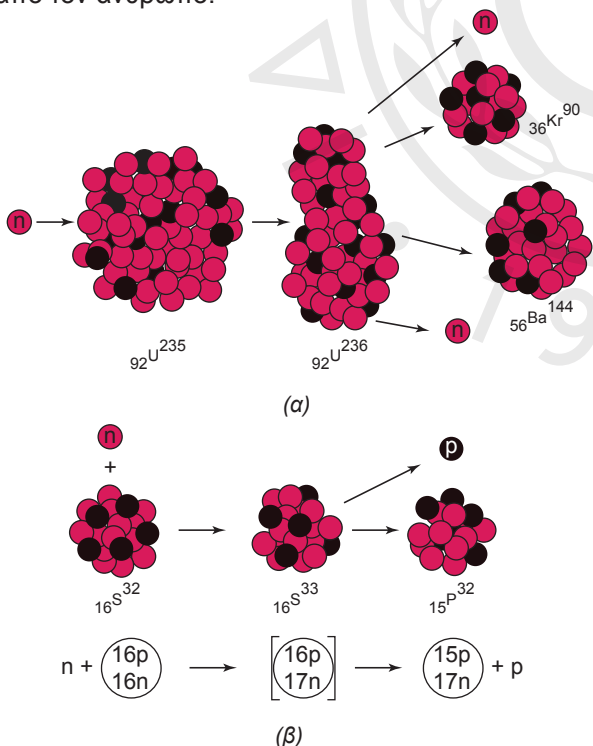
Με τη συμπύκνωση του διαλύματος επανερχόμαστε στην αρχική κατάσταση:



Και αυτά τα φαινόμενα συνοδεύονται, όπως θα δούμε, από ενεργειακές μεταβολές.

Τα φυσικοχημικά φαινόμενα βρίσκονται στα όρια μεταξύ φυσικών και χημικών φαινομένων: μακροσκοπικά παρουσιάζονται ως φυσικά, αφού μικροσκοπικά εμφανίζονται ως χημικά φαινόμενα.

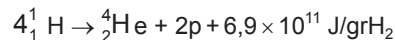
Στα **πυρηνικά φαινόμενα** τέλος, επέρχεται αλλαγή στην ίδια την ποιότητα των ατόμων [μεταβολή των πυρήνων (σχ. 4.2)]. Τα φαινόμενα αυτά, αν και πάντα σημειώνονταν στη φύση (και καθορίζουν σε τελευταία ανάλυση την πορεία του Σύμπαντος), μόλις τα τελευταία χρόνια του 19<sup>ου</sup> αι. έγιναν αντιληπτά από τον άνθρωπο.



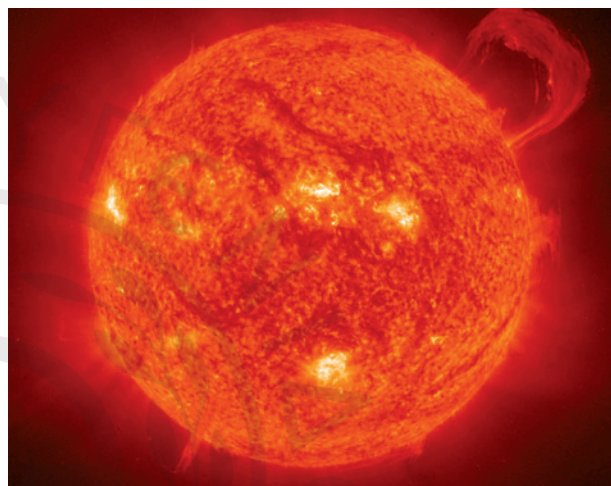
Σχ. 4.2

Πυρηνικά φαινόμενα. (α) Διάσπαση του ουρανίου –235. (β) Μεταστοιχείωση του θείου –302 προς φώσφορο –32.

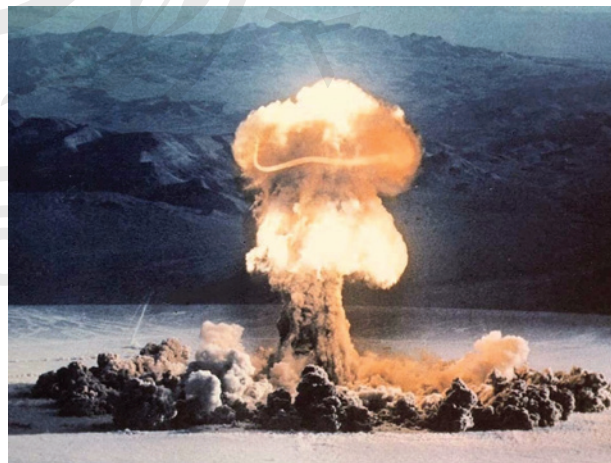
Τα πυρηνικά φαινόμενα συνοδεύονται από απελευθέρωση τεράστιων ποσοτήτων ενέργειας. Ως παράδειγμα αναφέρουμε τη σύντηξη πυρήνων υδρογόνου (στην οποία οφείλεται η ηλιακή ενέργεια και η έκρηξη της βόμβας υδρογόνου) (σχ. 4.3):



Δηλαδή η σύντηξη 1 gr υδρογόνου δίνει ενέργεια ίση με την ενέργεια που δίνουν κατά την καύση τους 2000 περίπου τόνοι άνθρακα!



(α)



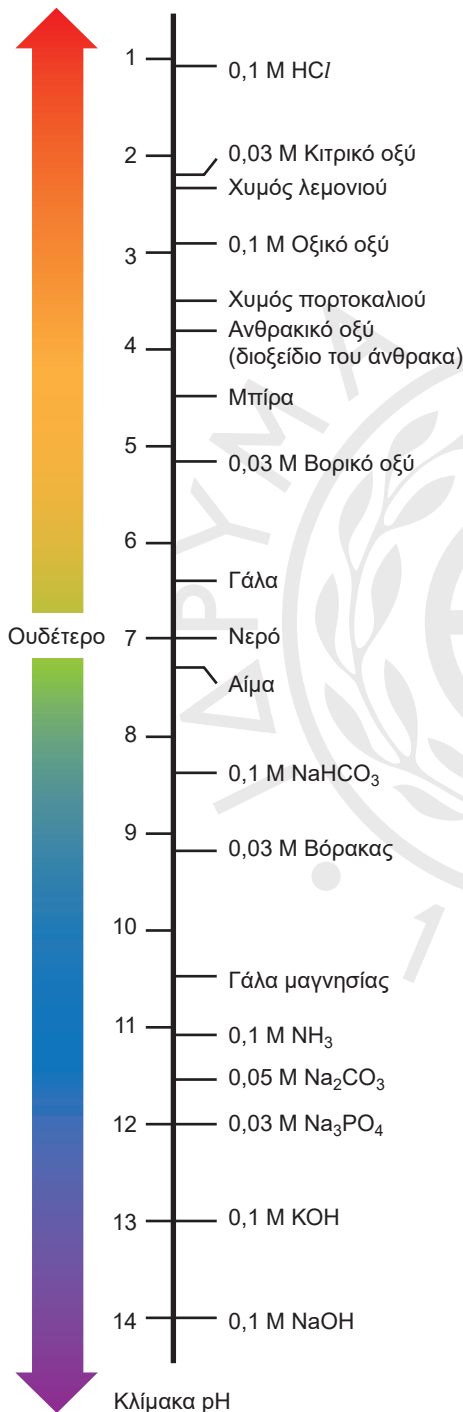
(β)

Σχ. 4.3

Πυρηνικά φαινόμενα. (α) Πυρηνικές αντιδράσεις στον Ήλιο δημιουργούν θερμοκρασίες εκατομμυρίων βαθμών Κελσίου και απελευθερώνουν τεράστιες ποσότητες ενέργειας. Ένα «ελάχιστο» ποσό φτάνει στη Γη (αρκετό για να αποτελεί ο Ήλιος την ενεργειακή πηγή του πλανήτη μας). (β) Έκρηξη θερμοπυρηνικής βόμβας.

Τιμές του pH διαφόρων διαλυμάτων περιέχονται στο σχήμα 7.1.

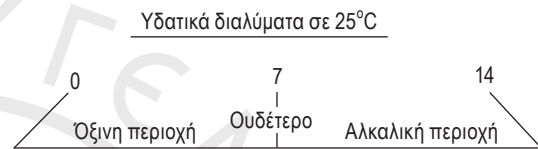
Τα προαναφερθέντα ισχύουν για θερμοκρασία 25°C. Όπως όμως γνωρίζουμε, το  $k$  μιας αμφίδρομης αντίδρασης μεταβάλλεται όταν αλλάζει η θερμοκρασία. Για την αυτοδιάσταση του νερού, με την αύξηση της θερμοκρασίας αυξάνει και το  $k_w$  (και ο



**Σχ. 7.1**  
pH διαφόρων διαλυμάτων.

βαθμός διάστασής του). Κατά συνέπεια το μετρούμενο pH μειώνεται (πίν. 7.1).

