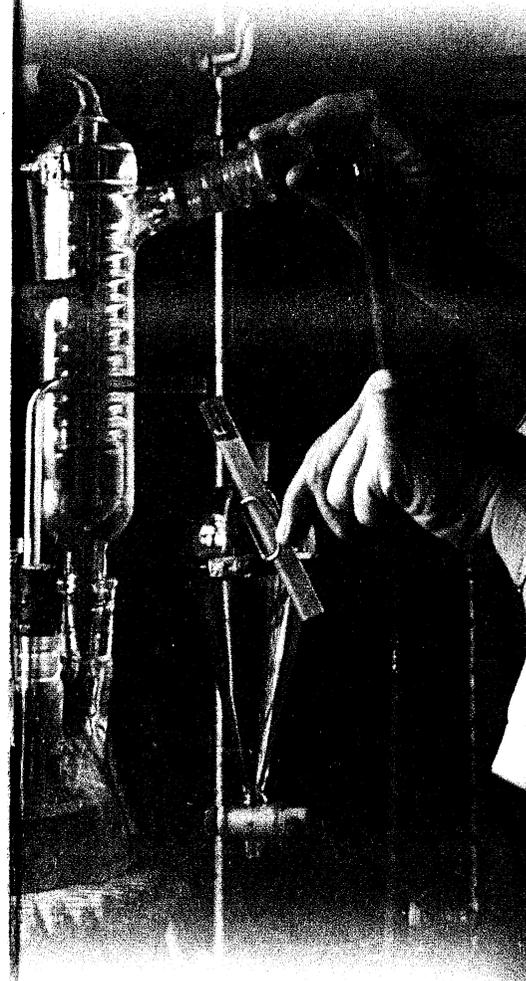


ΥΠΟΥΡΓΕΙΟ ΕΘΝΙΚΗΣ ΠΑΙΔΕΙΑΣ ΚΑΙ ΘΡΗΣΚΕΥΜΑΤΩΝ
ΠΑΙΔΑΓΩΓΙΚΟ ΙΝΣΤΙΤΟΥΤΟ

Γενική Χημεία



Γενική Χημεία

ΤΕΧΝΙΚΑ
ΕΠΑΓΓΕΛΜΑΤΙΚΑ
ΕΚΠΑΙΔΕΥΤΗΡΙΑ

Ειδικότητα: Χημικών Εργαστηρίων
και Ποιοτικού Ελέγχου

Α' ΤΑΞΗ 1ου ΚΥΚΛΟΥ

ΤΟΜΕΑΣ ΧΗΜΙΚΩΝ
ΕΡΓΑΣΤΗΡΙΑΚΩΝ ΕΦΑΡΜΟΓΩΝ
Ο.Ε.Δ.Β.



ISBN: 960-06-0822-9

1140
200034

ΓΕΝΙΚΗ ΧΗΜΕΙΑ

ΥΠΟΥΡΓΕΙΟ ΕΘΝΙΚΗΣ ΠΑΙΔΕΙΑΣ ΚΑΙ ΘΡΗΣΚΕΥΜΑΤΩΝ
ΠΑΙΔΑΓΩΓΙΚΟ ΙΝΣΤΙΤΟΥΤΟ

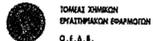


Γενική Χημεία

ΤΕΧΝΙΚΑ
ΕΠΑΓΓΕΛΜΑΤΙΚΑ
ΕΚΠΑΙΔΕΥΤΗΡΙΑ

Εκδόσεις: Χημικών Εργαστηρίων
και Ποιοτικού Ελέγχου

Α' ΤΑΞΗ 1ου ΚΥΚΛΟΥ



ΕΛΛΗΝΙΚΗ ΕΝΩΣΗ
ΧΗΜΙΚΩΝ ΕΡΓΑΣΤΗΡΙΑΚΩΝ ΕΦΑΡΜΟΓΩΝ
Ο.Ε.Ε.Ε.