Το pH όμως ορίσθηκε προηγουμένως για τους 25°C. Για νερό ή υδατικά διαλύματα με διαφορετική θερμοκρασία από τους 25°C, μιλάμε για φαινομενικό pH. Έτσι, στην τελευταία στήλη του πίνακα έχουμε για διάφορες θερμοκρασίες τιμές φαινομενικού pH ουδέτερων διαλυμάτων ή καθαρού νερού. Π.χ. σε θερμοκρασία 60°C θα μετράμε pH = 6,5 και θα ήταν λάθος αν υποθέταμε ότι πρόκειται περί όξινου διαλύματος επειδή pH < 7. Οι ανισότητες για τα όξινα και βασικά διαλύματα αναφέρονται σε 25°C. Σε αυτήν τη θερμοκρασία διαμορφώνεται η κλίμακα pH με τιμές από 0 ως 14 (κλίμακα Sørensen):



Το φαινομενικό pH (σε θερμοκρασίες διάφορες των 25°C) πρέπει να ανάγεται σε πραγματικό, για να μπορούμε να βγάζουμε συμπεράσματα με βάση την παραπάνω κλίμακα. Αυτό κατά προσέγγιση γίνεται εύκολα με τη χρήση του πίνακα 7.1. Επί παραδείγματι pH = 7 σε θερμοκρασία 80°C θα αντιστοιχεί σε πραγματικό pH (25°C):  $7 \times 7/6,3 = 7,78$ , όπου: 7 = η φαινομενική τιμή για  $t = 80^\circ$  και 7/6,3 ο λόγος της τιμής pH ουδέτερου διαλύματος σε 25°C προς την τιμή ουδέτερου διαλύματος σε 80°C. Με τον ίδιο τρόπο εργαζόμαστε και για την αναγωγή στην κλίμακα Sørensen φαινομενικών pH μη υδατικών διαλυμάτων:

$$pH = pH_{\phi} \cdot \frac{7}{pH_{\phi, \text{ουδ}}}$$

**Πίνακας 7.1**  
 **$K_w$ ,  $C_{H^+}$  και pH καθαρού νερού**  
**σε διάφορες θερμοκρασίες.**

Θερμοκρασία (°C)	$K_w$	$C_{H^+} = C_{OH^-}$	pH
0	$0,11 \times 10^{-14}$	$0,33 \times 10^{-7}$	7,48
10	$0,30 \times 10^{-14}$	$0,54 \times 10^{-7}$	7,27
20	$0,69 \times 10^{-14}$	$0,83 \times 10^{-7}$	7,08
25	$1,00 \times 10^{-14}$	$1,00 \times 10^{-7}$	7,00
30	$1,48 \times 10^{-14}$	$1,20 \times 10^{-7}$	6,92
40	$2,95 \times 10^{-14}$	$1,70 \times 10^{-7}$	6,77
60	$9,55 \times 10^{-14}$	$3,09 \times 10^{-7}$	6,51
80	$25,1 \times 10^{-14}$	$5,01 \times 10^{-7}$	6,30
100	$55,0 \times 10^{-14}$	$7,41 \times 10^{-7}$	6,13



δοαναγωγής στις ακόλουθες κατηγορίες:

1) Αντιδράσεις σύνθεσης, π.χ.  $S + O_2 \rightarrow SO_2$ ,  $2SO_2 + O_2 \rightarrow 2SO_3$  κ.λπ..

2) Αντιδράσεις αποσύνθεσης, π.χ.  $2HgO \rightarrow 2Hg + O_2$ .

3) Αντιδράσεις διάσπασης, π.χ.  $KClO_3 \rightarrow KCl + \frac{3}{2} O_2$ .

4) Αντιδράσεις απλής αντικατάστασης, π.χ.  $Zn + CuSO_4 \rightarrow ZnSO_4 + Cu$ ,  $Cl_2 + MgI_2 \rightarrow MgCl_2 + I_2$ .

5) Αντιδράσεις πολλαπλής αντικατάστασης, π.χ.  $3Cu + 8HNO_3 \rightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$ .

### 8.3.1 Αντιδράσεις σύνθεσης και αποσύνθεσης

Κατά την αντίδραση μεταξύ μετάλλου και αμετάλλου, το πρώτο συμπεριφέρεται ως αναγωγικό (οξειδώνεται) και το δεύτερο ως οξειδωτικό (ανάγεται). Κατά την αντίδραση μεταξύ δύο αμετάλλων ως οξειδωτικό δρα το περισσότερο ηλεκτραρνητικό (αναγόμενο). Στις αντιδράσεις αποσύνθεσης το οξειδούμενο και αναγόμενο στοιχείο εμφανίζουν αντίθετη συμπεριφορά από ό,τι στις αντιδράσεις σύνθεσης (το μέταλλο ανάγεται, το αμέταλλο οξειδώνεται κ.λπ.).

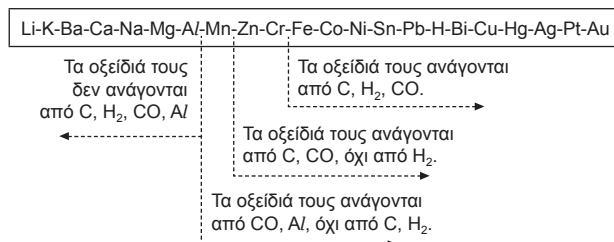
Η σειρά οξειδωτικής ισχύος των αμετάλλων (ηλεκτραρνητικότητα) είναι η εξής:



Καθώς προχωράμε, μειώνεται η ηλεκτραρνητικότητα (εκτός από τα σημαντικότερα στοιχεία στη μοριακή κατάσταση που συναντώνται ελεύθερα, αναφέ-

ρονται και οι έντονα οξειδωτικές μορφές του ατομικού οξυγόνου και του όζοντος).

Αντίστοιχα έχουμε τη σειρά αναγωγικής ισχύος των μετάλλων (που ταυτίζεται με τη σειρά ηλεκτροθετικότητας). Τη σειρά αυτήν τη συνοδεύουν παρατηρήσεις χρήσιμες για τα παρακάτω:



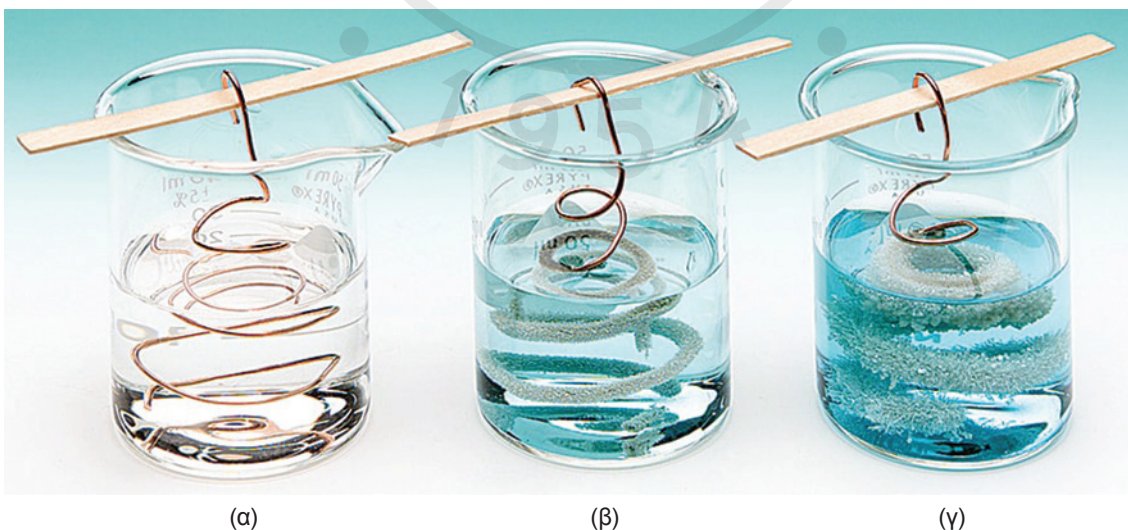
### 8.3.2 Αντιδράσεις απλής αντικατάστασης

Σε αυτές ένα στοιχείο αντικαθιστά κάποιο άλλο σε μία ένωση «απελευθερώνοντάς το» (σχ. 8.2).

**Συμπεριφορά αμετάλλων.** Ένα αμέταλλο αντικαθιστά ένα λιγότερο ηλεκτραρνητικό αμέταλλο (το επόμενο στη σειρά οξειδωτικής ισχύος) στις ενώσεις, στις οποίες εμφανίζεται με αρνητικό αριθμό οξειδωσης (δηλ. το οξειδώνει).

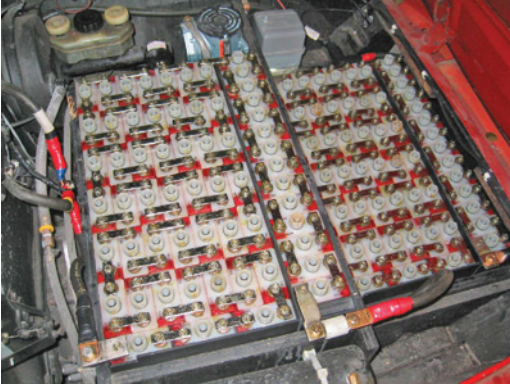
Το οξυγόνο ειδικότερα, αν και (σε μοριακή κατάσταση) βρίσκεται μετά το Cl<sub>2</sub> και το Br<sub>2</sub>, σε ορισμένες αντιδράσεις τα αντικαθιστά, ενώ σε άλλες αντικαθίσταται από αυτά, π.χ.  $O_2 + 4HCl \xrightarrow{450^\circ C} 2Cl_2 + 2H_2O$ .

Το υδρογόνο δρα αναγωγικά (και γι' αυτό τοποθετείται στη σειρά ηλεκτροθετικότητας).



Σχ. 8.2

Αν σε διάλυμα νιτρικού αργύρου (άχρωμο) (α) εμβαπτίσουμε το σπείρωμα από χαλκό (β), ο χαλκός αντικαθιστά στο διάλυμα τον άργυρο (το διάλυμα νιτρικού χαλκού είναι γαλάζιο) και (γ), ο άργυρος εναποτίθεται ως ελεύθερο μέταλλο στο σπείρωμα (γ). (Οξείδωση:  $Cu^0 - 2e \rightarrow Cu^{+2}$ , αναγωγή:  $Ag^+ + e \rightarrow Ag^0$ ).



Σχ. 9.9

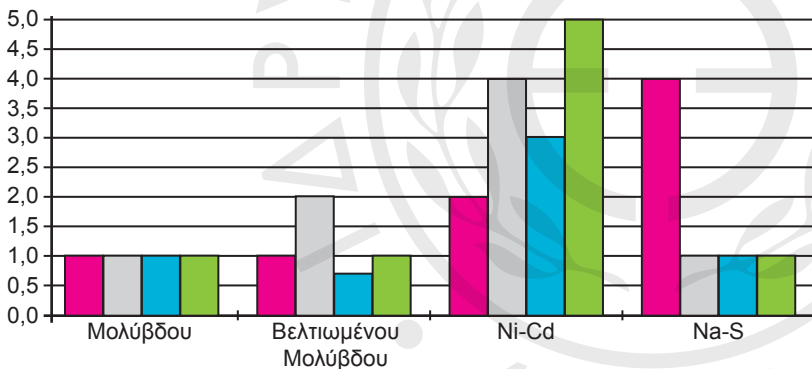
Συστοιχία συσσωρευτών σε ηλεκτρικό αυτοκίνητο.

«ζελέ» (ξηρό στοιχείο). Η τάση ανά γαλβανικό στοιχείο είναι 1,2 Volt. Βασικό τους **πλεονέκτημα** είναι η αντοχή τους σε πάρα πολλές φορτίσεις (1500 – 2000 έναντι 250 – 500 των σφραγισμένων συσσωρευτών μολύβδου). Έχουν σχετικά μικρό βάρος και δεν κινδυνεύουν από τυχόν «βαθιά εκφόρτιση». Μπορούν

επίσης να φορτίζονται σε συντομότερο χρόνο (με απώλειες όμως στην απόδοση).

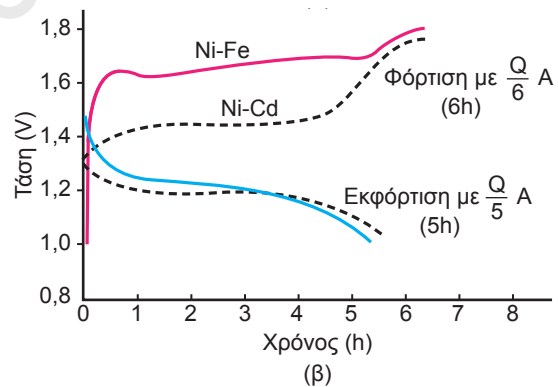
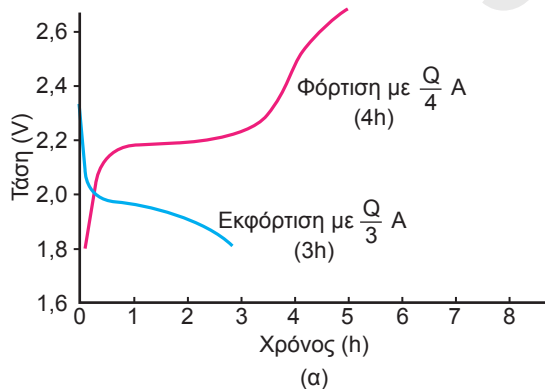
Σημαντική ώθηση στην εξέλιξη των συσσωρευτών δίνεται από την προσπάθεια μεγάλων εταιρειών να αναπτύξουν το ηλεκτροκίνητο αυτοκίνητο, ως απάντηση στα οξυμμένα προβλήματα ατμοσφαιρικής ρύπανσης των μεγαλουπόλεων. Οι τρεις επικρατέστεροι αυτή τη στιγμή τύποι συσσωρευτών είναι: οι βελτιωμένοι συσσωρευτές μολύβδου (με το ηλεκτρολυτικό διάλυμα σε κατάσταση ζελέ – SLA), οι συσσωρευτές νικελίου – καδμίου Ni-Cd (οι οποίοι αποδίδουν τη μεγαλύτερη ειδική ισχύ) και οι συσσωρευτές νατρίου – θείου Na-S (που έχουν την υψηλότερη ενεργειακή πυκνότητα). Στο διάγραμμα του σχήματος 9.10 γίνεται σύγκριση ορισμένων χαρακτηριστικών των τριών τύπων (σε σύγκριση με τους γνωστούς μας συσσωρευτές μολύβδου).

Σύγκριση μεταξύ των τάσεων συσσωρευτών γίνεται και στο σχήμα 9.11. Στον πίνακα 9.1 αναφέρονται τα κύρια χαρακτηριστικά ορισμένων γαλβανικών στοιχείων.



Σχ. 9.10

Σύγκριση ορισμένων χαρακτηριστικών συσσωρευτών που χρησιμοποιούνται στην ηλεκτροκίνηση οχημάτων.



Σχ. 9.11

Μεταβολή της τάσης σε συνάρτηση με τον χρόνο κατά τη φόρτιση και εκφόρτιση συσσωρευτών μολύβδου (α), Ni-Fe (β, συνεχής γραμμή) και (β) Ni – Cd (β, διακεκομμένη γραμμή).



# ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΔΕΚΑΤΟ

## ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΣΗ – ΕΦΑΡΜΟΓΕΣ

### 10.1 Γενικά

Όπως είδαμε (κεφ.5), κατά την εφαρμογή τάσης μεταξύ δύο σημείων ηλεκτρολυτικού διαλύματος παρατηρείται διέλευση ηλεκτρικού ρεύματος, που οφείλεται στην κίνηση ιόντων μέσα στο διάλυμα.

Η διαδικασία αυτή οδηγεί σε μεταβολή των ιόντων, καθώς τα μεν θετικά προσλαμβάνουν, τα δε αρνητικά ιόντα αποβάλλουν ηλεκτρόνια και εκφορτίζονται. Το ίδιο φαινόμενο παρατηρείται, αν αντί για ιοντικό διάλυμα έχουμε τήγμα που περιέχει ιόντα (π.χ. τήγμα άλατος).

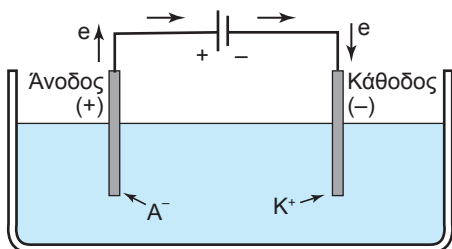
**Ηλεκτρόλυση** καλείται το σύνολο των οξειδοαναγωγικών αντιδράσεων που γίνονται, όταν ηλεκτρικό ρεύμα διέρχεται από διάλυμα (ή τήγμα) ηλεκτρολύτη.

Η ηλεκτρόλυση γίνεται μέσα σε ειδική συσκευή, που καλείται **βολτάμετρο** ή «ηλεκτρολυτικό κελί». Αυτό αποτελείται (σχ. 10.1):

1) Από **δοχείο**, μέσα στο οποίο τοποθετείται το διάλυμα (ή τήγμα) του ηλεκτρολύτη (ηλεκτρολυτικό λουτρό).

2) Από **πηγή συνεχούς ηλεκτρικού ρεύματος**.

3) Από **δύο ηλεκτρόδια** (κατά κανόνα μεταλλικούς αγωγούς), τα οποία βρίσκονται εμβαπτισμένα στο ηλεκτρολυτικό λουτρό. Τα ηλεκτρόδια είναι συνδεδεμένα με την πηγή συνεχούς ρεύματος. Το ηλεκτρόδιο που συνδέεται με τον αρνητικό πόλο της πηγής ονομάζεται **κάθοδος** (-) και παρουσιάζει περίσσεια ηλεκτρονίων (άρα είναι αναγωγικό), ενώ το άλλο, που συνδέεται με τον θετικό πόλο, ονομάζεται **άνοδος** (+) και παρουσιάζεται θετικά φορτισμένο,

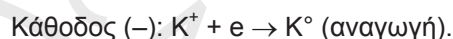
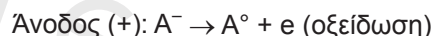


Σχ. 10.1

Βολτάμετρο και ηλεκτροχημικές δράσεις κατά την ηλεκτρόλυση.

λόγω έλλειψης ηλεκτρονίων (άρα είναι οξειδωτικό).

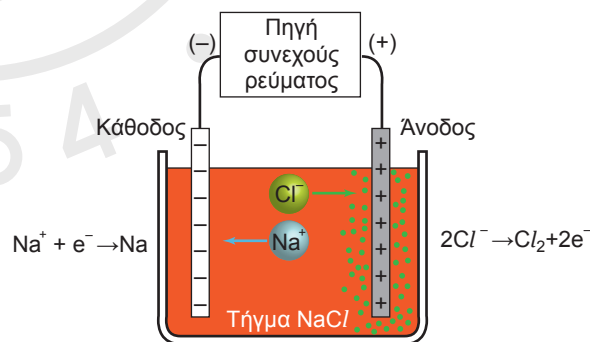
Είναι φανερό ότι η διαφορά δυναμικού μεταξύ ανόδου και καθόδου οδηγεί τα θετικά ιόντα προς την κάθοδο (-) (τα θετικά ιόντα ονομάζονται **κατιόντα**), τα δε αρνητικά προς την άνοδο (+) (**ανιόντα**). Έτσι στην περιοχή των ηλεκτροδίων θα έχουμε τις αντιδράσεις:



Για παράδειγμα κατά την ηλεκτρόλυση τήγματος NaCl (σχ. 10.2) έχουμε τις αντιδράσεις:



Συνήθως όμως η κατάσταση είναι περισσότερο πολύπλοκη. Έχουμε μία σειρά από προβλήματα να αντιμετωπίσουμε, όπως η κατάλληλη τάση που πρέπει να εφαρμοστεί, τα προϊόντα που θα πάρουμε στα ηλεκτρόδια κ.ά..



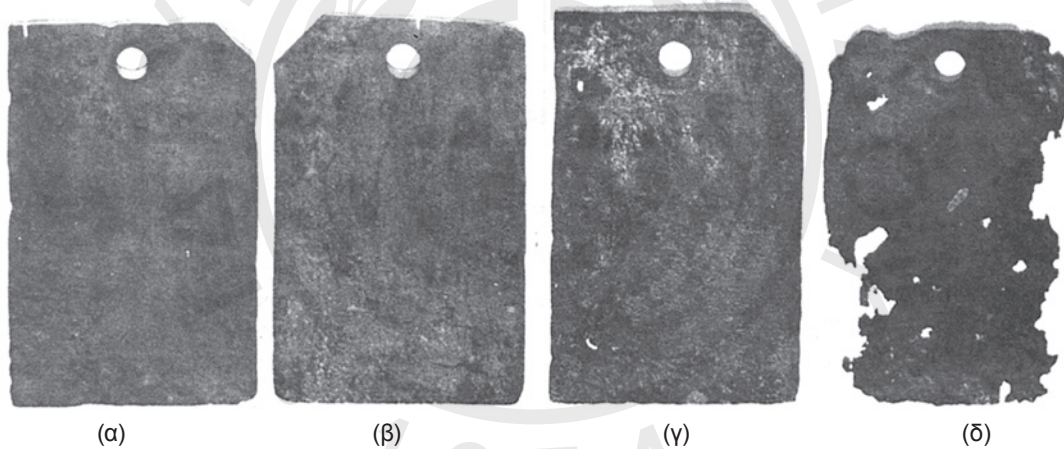
Σχ. 10.2

Ηλεκτρόλυση τήγματος NaCl.