ΥΠΟΥΡΓΕΙΟ ΕΘΝΙΚΗΣ ΠΑΙΔΕΙΑΣ ΚΑΙ ΘΡΗΣΚΕΥΜΑΤΩΝ
ΠΑΙΔΑΓΩΓΙΚΟ ΙΝΣΤΙΤΟΥΤΟ

Βασιλακόπουλος Δημήτριος

Μπουρουσιάν Μιρτάτ

Σπυρέλλης Νικόλαος

ΓΕΝΙΚΗ ΧΗΜΕΙΑ

ΤΕΧΝΙΚΑ ΕΠΑΓΓΕΛΜΑΤΙΚΑ ΕΚΠΑΙΔΕΥΤΗΡΙΑ

Α' Τάξη 1^{ου} Κύκλου

Ειδικότητα: Χημικών Εργαστηρίων και Ποιοτικού Ελέγχου



ΤΟΜΕΑΣ
ΧΗΜΙΚΩΝ ΕΡΓΑΣΤΗΡΙΑΚΩΝ
ΕΦΑΡΜΟΓΩΝ

ΟΡΓΑΝΙΣΜΟΣ ΕΚΔΟΣΕΩΣ
ΔΙΔΑΚΤΙΚΩΝ ΒΙΒΛΙΩΝ

ΣΥΓΓΡΑΦΕΙΣ

Βασιλακόπουλος Δημήτριος
Χημικός Μηχανικός

Μπουρουσιάν Μιράτ
Δρ. Χημικός Μηχανικός

Σπυρέλλης Νικόλαος
Καθηγητής ΕΜΠ, Τμήμα Χημικών Μηχανικών ΕΜΠ

ΣΥΝΤΟΝΙΣΤΗΣ

Σπυρέλλης Νικόλαος
Καθηγητής ΕΜΠ, Τμήμα Χημικών Μηχανικών ΕΜΠ

ΕΠΙΤΡΟΠΗ ΚΡΙΣΗΣ

Μπρατάκος Μιχαήλ
Καθηγητής ΤΕΙ, Δρ. Χημικός

Πεπόνης Γεώργιος
ΠΕ 4 Χημικός

Σαραντόπουλος Παναγιώτης
Εκπαιδευτικός Β'θμιας Εκπαίδευσης, Χημικός

ΓΛΩΣΣΙΚΗ ΕΠΙΜΕΛΕΙΑ

Δημητρίου Ελένη
Εκπαιδευτικός Β'θμιας Εκπαίδευσης, Φιλολόγος

ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΚΗ ΕΠΕΞΕΡΓΑΣΙΑ

Ασάρα Κωνσταντίνα
Υπάλληλος ΟΕΕΚ

Πρόλογος

Το βιβλίο αυτό γράφτηκε για τους μαθητές της Α' τάξης του τομέα Χημικών Εργαστηριακών Εφαρμογών των Τεχνικών Επαγγελματικών Εκπαιδευτηρίων, σύμφωνα με το Αναλυτικό Πρόγραμμα που προτάθηκε από το Παιδαγωγικό Ινστιτούτο το 1999 και στόχος του είναι να βοηθήσει τους μαθητές να προσεγγίσουν τις βασικές έννοιες της Χημείας.

Δεν υπάρχει καμία αμφιβολία ότι το μάθημα της Γενικής Χημείας είναι ίσως το σημαντικότερο από τα μαθήματα του τομέα, μια και σε αυτό πρόκειται να βασιστούν οι περαιτέρω γνώσεις και εφαρμογές που θα διδαχθούν. Η Χημεία, μία από τις κύριες θετικές επιστήμες, θα αποτελέσει τη βασική γνωστική περιοχή των μαθητών που επέλεξαν τον τομέα Χημικών Εργαστηριακών Εφαρμογών και η ουσιαστική κατανόησή της αποτελεί απαραίτητη προϋπόθεση για την επαγγελματική τους επιτυχία.

Στηριγμένο στη γνώση της Χημείας που οι μαθητές απέκτησαν στο Γυμνάσιο, το εγχειρίδιο αυτό την επεκτείνει και την εμβαθύνει προσπαθώντας να μην ξεπεράσει τις μαθησιακές δυνατότητες των μαθητών της Α' τάξης των ΤΕΕ. Έγινε προσπάθεια ώστε το βιβλίο να είναι επιστημονικά ορθό, κατανοητό και ελκυστικό γι' αυτούς που θα το χρησιμοποιήσουν.

Ασφαλώς, η επιστήμη της Χημείας δεν είναι δυνατόν να περιοριστεί σε ένα τόσο μικρό εγχειρίδιο. Θεωρείται απαραίτητο οι μαθητές, οι οποίοι επέλεξαν ως κύρια επαγγελματική τους ενασχόληση τη Χημεία και τις εφαρμογές της, να προσφεύγουν στην ευρύτερη ελληνική και ξένη βιβλιογραφία προκειμένου να συμπληρώνουν τις γνώσεις τους και να ενημερώνονται συνεχώς για τις εξελίξεις της Χημείας.

Ελπίζουμε ότι αυτό το βιβλίο, που γράφτηκε με ενθουσιασμό και αγάπη, θα βοηθήσει τους μαθητές να κατανοήσουν τις βασικές έννοιες της Χημείας. Είναι όμως βέβαιο, ότι ο στόχος του δεν είναι δυνατόν να επιτευχθεί χωρίς τη βοήθεια των διδασκόντων. Οι διδάσκοντες είναι εκείνοι που θα εξηγήσουν ό,τι δεν είναι άμεσα κατανοητό και θα διευκρινίσουν τις όποιες ασάφειές του.

Είναι βέβαιο ότι στο εγχειρίδιο αυτό θα υπάρχουν ατέλειες, τις οποίες θα ανακαλύψουν εκείνοι που θα εμπλακούν στην εκπαιδευτική διαδικασία. Θα είμαστε ευγνώμονες σε αυτούς που θα θελήσουν να μας τις επισημάνουν.

Για να ολοκληρωθεί η έκδοση αυτού του βιβλίου βοήθησαν πολλοί, τους οποίους θα θέλαμε να ευχαριστήσουμε.

Καταρχήν, θα θέλαμε να ευχαριστήσουμε για τις πολύτιμες παρατηρήσεις τους τους συναδέλφους κ. Μιχάλη Μπρατάκο, Καθηγητή ΤΕΙ, Δρ. Χημικό, Γεώργιο Πεπόνη, ΠΕ 4 Χημικό και Παναγιώτη Σαραντόπουλο, Εκπαιδευτικό Β'θμιας Εκπαίδευσης, Χημικό, οι οποίοι αποτέλεσαν την ομάδα κρίσης του βιβλίου.

Τη φιλόλογο κ. Ελένη Δημητρίου για τη γλωσσική επιμέλεια των κειμένων.

Τέλος, τις υπηρεσίες του Παιδαγωγικού Ινστιτούτου και ιδιαίτερα τους συμβούλους κυρίους Αντώνιο Μπομπέτη και Γεώργιο Βούτσιο, για τη συμβολή τους στην έκδοση του βιβλίου.