Το πρώτο πρόβλημα είναι η ελάχιστη τάση που πρέπει να εφαρμοστεί για να συμβεί το φαινόμενο της ηλεκτρόλυσης. Πειραματικά αποδεικνύεται ότι το φαινόμενο δεν λαμβάνει χώρα για τάση μικρότερη από κάποια τιμή. Η ελάχιστη αυτή τιμή εξαρτάται από τη φύση του ηλεκτρολυτικού λουτρού και των



Σχ. 11.2  
Διάβρωση σε διάφορες επιφάνειες πλοίου.



Σχ. 11.3  
Διάβρωση μαλακού χάλυβα βυθισμένου στη θάλασσα σε συνάρτηση με τον χρόνο:  
(α): Ένας χρόνος, (β): Δύο χρόνια, (γ): Τέσσερα χρόνια, (δ): Οκτώ χρόνια.

ιόντα). Λόγω αυτών των παραγόντων περισσότερο διαβρωτικό θεωρείται το θαλάσσιο περιβάλλον. Η διάβρωση ευνοείται επίσης σε υψηλές θερμοκρασίες, σε όξινο περιβάλλον (χαμηλό pH), σε συχνές αλλαγές του pH, σε μεγάλες συγκεντρώσεις οξυγόνου (ιδιαίτερα όταν είναι διαλυμένο στο νερό ή με την παρουσία αυξημένης υγρασίας) κ.ά..

### 11.2 Αιτίες και είδη διάβρωσης

Κύρια αιτία της διάβρωσης των μετάλλων και των κραμάτων είναι η οξείδωσή τους:  $Me - xe^- \rightarrow Me^{+x}$ .

Η οξείδωση μπορεί να προκαλείται από οξυγόνο,

οξύ, κάποια άλλη οξειδωτική ουσία ή από τη δημιουργία γαλβανικού στοιχείου. Όπως είδαμε ήδη (στις μορφές της διάβρωσης), διάβρωση μπορεί να προέλθει και από μηχανικές αιτίες.

#### 1) Διάβρωση λόγω οξείδωσης του μετάλλου από οξυγόνο

Τα περισσότερα μέταλλα προσβάλλονται από το οξυγόνο και οξειδώνονται (δημιουργία οξειδίου):  $2M + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow M_2O_x$ .

Συνήθως η οξείδωση ευνοείται σε συνθήκες υγρασίας ή είναι εντονότερη υπό την επίδραση του



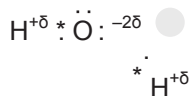
# ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΔΩΔΕΚΑΤΟ

## ΤΟ ΝΕΡΟ ΚΑΙ Η ΕΠΕΞΕΡΓΑΣΙΑ ΤΟΥ

### 12.1 Γενικά

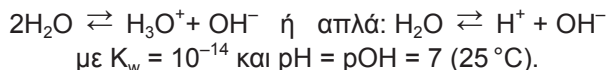
Το νερό είναι η πιο διαδεδομένη και η περισσότερο χρησιμοποιούμενη χημική ένωση. Καλύπτει τα 4/5 περίπου της επιφάνειας της Γης. Η ποσότητά του επάνω στη Γη υπολογίζεται σε  $1,4 \times 10^9 \text{ m}^3$ . Από αυτήν όμως το 98,5% περίπου είναι το νερό των ωκεανών και το 1,1% οι πολικοί πάγοι. Μέσω της εξάτμισης, σημαντικές ποσότητες νερού βρίσκονται στην ατμόσφαιρα (περίπου  $12.000 \text{ km}^3$ ) και με τις βροχοπτώσεις επιστρέφουν στην επιφάνεια της Γης (κυρίως στους ωκεανούς). Υπάρχει δηλαδή συνεχής ανακύκλωση μιας αξιόλογης ποσότητας νερού, που επιτρέπει στον άνθρωπο να αξιοποιεί ένα μέρος του. Στη φύση λοιπόν συναντάται το νερό και στις τρεις καταστάσεις: ως στερεό (χιόνια, πάγοι), ως υγρό (θάλασσα, λίμνες, ποτάμια) και ως αέριο (υδρατμοί) (σχ. 12.1). Σε μεγάλη αναλογία περιέχουν νερό και οι φυτικοί και ζωικοί οργανισμοί. Παρά την τεράστια διάδοσή του, σπάνια το νερό συναντάται χημικά καθαρό.

Το μόριο του νερού αποτελείται από ένα άτομο οξυγόνου ενωμένο με ομοιοπολικούς δεσμούς με δύο άτομα υδρογόνου. Λόγω της διαφοράς ηλεκτραρνητικότητας, οι δεσμοί παρουσιάζονται πολωμένοι:



Λόγω της πολικότητας του δεσμού (και του μορίου) παρουσιάζονται έντονες ελκτικές δυνάμεις (ανάπτυξη δυνάμεων Coulomb, δεσμός υδρογόνου), με αποτέλεσμα, σε συνηθισμένες τιμές πίεσης και θερμοκρασίας, το νερό να βρίσκεται σε υγρή κατάσταση (αφού η αντίστοιχη ένωση του θείου  $\text{H}_2\text{S}$  είναι σε αέρια). Παράλληλα, το νερό χαρακτηρίζεται από τη μεγάλη τιμή της διηλεκτρικής του σταθεράς ( $\epsilon = 80$ ). Αυτά τα γνωρίσματά του το καθιστούν άριστο διαλύτη. Πλήθος ουσιών βρίσκονται διαλυμένες σε αυτό.

Στην πολικότητα των μορίων του οφείλεται και η ελαφρά διάσταση σε ιόντα, ακόμα και όταν είναι χημικά καθαρό (παράγρ. 7.2):



Παγετώνας Perito Moreno (Αργεντινή).



Καταρράκτης (Έδεσσα).



Νέφη πάνω από τα Ιμαλάια.

Σχ. 12.1

Το νερό κυριαρχεί στον πλανήτη μας.

Σημαντική ένωση είναι επίσης και η **υδραζίνη** ( $N_2H_4$  ή  $H_2N - NH_2$ ) η οποία, εκτός της χρήσης της για τη δέσμευση του διαλυμένου οξυγόνου στους λέβητες υψηλής πίεσης που ήδη συναντήσαμε (παράγρ. 12.3), χρησιμοποιείται ως καύσιμη ύλη στους πυραύλους.

Ο **φώσφορος** (P) είναι στερεός και εμφανίζεται (παρασκευάζεται) σε τρεις μορφές: τον λευκό, τον κόκκινο και τον μαύρο φώσφορο. Από αυτές τις μορφές ο λευκός είναι πιο δραστικός, αναφλέγεται όταν εκτεθεί στην ατμόσφαιρα (γι' αυτό και φυλάσσεται κάτω από το νερό), ενώ οι ατμοί του είναι δηλητηριώδεις. Ο κόκκινος φώσφορος είναι λιγότερο αδρανής και ο μαύρος ο πιο αδρανής. Δεν υπάρχει ελεύθερος στη φύση. Χρησιμοποιείται για την παρασκευή σπρίτων, δηλητηρίων, πυροτεχνημάτων (σχ. 13.3) φωσφορικών λιπασμάτων κ.ά..

Από τις ενώσεις του ενδιαφέρον παρουσιάζουν το τριοξειδίο ( $P_2O_3$ ) και πεντοξειδίο του φωσφόρου ( $P_2O_5$ : ανυδρίτης του ορθοφωσφορικού οξέος, έντονα αφυδατικό μέσο:  $P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_4$ ). Επίσης ενδιαφέρον παρουσιάζει το φωσφορικό οξύ ( $H_3PO_4$ ), άλατα του οποίου χρησιμοποιούνται ως φωσφορικά λιπάσματα [ $Ca(H_2PO_4)_2$ ], ως απορρυπαντικά ( $Na_3PO_4$ ), ως κατακρημνιστικά σκληρότητας του νερού (πίν. 12.4) κ.ά..

Το **αρσενικό** (As) είναι στερεό εμφανιζόμενο κυρίως με τρεις μορφές: κίτρινο, μαύρο και μεταλλικό αρσενικό (η τελευταία μορφή παρουσιάζει μεταλλικές ιδιότητες). Αντιδρά με πολλά στοιχεία (O, S, αλογόνα, Na, Ca, Zn κ.ά.). Προσβάλλεται από  $H_2SO_4$  και  $HNO_3$ , αλλά όχι από  $HCl$ . Τόσο το ίδιο όσο και πολλές ενώσεις του αποτελούν δραστικά δηλητήρια. Χρησιμοποιείται για την παρασκευή παρασιτοκτόνων, φαρμάκων,



Σχ. 13.3

Η καύση του φώσφορου με οξυγόνο δίνει οξειδία του φωσφόρου παράγοντας έντονο φως. Το φαινόμενο αξιοποιείται στα πυροτεχνήματα με εντυπωσιακά αποτελέσματα.

ειδικών κραμάτων (αύξηση σκληρότητας) κ.ά..

## 6) Ομάδα IV<sub>A</sub>: Άνθρακας και πυρίτιο

Τα στοιχεία της IV<sub>A</sub> ομάδας έχουν 4 ηλεκτρόνια στην εξωτερική τους στιβάδα. Αμέταλλα είναι ο άνθρακας (C) και το πυρίτιο (Si). Το γερμάνιο (Ge) παρουσιάζει επαμφοτερίζοντα χαρακτήρα, ενώ ο κασσίτερος (Sn) και ο μόλυβδος (Pb) είναι μέταλλα.

Ο **άνθρακας** (C) είναι ένα από τα σημαντικότερα στοιχεία, συστατικό εκατοντάδων χιλιάδων ενώσεων (φυσικών ή τεχνητών), οι οποίες αποτελούν αντικείμενο μελέτης της Οργανικής Χημείας. Απαντάται στη φύση ελεύθερος σε κρυσταλλικές μορφές (γραφίτης, διαμάντι) και, κυρίως ως άμορφος (με πολλές γαϊώδεις προσμείξεις: γαϊάνθρακες). Ο γραφίτης είναι καλός αγωγός του ηλεκτρισμού. Στις συνήθεις θερμοκρασίες είναι σχετικά αδρανής.