Αθήνα, Αύγουστος 1999

Η συγγραφική ομάδα

Περιεχόμενα

ΚΕΦΑΛΑΙΟ

1

Μακροσκοπική Μελέτη της Ύλης

1.1	Μορφές της ύλης – Φάσεις και μίγματα	15
1.2	Χημικά στοιχεία και ενώσεις	17
1.3	Μάζα – Βάρος – Όγκος	20
1.4	Πυκνότητα	21
1.5	Καταστάσεις της ύλης	22
1.6	Μεταβολές των καταστάσεων της ύλης.....	23
1.7	Σημείο βρασμού. Σημείο τήξης – πήξης	25
1.8	Φυσικά και χημικά φαινόμενα	26
1.9	Νόμοι της χημείας	27
1.10	Νόμοι των αερίων	27
1.10.1	Νόμος του Boyle (Ισόθερμη μεταβολή)	28
1.10.2	Νόμος του Charles (Ισοβαρής μεταβολή)	30
1.10.3	Νόμος του Gay – Lussac (Ισόχωρη μεταβολή)	31
1.10.4	Συνδυασμένος νόμος των αερίων	31
	ΑΝΑΚΕΦΑΛΑΙΩΣΗ.....	33
	ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ – ΑΣΚΗΣΕΙΣ	34

ΚΕΦΑΛΑΙΟ

2

Ατομική Δομή της Ύλης

2.1	Φιλοσοφικές απόψεις κατά την αρχαιότητα	41
2.2	Η ατομική θεωρία του Dalton	42
2.3	Ο νόμος των αερίων όγκων και η υπόθεση Avogadro. Το μόριο	44

2.4	Οι μεγάλες ανακαλύψεις στα τέλη του 19 ^{ου} αιώνα	45
2.5	Το ατομικό πρότυπο του Rutherford.....	48
2.6	Το ατομικό πρότυπο του Bohr	50
2.7	Κβαντικοί αριθμοί και ηλεκτρονική δομή	52
2.8	Ατομικά τροχιακά	56
2.9	Ατομικός και μαζικός αριθμός.....	57
2.10	Επίλογος (Ιστορική αναδρομή)	59
	ΑΝΑΚΕΦΑΛΑΙΩΣΗ.....	63
	ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ – ΑΣΚΗΣΕΙΣ	64

ΚΕΦΑΛΑΙΟ

3

Ατομική και Μοριακή Μάζα Mole: Μια Μονάδα Μέτρησης

3.1	Ατομική μάζα	69
3.2	Μοριακή μάζα	72
3.3	Αριθμός Avogadro.....	73
3.4	Το mole. Μονάδα μέτρησης της ποσότητας των ουσιών	74
3.5	Γραμμομοριακός όγκος των αερίων	76
3.6	Καταστατική εξίσωση των αερίων.....	77
	ΑΝΑΚΕΦΑΛΑΙΩΣΗ.....	79
	ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ – ΑΣΚΗΣΕΙΣ	81

ΚΕΦΑΛΑΙΟ

4

Περιοδικός Πίνακας των Στοιχείων

4.1	Η ανάπτυξη του περιοδικού πίνακα	85
4.2	Ο νόμος της περιοδικότητας.....	88
4.3	Περιγραφή του σύγχρονου περιοδικού πίνακα	91
4.4	Χρησιμότητα του περιοδικού πίνακα	94
	ΑΝΑΚΕΦΑΛΑΙΩΣΗ.....	97
	ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ – ΑΣΚΗΣΕΙΣ	98

ΚΕΦΑΛΑΙΟ

5

Χημικοί Δεσμοί

5.1	Εισαγωγή - Τι είναι ο χημικός δεσμός	103
5.2	Ο κανόνας της οκτάδας	104
5.3	Ιοντικός δεσμός και ιοντικές ενώσεις	106
5.4	Ομοιοπολικός δεσμός και ομοιοπολικές ενώσεις	108
5.5	Ηλεκτραρνητικότητα και πολωμένος ομοιοπολικός δεσμός - Η έννοια του μοριακού διπόλου	111
5.6	Μεταλλικός δεσμός	113
5.7	Αριθμός οξείδωσης	114
5.8	Διαμοριακές δυνάμεις.....	116
5.9	Χημικοί τύποι	119
5.10	Επίλογος	120
	ΑΝΑΚΕΦΑΛΑΙΩΣΗ.....	122
	ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ – ΑΣΚΗΣΕΙΣ	124

ΚΕΦΑΛΑΙΟ

6

Η Χημική Αντίδραση

6.1	Τι είναι οι χημικές αντιδράσεις	129
6.2	Χημικές εξισώσεις και τύποι αντιδράσεων	130
6.3	Ποσοτικές και αμφίδρομες χημικές αντιδράσεις - Απόδοση αντίδρασης	134
6.4	Ιοντικές και μοριακές αντιδράσεις	138
6.5	Οι μοριακές αντιδράσεις και η θεωρία των συγκρούσεων	139
6.6	Καταλύτες και κατάλυση	141
	ΑΝΑΚΕΦΑΛΑΙΩΣΗ.....	144
	ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ – ΑΣΚΗΣΕΙΣ	145

ΚΕΦΑΛΑΙΟ 7
Διαλύματα

7.1	Γενικά για τα διαλύματα - Τύποι διαλυμάτων	151
7.2	Υδατικά διαλύματα - Τύποι υδατικών διαλυμάτων	153
7.3	Διαλυτότητα	155
7.4	Μονάδες περιεκτικότητας (συγκέντρωσης) διαλυμάτων	158
7.5	Προσθετικές ιδιότητες διαλυμάτων	162
ΑΝΑΚΕΦΑΛΑΙΩΣΗ		167
ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ - ΑΣΚΗΣΕΙΣ		168

ΚΕΦΑΛΑΙΟ 8

Οξέα - Βάσεις - Άλατα - Οξειδία

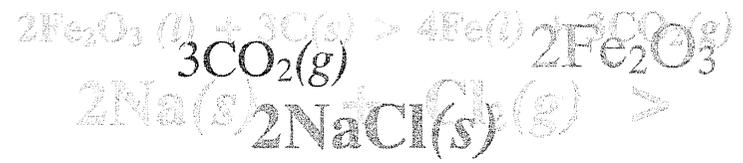
8.1	Οξέα και βάσεις	173
8.1.1	Όξινο και βασικός χαρακτήρας	173
8.1.2	Η θεωρία του Arrhenius	174
8.1.3	Οξέα	175
8.1.4	Βάσεις	176
8.1.5	Η θεωρία των Brønsted - Lowry	177
8.2	Αντίδραση εξουδετέρωσης	178
8.3	Άλατα	180
8.4	Οξειδία	184
8.5	Ιονισμός του νερού - pH	186
ΑΝΑΚΕΦΑΛΑΙΩΣΗ		189
ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ - ΑΣΚΗΣΕΙΣ		190

ΚΕΦΑΛΑΙΟ 9
Θερμοχημεία

9.1	Χημικές αντιδράσεις και ενεργειακές μεταβολές	195
9.2	Ενδόθερμες και εξώθερμες χημικές αντιδράσεις	198
9.3	Θερμοχημικές εξισώσεις	199
9.4	Χαρακτηριστικές θερμοότητες αντιδράσεων	201
9.4.1	Θερμότητα σχηματισμού	201
9.4.2	Θερμότητα καύσης	201
9.4.3	Θερμότητα εξουδετέρωσης	203
9.5	Ο νόμος του Hess	203
9.6	Οι «μεγάλες αποθήκες» χημικής ενέργειας	205
ΑΝΑΚΕΦΑΛΑΙΩΣΗ		206
ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ - ΑΣΚΗΣΕΙΣ		207

ΚΕΦΑΛΑΙΟ 10
Ραδιενέργεια

10.1	Ραδιενέργεια και ραδιενεργές διασπάσεις	213
10.2	Μονάδες ραδιενέργειας - Ανίχνευση και μέτρηση ραδιενέργειας	216
10.3	Πυρηνικές αντιδράσεις	219
10.4	Εφαρμογές ραδιενέργειας	220
10.4.1	Εφαρμογές ραδιοϊσοτόπων	220
10.4.2	Πυρηνική ενέργεια	224
10.5	Επίλογος	226
ΑΝΑΚΕΦΑΛΑΙΩΣΗ		227
ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ - ΑΣΚΗΣΕΙΣ		229
ΓΛΩΣΣΑΡΙ		233
ΒΙΒΛΙΟΓΡΑΦΙΑ		243
ΠΑΡΑΡΤΗΜΑ		249