Η καύση του με το οξυγόνο είναι έντονα εξώθερμη:



ή (αν δεν επαρκεί το  $O_2$ ):  $C + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow CO + 112 \text{ kJ}$ .

Σε υψηλές θερμοκρασίες αντιδρά επίσης με το θείο, το φθόριο, τα υδραλογόνα κ.ά.. Είναι αναγωγικό σώμα (και ως τέτοιο χρησιμοποιείται στη μεταλλουργία):



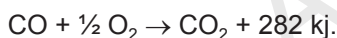
	I A	II A		III A	IV A	V A	VI A	VII A	0
1	1								2
2	3	4		5	6	7	8	9	10
3	11	12		13	14	15	16	17	18
4	19	20	21 – 30	31	32	33	34	35	36
5	37	38	39 – 48	49	50	51	52	53	54
6	55	56	57 – 80	81	82	83	84	85	86
7	87	88	89 – 105						

IV A	Z = 6 4: $2s^2 2p^2$ 2 R = 0,77Å	C <b>Άνθρακας</b> Ar = 12,0111 σ.ζ.: 4830 °C σ.π.: 3727 °C
	Z = 14 4: $3s^2 3p^2$ 8 2 R = 1,17Å	Si <b>Πυρίτιο</b> Ar = 28,086 σ.ζ.: 2680 °C σ.π.: 1410 °C
	Z = 32	Ge <b>Γερμάνιο</b>
	Z = 50	Sn <b>Κασσίτερος</b>
	Z = 82	Pb <b>Μόλυβδος</b>

Διαλύεται σε τήγματα ορισμένων μετάλλων και συμμετέχει σε διάφορα κράματα (π.χ. χάλυβες).

Χαρακτηριστικότερη ιδιότητα του άνθρακα είναι η ευκολία δημιουργίας δεσμών μεταξύ των ατόμων του και ο σχηματισμός των ανθρακικών αλυσίδων. Αυτός είναι ο λόγος ύπαρξης τόσο μεγάλου αριθμού χημικών ενώσεων, των οποίων αποτελεί τη βάση (αυτές θα τις συναντήσουμε στις ενότητες της Οργανικής Χημείας). Από τις ενώσεις του άνθρακα η Ανόργανη Χημεία εξετάζει τα οξειδιά του, τα καρβίδια και τα ανθρακικά άλατα.

Το **μονοξείδιο του άνθρακα** (CO) σχηματίζεται κατά την ατελή καύση (του άνθρακα, των υδρογονανθράκων κ.ά.). Είναι αέριο άχρωμο, άοσμο, πολύ τοξικό (0,2% v/v συγκέντρωση στον αέρα είναι θανατηφόρος). Είναι αναγωγικό σώμα, οξειδούμενο προς CO<sub>2</sub>. Η καύση του δίνει αξιόλογη θερμότητα:



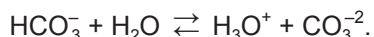
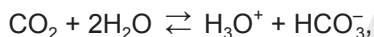
Σε αναλογία 15,65 ως 71% v/v με τον ατμοσφαιρικό αέρα αποτελεί εκρηκτικό μείγμα.

Το **διοξείδιο του άνθρακα** (CO<sub>2</sub>) αποτελεί προϊόν πλήρους (τέλειας) καύσης (ή οξειδωσης από οξυγόνο) των ανθρακούχων ενώσεων (στις οποίες ο άνθρακας παρουσιάζει αριθμό οξειδωσης μικρότερο από +4). Είναι αέριο άχρωμο, βαρύτερο του αέρα, σημαντικής χημικής σταθερότητας.

Διαλύεται αρκετά στο νερό σχηματίζοντας όξινο διάλυμα (ανυδρίτης του ανθρακικού οξέος):



Το ανθρακικό οξύ δεν υπάρχει ελεύθερο. Σε υδατικό διάλυμα υπάρχουν τα ιόντα του (H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>, HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>, CO<sub>3</sub><sup>-2</sup>) σε ισορροπία με το CO<sub>2</sub>:



Αυτός είναι ο λόγος που κατά την επίδραση κάποιου οξέος σε ανθρακικό άλας εκλύεται CO<sub>2</sub>:



Ο άνθρακας χρησιμοποιείται ως καύσιμη ύλη (γαιάνθρακες), στη χημική βιομηχανία, στις ηλεκτροχημικές βιομηχανίες (γραφίτης), στη μεταλλουργία κ.λπ.. Το μονοξείδιό του χρησιμοποιείται ως αναγωγικό μέσο. Το διοξείδιο του άνθρακα χρησιμοποιείται ως μέσο πυρόσβεσης, ως ψυκτικό μέσο, στη βιομηχανία τροφίμων και ποτών κ.α.

Το **πυρίτιο** (Si) είναι το πιο διαδεδομένο στη φύση στοιχείο μετά το οξυγόνο. Δεν βρίσκεται ελεύ-

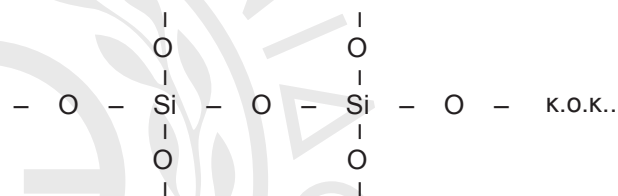
θερο, αλλά ως SiO<sub>2</sub> (χαλαζίας, άμμος, συστατικό διαφόρων πετρωμάτων). Το παραγόμενο (με αναγωγή) πυρίτιο είναι κρυσταλλικό στερεό, γκρίζου χρώματος και πολύ σκληρό. Διαλύεται σε πολλά τήγματα μετάλλων δίνοντας διάφορα κράματα.

Σε υψηλή θερμοκρασία καίγεται και αποδίδει μεγάλες ποσότητες θερμότητας:



Αντιδρά επίσης με τα αλογόνα (SiX<sub>4</sub>), το θείο (SiS<sub>2</sub>) κ.ά..

Το **διοξείδιο του πυριτίου** (SiO<sub>2</sub>) παρουσιάζει ιδιότητες εντελώς διαφορετικές από αυτές του CO<sub>2</sub>. Είναι στερεό και τήκεται σε πολύ υψηλή θερμοκρασία (1700 °C). Η αιτία βρίσκεται στο ότι τα μόρια του SiO<sub>2</sub> δεν είναι ελεύθερα (όπως το CO<sub>2</sub>), αλλά κάθε άτομο πυριτίου, ευρισκόμενο στο κέντρο κανονικού τετραέδρου, ενώνεται με 4 άτομα οξυγόνου και κάθε άτομο οξυγόνου με 2 άτομα πυριτίου (όλοι οι δεσμοί είναι ομοιοπολικί):



Το πυρίτιο χρησιμοποιείται για την παρασκευή διαφόρων κραμάτων. Το διοξείδιο του πυριτίου (SiO<sub>2</sub>) χρησιμοποιείται για την παρασκευή γυαλιού (σχ. 13.4), του οποίου αποτελεί και το κύριο συστατικό.



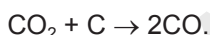
Σχ. 13.4

Το γυαλί βρίσκει πολλές εφαρμογές στην τεχνολογία, αλλά και στην τέχνη: υαλογραφία (βιτρώ).

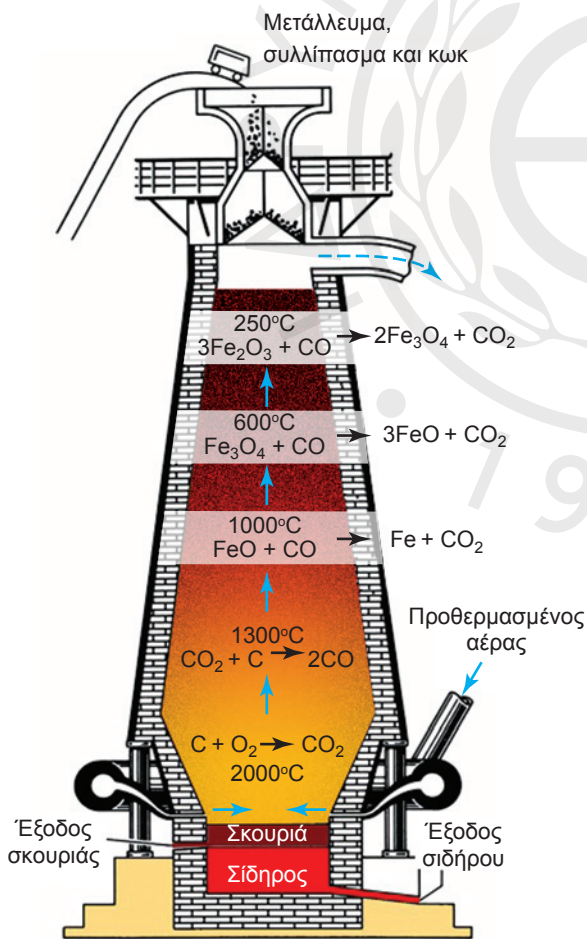
**Μεταλλουργία σιδήρου (χαλυβουργία).** Με αυτήν επιτυγχάνουμε την αναγωγή των ορυκτών του σιδήρου (κύρια του αιματίτη) σε ακατέργαστο σίδηρο και στη συνέχεια τη μετατροπή του σε χυτοσίδηρο και χάλυβα. Η αναγωγή του σιδηρομεταλλεύματος γίνεται με άνθρακα (κωκ) σε ειδικές εγκαταστάσεις που καλούνται **υψικάμινοι** (σχ. 14.6, 14.7).

Οι υψικάμινοι τροφοδοτούνται από την κορυφή με μέταλλευμα, κωκ και ασβεστόλιθο ( $\text{CaCO}_3$ ), που αποτελεί το συλλίπασμα. Οι πρώτες ύλες προστίθενται κατά διαδοχικά στρώματα. Από τον πυθμένα της υψικάμινου διοχετεύεται ο αέρας υπό πίεση που έχει προθερμανθεί. Αυτός προκαλεί καύση μέρους του κωκ, με αποτέλεσμα τη σημαντική αύξηση της θερμοκρασίας:  $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 (+\text{Q})$ .