ΚΕΦΑΛΑΙΟ

1

Μακροσκοπική Μελέτη της Ύλης

1

ΚΕΦΑΛΑΙΟ

Μακροσκοπική Μελέτη της Ύλης

1.1 Μορφές της ύλης - Φάσεις και μίγματα

Οτιδήποτε μπορεί κανείς να δει, να αγγίξει ή ακόμη και να αντιληφθεί, άμεσα ή με τη βοήθεια οργάνων, είναι ύλη. Η ύλη βρίσκεται παντού. Είναι το νερό, το χώμα, τα βιβλία, το ανθρώπινο σώμα, ο ατμοσφαιρικός αέρας κ.ά.

Η ύλη μπορεί να ταξινομηθεί σε δύο κατηγορίες: τις **καθαρές ουσίες** και τα **μίγματα**.

Καθαρές είναι οι **ουσίες** που έχουν σταθερή, χαρακτηριστική σύσταση και σαφώς καθορισμένες ιδιότητες. Το νερό, το αλάτι, η ζάχαρη και το οξυγόνο αποτελούν παραδείγματα καθαρών ουσιών. Οι καθαρές ουσίες διαφέρουν μεταξύ τους στη σύσταση και μπορούν να αναγνωριστούν από την εμφάνιση, την οσμή, τη γεύση ή άλλες ιδιότητές τους.

Όταν αναμιχθούν δύο ή περισσότερες καθαρές ουσίες, προκύπτουν τα **μίγματα**.

Μίγματα ονομάζονται τα υλικά που αποτελούνται από δύο ή περισσότερες καθαρές ουσίες.

Στα μίγματα, οι καθαρές ουσίες διατηρούν τις ιδιότητές τους. Χαρακτηριστικά παραδείγματα

Το σκυρόδεμα (μπετόν) παρασκευάζεται με διάφορες αναλογίες των βασικών του συστατικών (τσιμέντο, νερό, άμμος και χαλίκι), ανάλογα με τη χρήση για την οποία προορίζεται. Σε κάθε περίπτωση, όμως, το μίγμα των συστατικών αυτών ονομάζεται σκυρόδεμα.

μιγμάτων είναι ο ατμοσφαιρικός αέρας, το γάλα, τα αναψυκτικά και το σκυρόδεμα. Τα περισσότερα υλικά στη φύση είναι μίγματα.

Οι καθαρές ουσίες που συνιστούν ένα μίγμα ονομάζονται **συστατικά** του μίγματος. Οι αναλογίες των συστατικών ενός μίγματος μπορούν να είναι διαφορετικές, δηλαδή, ένα μίγμα μπορεί να παρασκευασθεί με διάφορες αναλογίες των συστατικών του.

Τα μίγματα διακρίνονται σε ομογενή και ετερογενή.

Ομογενές είναι το μίγμα, το οποίο έχει την ίδια σύσταση και τις ίδιες ιδιότητες σε όλη την έκτασή του. Συνήθως, τα ομογενή μίγματα ονομάζονται **διαλύματα**. Παραδείγματα ομογενών μιγμάτων είναι το θαλασσινό νερό, ο ατμοσφαιρικός αέρας, η βενζίνη και το ξίδι. Τα διαλύματα αποτελούνται από μία μόνο **φάση**.

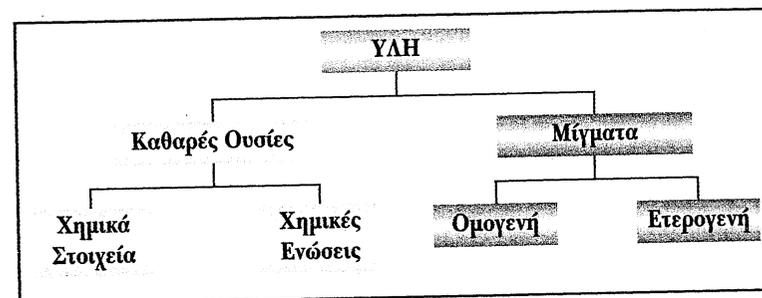
Φάση ονομάζεται ένα καθορισμένο τμήμα του μίγματος, το οποίο έχει ενιαίες ιδιότητες και σύσταση.

Για παράδειγμα, το καθαρό νερό αποτελείται από μία μόνο φάση, καθώς όλη η ποσότητά του έχει την ίδια ακριβώς σύσταση και τις ίδιες ιδιότητες. Νερό, όμως, με μερικά παγάκια αποτελείται από δύο φάσεις: τη φάση του υγρού νερού και τη φάση του πάγου.

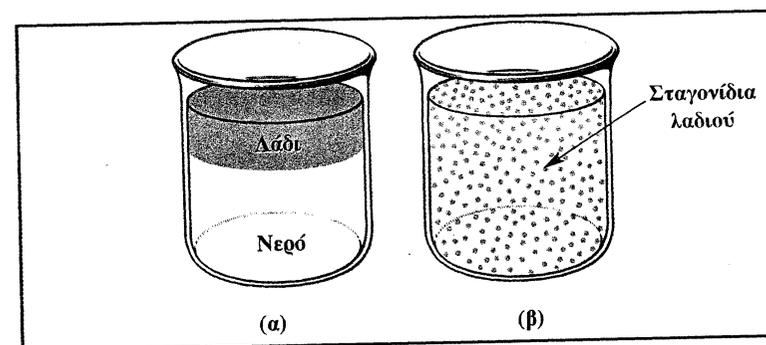
Κατά την ανάμιξη νερού και λαδιού σε ένα ποτήρι, το λάδι μένει στο πάνω μέρος του ποτηριού. Έτσι, προκύπτει και πάλι ένα μίγμα με δύο φάσεις (σχήμα 1.2).

Όταν ένα μίγμα αποτελείται από δύο ή περισσότερες φάσεις, ονομάζεται **ετερογενές**.

Ετερογενές μίγμα προκύπτει, για παράδειγμα, όταν αναμιχθεί άμμος με ρινίσματα σιδήρου.



Σχήμα 1.1: Ταξινόμηση των μορφών της ύλης



Σχήμα 1.2: Νερό και λάδι σχηματίζουν ετερογενές μίγμα. α) Σε ηρεμία, οι δύο φάσεις είναι σαφώς διαχωρισμένες. β) Μετά από έντονη ανάδευση, οι δύο φάσεις «ανακατεύονται», αλλά το νερό και τα σταγονίδια του λαδιού συνιστούν, ακόμη, δύο διαφορετικές φάσεις.

1.2 Χημικά στοιχεία και ενώσεις

Οι καθαρές ουσίες διακρίνονται σε δύο κατηγορίες: τα **χημικά στοιχεία** και τις **χημικές ενώσεις**.

Χημικά στοιχεία ονομάζονται οι καθαρές ουσίες, οι οποίες δεν μπορούν να διασπασθούν σε απλούστερες με χημικές μεθόδους. Μέχρι σήμερα είναι γνωστά 112 χημικά στοιχεία, από τα οποία

τα 90 υπάρχουν στη φύση, ενώ τα υπόλοιπα έχουν δημιουργηθεί στα εργαστήρια ως *προϊόντα πυρηνικών αντιδράσεων*.