Το  $\text{CO}_2$  ανερχόμενο, ανάγεται προς:  $\text{CO}$ :



Τα  $\text{CO}$  και  $\text{C}$  στις αναπτυσσόμενες θερμοκρασίες



Σχ. 14.6

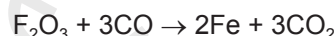
Σχηματική τομή υψικάμινου.



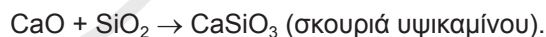
Σχ. 14.7

Μονάδα υψικάμινου.

δρουν αναγωγικά επί των οξειδίων του σιδήρου:



Το νεοσχηματιζόμενο  $\text{CO}_2$  ανάγεται και πάλι από το κωκ προς  $\text{CO}$  και λαμβάνει εκ νέου μέρος στην αναγωγή των οξειδίων. Για να αυξηθεί η ταχύτητα των αντιδράσεων, εμπλουτίζουμε τον εισερχόμενο αέρα σε οξυγόνο. Η προθέρμανση του αέρα γίνεται με εναλλάκτες θερμότητας, με τους οποίους αξιοποιείται και η θερμότητα των αερίων που εξέρχονται από την υψικάμινο. Το συλλίπασμα σε υψηλές θερμοκρασίες διασπάται και δεσμεύει τα πυριτικά που περιέχονται στο μέταλλευμα:

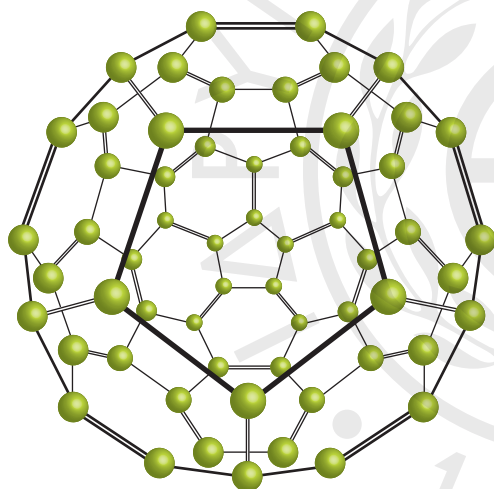
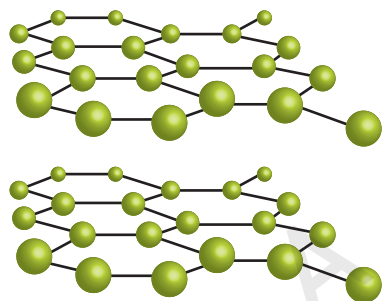
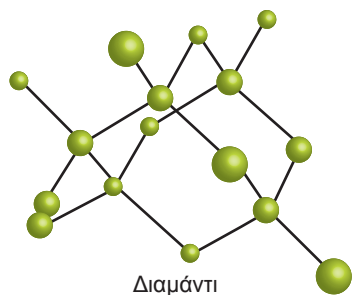


Η σκουριά της υψικάμινου επιπλέει στον τηγμένο σίδηρο και απομακρύνεται. Στον σίδηρο αναπόφευκτα διαλύεται ένα ποσοστό άνθρακα (4–5%), καθώς και μικρές ποσότητες άλλων σωμάτων ( $\text{Si}$ ,  $\text{Mn}$ ). Η λειτουργία της υψικάμινου είναι συνεχής (διακόπτεται μόνο για πολύ σοβαρούς λόγους και συντήρηση). Μεγάλη σημασία έχει η ομαλή και μόνιμη παροχή πρώτων υλών. Ακολουθεί η επεξεργασία του σιδήρου της υψικάμινου (χαλυβοποίηση) (σχ. 14.8). Υπάρχουν διάφορες μέθοδοι: Bessemer, Siemens - Martin, ηλεκτρική κάμιнос κ.λπ..

Σημειώνουμε τη σημασία της ανακύκλωσης για την παραγωγή σιδήρου και χάλυβων: ακατάλληλες ποσότητες σιδηρών προϊόντων (λαμαρίνες από διάλυση πλοίων, διάφορα παλιοσίδηρα γνωστά ως Σκραπ) χρησιμοποιούνται και πάλι ως πρώτη ύλη.

**Ιδιότητες και χρήσεις.** Ο χημικά καθαρός σίδηρος είναι πολύ μαλακός και γενικά, λόγω των μηχανικών



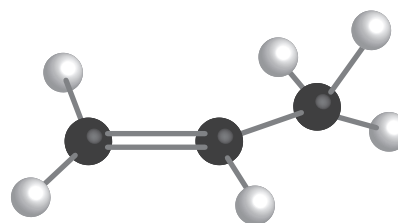


Σχ. 15.2

Μορφές του άνθρακα.

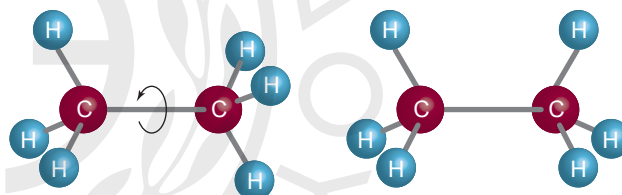
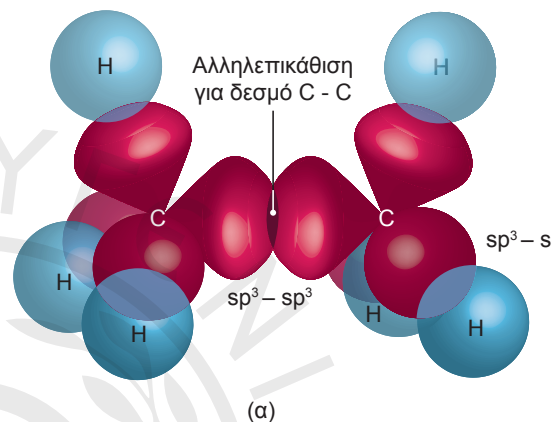
μπορεί να υπάρξει. Κάθε μόριο συνδέεται με άλλα δύο με απλούς ομοιοπολικούς και με ένα τρίτο με διπλό δεσμό, και το όλο μόριο μοιάζει με μπάλα ποδοσφαίρου. Και στον φουλερίτη ( $C_{60}$ ) έχει αλλοιωθεί η τετραεδρική δομή.

Στις οργανικές ενώσεις ο άνθρακας σχηματίζει απλούς, διπλούς (σχ. 15.3) και τριπλούς δεσμούς. (Στους διπλούς δεσμούς σχηματίζονται τρία ισότιμα υβριδοποιημένα τροχιακά, που βρίσκονται σε επίπεδη διάταξη –όπως στον γραφίτη–, και ένα  $p$  τροχιακό. Ο διπλός δεσμός αποτελείται από έναν



Σχ. 15.3

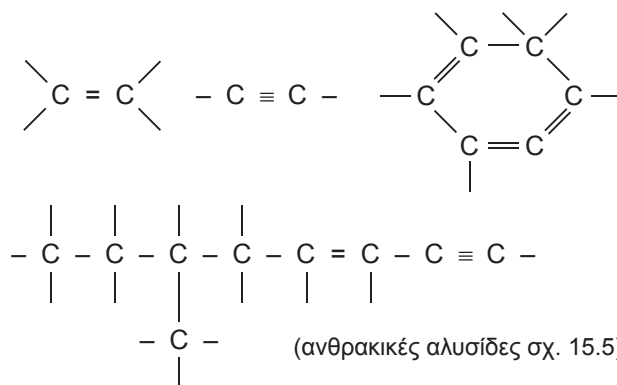
Διπλός δεσμός. Προπένιο.



Σχ. 15.4

Διαμόρφωση 6 δεσμών μεταξύ ατόμων C-H και C-C.

$\sigma$  και έναν  $\pi$  ομοιοπολικό δεσμό (σχ. 15.4). Στους τριπλούς δεσμούς σχηματίζονται δύο ισότιμα  $sp$  τροχιακά και δύο  $p$ . Ο τριπλός δεσμός αποτελείται από έναν  $\sigma$  και δύο  $\pi$  ομοιοπολικούς δεσμούς.



φθορομεθάνιο ή FREON 22 ( $\text{CHClF}_2$ ) κ.ά.. Η επίδρασή τους στα ανώτερα στρώματα της ατμόσφαιρας και η καταστροφή του όζοντος συνιστά σοβαρό περιβαλλοντικό πρόβλημα («τρύπα του όζοντος») και αιτία περιορισμού της χρήσης χλωροφθορανθράκων.

Με αντικατάσταση ατόμου υδρογόνου ακόρεστων υδρογονανθράκων προκύπτουν αντίστοιχα αλογονομένα παράγωγά τους. Σημαντικότερα από αυτά είναι το βινυλοχλωρίδιο (VCM) (ή χλωροαιθένιο:  $\text{CH}_2 = \text{CHCl}$ ), που χρησιμοποιείται στην παρασκευή πλαστικών (πολυβινυλοχλωρίδιο: PVC). Επίσης το βινυλοβρωμίδιο ( $\text{CH}_2 = \text{CHBr}$ ), το χλωροπρένιο ( $\text{CH}_2 = \text{CHClCH}_2$ ) κ.ά..

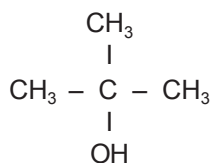
### 16.3 Αλκοόλες

Οι αλκοόλες μπορούν να θεωρηθούν ότι προέρχονται από υδρογονάνθρακες με αντικατάσταση ενός (ή και περισσότερων) ατόμου υδρογόνου από υδροξύλιο (OH). Αυτές που έχουν ένα υδροξύλιο ονομάζονται **μονοσθενείς** (ή απλά αλκοόλες) και έχουν γενικό τύπο ROH. Αντίστοιχα έχουμε δισθενείς, τρισθενείς ή πολυσθενείς αλκοόλες. Οι αλκοόλες ταξινομούνται επίσης σε **πρωτοταγείς** (όταν το υδροξύλιο βρίσκεται ενωμένο με ακραίο άτομο άνθρακα, **δευτεροταγείς** (όταν το υδροξύλιο βρίσκεται ενωμένο με άτομα άνθρακα που συνδέεται με άλλα 2 άτομα άνθρακα) και **τριτοταγείς**:



προπανόλη  
(πρωτοταγής)

2-προπανόλη  
(δευτεροταγής)



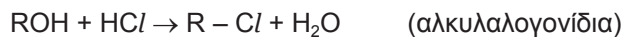
2μεθυλο-2προπανόλη (τριτοταγής)

Όταν το υδροξύλιο είναι ενωμένο με άτομο άνθρακα που ανήκει σε διπλό δεσμό, καλείται **ενολικό υδροξύλιο** και οι αντίστοιχες αλκοόλες, **ενόλες**. Π.χ.  $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{OH}$  (αιθενόλη).

Οι αλκοόλες είναι άχρωμες ουσίες με χαρακτηριστική μυρωδιά και γεύση. Τα πρώτα μέλη είναι λεπτόρρευστα υγρά, τα μέσα ελαιώδη και τα ανώτερα στερεά. Οι αλκοόλες αντιδρούν με πολύ ηλεκτροθετικά μέταλλα (μέταλλα αλκαλίων και αλκαλικών γαιών) και δίνουν αλκοολικά άλατα (αλκοξειδία):

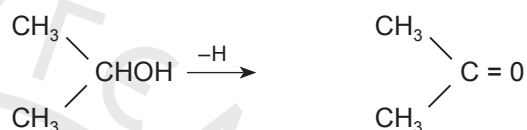


Αντιδρούν επίσης με οξέα:

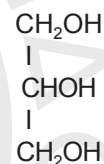


Παρατηρούμε δηλαδή ότι οι αλκοόλες δρουν άλλοτε ως ασθενή οξέα και άλλοτε ως ασθενείς βάσεις.

Χαρακτηριστική αντίδραση των αλκοολών είναι η οξειδωση. Οι πρωτοταγείς οξειδώνονται προς αλδεΐδες και τελικά προς οργανικά οξέα, οι δευτεροταγείς προς κετόνες:



Από τις πολυσθενείς αλκοόλες σημαντικότερη είναι η γλυκερίνη (1,2,3-προπανοτριόλη):



Αυτή δίνει μεγάλη ποικιλία προϊόντων (γλυκεριναλδεΐδη, γλυκορόζη, νιτρογλυκερίνη, εστέρες οργανικών οξέων, λίπη και έλαια κ.ά.).

Συναντώμενες αλκοόλες (με τα εμπειρικά τους ονόματα):

$\text{CH}_3\text{OH}$ : μεθανόλη ή ξυλόπνευμα.

$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ : αιθανόλη ή οινόπνευμα [που συναντάται στα αλκοολούχα ποτά (σχ. 16.2)].



Σχ. 16.2

Τα αλκοολούχα ποτά είναι γνωστά από την αρχαιότητα.



# ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΔΕΚΑΤΟ ΟΓΔΩΟ

## ΠΕΤΡΕΛΑΙΟ ΚΑΙ ΠΕΤΡΟΧΗΜΙΚΑ

Το πετρέλαιο και το φυσικό αέριο αποτελούν τις πιο σημαντικές καύσιμες ύλες. Ταυτόχρονα όμως αποτελούν τις πρώτες ύλες για τη βιομηχανική παρασκευή πληθώρας χημικών προϊόντων. Η βιομηχανία που ασχολείται με την παρασκευή αυτών των ουσιών καλείται **πετροχημική βιομηχανία**. Ως πετροχημικό προϊόν αντίστοιχα χαρακτηρίζουμε κάθε ουσία που παράγεται σε βιομηχανική κλίμακα από το πετρέλαιο ή το φυσικό αέριο. Στην πετροχημική βιομηχανία πρώτες ύλες είναι το πετρέλαιο και το φυσικό αέριο. Υπάρχει μεγάλος αριθμός ενδιάμεσων σωμάτων και πολλαπλάσια τελικά προϊόντα.

### 18.1 Οι πρώτες ύλες

Το πετρέλαιο βρίσκεται σε κοιτάσματα μέσα στο έδαφος, σε βάθη που φτάνουν έως μερικά χιλιόμετρα. Πάνω από το (υγρό) πετρέλαιο συναντάται συνήθως το φυσικό αέριο. Από χημική άποψη, το φυσικό πετρέλαιο είναι ένα πολυσύνθετο μείγμα υδρογονάνθρακων (κυρίως), του οποίου η σύσταση ποικίλλει και εξαρτάται από την προέλευσή του. Συναντάμε υδρογονάνθρακες με ένα έως 40 μόρια άνθρακα (ή και περισσότερα), κορεσμένους, ακόρεστους, κυκλικούς και (σε μικρότερη αναλογία) αρωματικούς. Ανάλογα με τη σύστασή τους τα φυσικά πετρέλαια χωρίζονται σε παραφινικής βάσης, ναφθениκής βάσης και μικτά (ναφθένια καλούνται τα κυκλοπεντανικά και κυκλοεξανικά παράγωγα). Σε μικρή περιεκτικότητα συναντώνται επίσης οξυγονούχες, αζωτούχες και θειούχες ενώσεις (οι τελευταίες, ιδιαίτερα επιβλαβείς λόγω διαβρωτικών φαινομένων και ατμοσφαιρικής ρύπανσης, πρέπει να περιοριστούν: αποθείωση).

Η επικρατέστερη θεωρία για την προέλευση του πετρελαίου είναι ότι αυτό δημιουργήθηκε με αποσύνθεση μικροοργανισμών (χλωρίδα και πανίδα) στη διάρκεια εκατομμυρίων χρόνων μέσα στα σπλάχνα της Γης. Οι συγκεντρωμένοι μικροοργανισμοί (πλαγκτόν) μετατράπηκαν σε υδρογονάνθρακες, οι οποίοι σε υγρή κατάσταση αποτελούν το πετρέλαιο και σε αέρια το φυσικό αέριο (που βρίσκεται πάνω από αυτό).

Από τη στιγμή που εντοπιστεί εκμεταλλεύσιμο κοίτασμα πετρελαίου, αρχίζει η διαδικασία εξόρυξης (σχ. 18.1). Το πετρέλαιο που λαμβάνουμε καλείται **αργό πετρέλαιο**. Αυτό είναι ακατάλληλο προς χρήση. Υποχρεωτικά ακολουθεί η διύλισή του (σχ. 18.2 και 18.3).



Σχ. 18.1

Εγκαταστάσεις άντλησης πετρελαίου από υποθαλάσσια κοιτάσματα.



Σχ. 18.2

Μονάδα αμμωνίας (εγκαταστάσεις ΕΚΟ-ΘΕΣ/ΝΙΚΗ).



Σχ. 18.3

Διυλιστήριο (εγκαταστάσεις ΕΚΟ-ΘΕΣ/ΝΙΚΗ).



### 19.1 Γενικά για τα πολυμερή

Τα **πολυμερή** είναι ρητινώδη προϊόντα, τα οποία είτε παραλαμβάνονται από τη φύση απ' ευθείας (κυτταρίνη, καζείνη κ.ά.) ή προέρχονται από επεξεργασία φυσικών πολυμερών (τεχνική μέταξα, κελλουλίτης, εβονίτης κ.λπ.) είτε παρασκευάζονται από πρώτες ύλες μικρής μοριακής μάζας (καλούμενες **μονομερή**). Η τελευταία κατηγορία είναι η πολυπληθέστερη και τα πολυμερή αυτά παρουσιάζουν το μεγαλύτερο πρακτικό ενδιαφέρον (σχ. 19.1). Αυτά κυρίως είναι τα προϊόντα της πετροχημικής βιομηχανίας. Κοινό χαρακτηριστικό όλων των πολυμερών είναι το μεγάλο μέγεθος των μορίων τους (και κατά συνέπεια η μεγάλη μοριακή μάζα).



Σχ. 19.1

Χρήση πολυμερών στην καθημερινή ζωή.

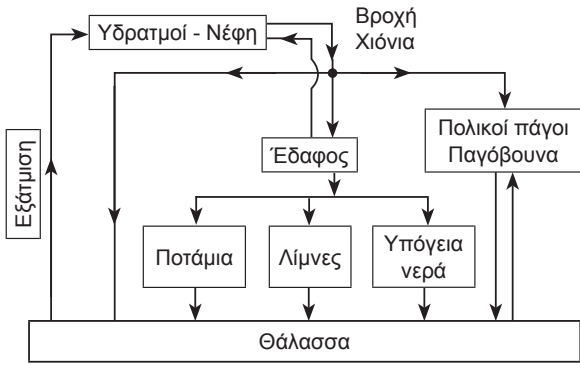
Συχνά συναντώνται γι' αυτά και οι ονομασίες: **ρητίνες** (είναι μειονέκτημα το γεγονός ύπαρξης φυσικών ρητινών μικρού μοριακού βάρους που δεν εντάσσονται στα πολυμερή), **τεχνητές ύλες** (δεν καλύπτονται με την ονομασία αυτή τα φυσικά πολυμερή και τα παράγωγά τους), και **πλαστικά** (κύρια όμως η ονομασία αυτή έχει επικρατήσει για μία κατηγορία, τα θερμοπλαστικά).

### 19.2 Φυσικά πολυμερή και παράγωγα

Σημαντικές μεγαλομοριακές ενώσεις συναντάμε στον φυτικό και ζωικό κόσμο (που με αυτήν την έννοια μπορεί να θεωρηθεί ως ιδιόμορφο εργαστήριο). Τέτοιες είναι το φυσικό καουτσούκ [αποτελούμενο από υδρογονάνθρακες τύπου  $(C_5H_8)_x$ , το οποίο παραλαμβάνεται από τροπικά δένδρα], η γουταπέρκα, διάφορες πρωτεΐνες και πολυσακχαρίτες [όπως το άμυλο, το γλυκογόνο, η ινουλίνη, η κυτταρίνη και η κελουλόζη γενικού τύπου  $(C_6H_{10}O_5)_x$ ]. Από τις πρωτεΐνες ενδιαφέρον παρουσιάζουν ως υφάνσιμες ύλες το μαλλί και η φυσική μέταξα. Από τους πολυσακχαρίτες ιδιαίτερο ενδιαφέρον από την πλευρά που εξετάζουμε παρουσιάζει η κυτταρίνη. Αυτή αποτελεί το κύριο συστατικό των τοιχωμάτων των φυτικών κυττάρων (και του βαμβακιού). Είναι κατά συνέπεια πολύ διαδεδομένη στη φύση. Παραλαμβάνεται από το ξύλο ή το βαμβάκι. Χρησιμοποιείται ευρύτατα για την κατασκευή βαμβακερών νημάτων και υφασμάτων, χαρτιού, τεχνητής μέταξας, εκρηκτικών κ.ά.. Η τεχνητή μέταξα (RAUON) αποτελεί την πρώτη τεχνητή υφάνσιμη ύλη και παρασκευάζεται από την κυτταρίνη ή από τους εστέρες της. Αν και από άποψη ορισμένων ιδιοτήτων μοιάζει με τη φυσική μέταξα, εντούτοις μειονεκτεί σημαντικά απέναντί της. Από κυτταρίνη παράγεται επίσης το σελοφάν (διαφανή φύλλα που βρίσκουν πλατιά εφαρμογή στη συσκευασία), ο κελλουλίτης κ.ά..

### 19.3 Ταξινόμηση πολυμερών

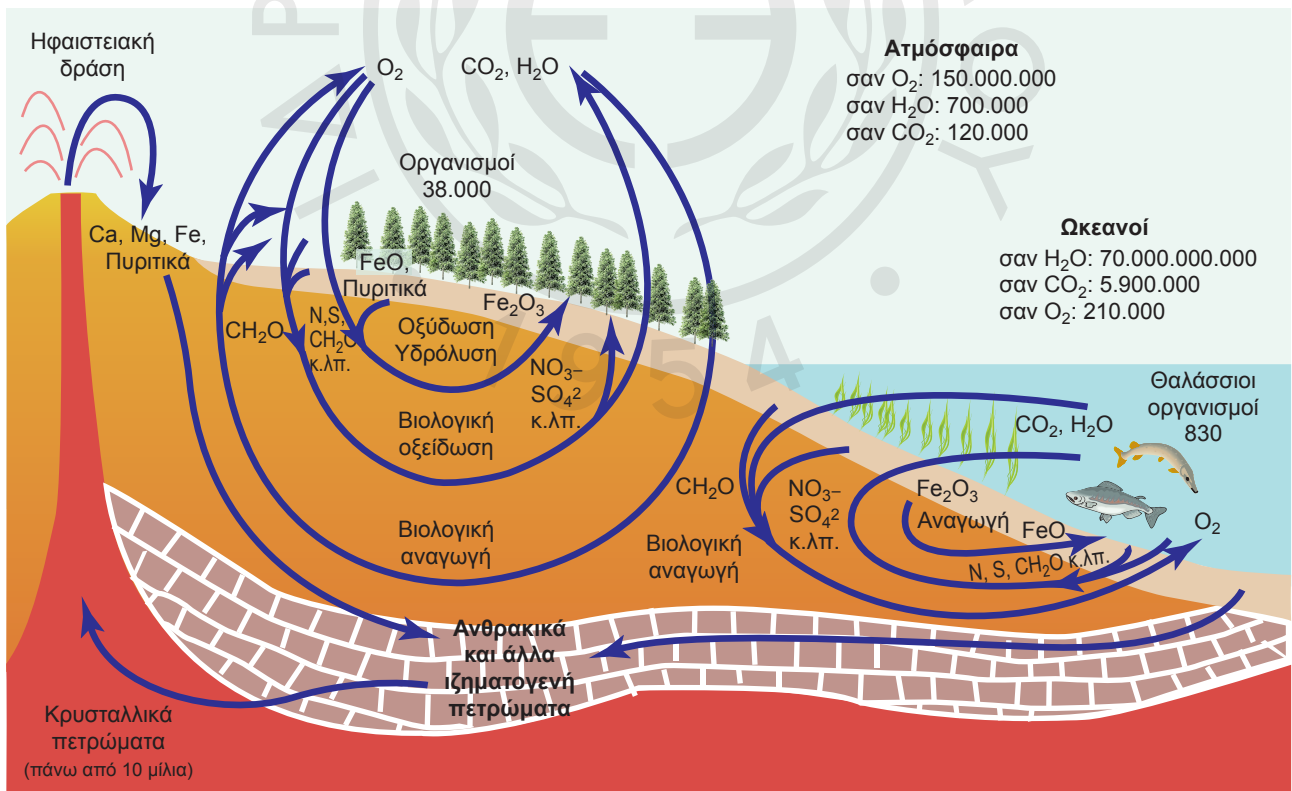
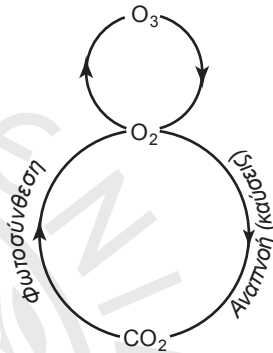
Η ταξινόμηση των πολυμερών σε διάφορες κατηγορίες εξαρτάται από την πλευρά από την οποία



Υπενθυμίζουμε ότι το αξιοποιήσιμο από τον άνθρωπο νερό (πόσιμο και βιομηχανικής χρήσης) είναι λιγότερο από 1% των υδάτινων αποθεμάτων. Το ποσοστό όμως που χρησιμοποιείται στο φυσικό εργαστήριο του πλανήτη είναι πολύ μεγαλύτερο.

4) Ο **κύκλος του οξυγόνου** (σχ. 20.3) είναι αρκετά απλός, αλλά ο ρόλος του σπουδαιότατος για τις ενεργειακές μετατροπές και για τη ζωή. Το οξυγόνο απελευθερώνεται κατά τη φωτοσύνθεση από το CO<sub>2</sub> (με ταυτόχρονη όπως είπαμε μετατροπή ηλιακής ενέργειας σε χημική). Καταναλώνεται κατά την καύση από τους φυτικούς και ζωικούς οργανισμούς των ορ-

γανικών ενώσεων. Με αυτή την καύση απελευθερώνεται ενέργεια (μετατροπή χημικής ενέργειας σε έργο και θερμότητα) αναγκαία για την ανάπτυξη της ζωής. Το οξυγόνο δεσμεύεται, όπως είδαμε, και από τις καύσεις που συμβαίνουν εκτός των οργανισμών των φυτών και των ζώων. Μία άλλη λειτουργία του οξυγόνου, ευεργετική για την ισορροπία του πλανήτη, είναι η μετατροπή μέρους του στα ανώτερα στρώματα της ατμόσφαιρας σε όζον (O<sub>3</sub>), που προστατεύει την επιφάνεια εμποδίζοντας τις επιβλαβείς ακτινοβολίες να φτάσουν σε αυτήν.



Σχ. 20.3

Ο πλήρης κύκλος του οξυγόνου στη γη, στον αέρα, στη θάλασσα, στο έδαφος (οι αριθμοί αναφέρονται σε τρισεκατομμύρια moles ανά έτος).

Το βιβλίο αυτό απευθύνεται κυρίως στους σπουδαστές των Σχολών Μηχανικών Εμπορικού Ναυτικού.

Μέσα από την μελέτη του, οι σπουδαστές θα αποκτήσουν εισαγωγικές γνώσεις Χημείας, θα καταποτιστούν σε θέματα όπως οι χημικές αντιδράσεις, τα διαλύματα, η οξείδωση και η αναγωγή, η διάβρωση και η προστασία από αυτήν, η επεξεργασία του νερού, οι υδρογονάνθρακες, το πετρέλαιο και τα πετροχημικά, τα πολυμερή, αλλά και ζητήματα ασφάλειας των εργαζομένων και προστασίας του περιβάλλοντος.

12 d <sup>10</sup>	13 Aluminum [Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	14 Silicon [Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	15 Phosphorus [Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	16 Sulfur [Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>
65.38 Zn Zinc 30 [Ar] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup>	69.723 Ga Gallium 31 [Ar] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>1</sup>	72.630 Ge Germanium 32 [Ar] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>2</sup>	74.92160 As Arsenic 33 [Ar] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>3</sup>	78.9718 Se Selenium 34 [Ar] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>4</sup>
112.414 Cd Cadmium 48 [Kr] 4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup>	114.818 In Indium 49 [Kr] 4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>1</sup>	118.710 Sn Tin 50 [Kr] 4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>2</sup>	121.760 Sb Antimony 51 [Kr] 4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>3</sup>	132.905 Te Tellurium 52 [Kr] 4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>4</sup>
200.592 Hg Mercury 80 [Xe] 4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup>	204.3833 Tl Thallium 81 [Xe] 4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>1</sup>	207.2 Pb Lead 82 [Xe] 4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>2</sup>	208.9804 Bi Bismuth 83 [Xe] 4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>3</sup>	209 Po Polonium 84 [Xe] 4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>4</sup>
285 Cn Copernicium 112 [Rn] 5f <sup>14</sup> 6d <sup>10</sup> 7s <sup>2</sup>	286 Nh Nihonium 113 [Rn] 5f <sup>14</sup> 6d <sup>10</sup> 7s <sup>2</sup> 7p <sup>1</sup>	289 Fl Flerovium 114 [Rn] 5f <sup>14</sup> 6d <sup>10</sup> 7s <sup>2</sup> 7p <sup>2</sup>	290 Mc Moscovium 115 [Rn] 5f <sup>14</sup> 6d <sup>10</sup> 7s <sup>2</sup> 7p <sup>3</sup>	291 Lv Livermorium 116 [Rn] 5f <sup>14</sup> 6d <sup>10</sup> 7s <sup>2</sup> 7p <sup>4</sup>
0	f <sup>11</sup>	f <sup>12</sup>	f <sup>13</sup>	f <sup>14</sup>
0 1.22 573.0 2.28 8.551 1407 °C 2952 °C	164.9303 Ho Holmium 67 [Lu] 4f <sup>11</sup>	167.259 Er Erbium 68 [Lu] 4f <sup>12</sup>	168.9342 Tm Thulium 69 [Lu] 4f <sup>13</sup>	173.04 Yb Ytterbium 70 [Lu] 4f <sup>14</sup>