Κάθε χημικό στοιχείο σημειώνεται με μία συντομογραφία, η οποία ονομάζεται **χημικό σύμβολο**. Πρόκειται για το πρώτο γράμμα ή για συνδυασμό του πρώτου γράμματος με ένα από τα υπόλοιπα γράμματα, συνήθως της λατινικής ή της αγγλικής ονομασίας του χημικού στοιχείου. Το πρώτο γράμμα είναι πάντα κεφαλαίο και το δεύτερο μικρό. Στον πίνακα 1.1 δίνονται τα κυριότερα χημικά στοιχεία με τα σύμβολά τους.

Οι **χημικές ενώσεις** είναι σύνθετες ουσίες, που προκύπτουν από συνδυασμούς χημικών στοιχείων. Αποτελούνται από δύο ή περισσότερα χημικά στοιχεία, ενωμένα μεταξύ τους με σταθερές αναλογίες μαζών (*νόμος των σταθερών λόγων του Proust*).

Σε αντίθεση, λοιπόν, με τα μίγματα, οι χημικές ενώσεις έχουν καθορισμένη σύσταση. Για παράδειγμα, 18g νερού αποτελούνται πάντα από 2g υδρογόνου και 16g οξυγόνου, ανεξάρτητα από τον τρόπο παρασκευής και την προέλευση του νερού.

Κατ' αναλογία με τα χημικά στοιχεία, οι χημικές ενώσεις σημειώνονται με τους **χημικούς τύπους**. Στον πίνακα 1.2 αναφέρονται γνωστές χημικές ενώσεις με τους χημικούς τους τύπους, καθώς και «καθημερινές» (εμπειρικές) ονομασίες για μερικές από αυτές.

Πίνακας 1.1
Χημικά στοιχεία και τα χημικά τους σύμβολα

Στοιχείο	Σύμβολο	Στοιχείο	Σύμβολο	Στοιχείο	Σύμβολο
Άζωτο	N	Ιώδιο	I	Ουράνιο	U
Άνθρακας	C	Κάλιο	K	Πυρίτιο	Si
Αργίλιο	Al	Κασσίτερος	Sn	Σίδηρος	Fe
Αργό	Ar	Κοβάλτιο	Co	Υδράργυρος	Hg
Άργυρος	Ag	Λευκόχρυσος	Pt	Υδρογόνο	H
Ασβέστιο	Ca	Λίθιο	Li	Φθόριο	F
Βάριο	Ba	Μαγγάνιο	Mn	Φωσφόρος	P
Βολφράμιο	W	Μαγνήσιο	Mg	Χαλκός	Cu
Βόριο	B	Μόλυβδος	Pb	Χλώριο	Cl
Βρώμιο	Br	Νάτριο	Na	Χρυσός	Au
Ήλιο	He	Νικέλιο	Ni	Χρόμιο	Cr
Θείο	S	Οξυγόνο	O	Ψευδάργυρος	Zn

Πίνακας 1.2
Μερικές χημικές ενώσεις

Χημικός Τύπος	Χημική Ονομασία	Εμπειρική Ονομασία	Χημικός Τύπος	Χημική Ονομασία	Εμπειρική Ονομασία
NaCl	Χλωριούχο νάτριο	Αλάτι	CaCO ₃	Ανθρακικό ασβέστιο	Κιμωλία
H ₂ O	Νερό	Νερό	Fe ₂ O ₃	Οξείδιο του σιδήρου III	Αιματίτης
CaO	Οξείδιο του ασβεστίου	Ασβέστης	HNO ₃	Νιτρικό οξύ	Ακουαφόρτε
H ₂ SO ₄	Θεικό οξύ	Βιτριόλι	H ₂ O ₂	Υπεροξείδιο του υδρογόνου	Οξυζενέ

1.3 Μάζα - Βάρος - Όγκος

Η μάζα αποτελεί το μέτρο της αδράνειας ενός σώματος. Αδράνεια ονομάζεται η ιδιότητα της ύλης να αντιστέκεται σε κάθε αίτιο που προσπαθεί να μεταβάλλει την κινήτικη της κατάσταση.

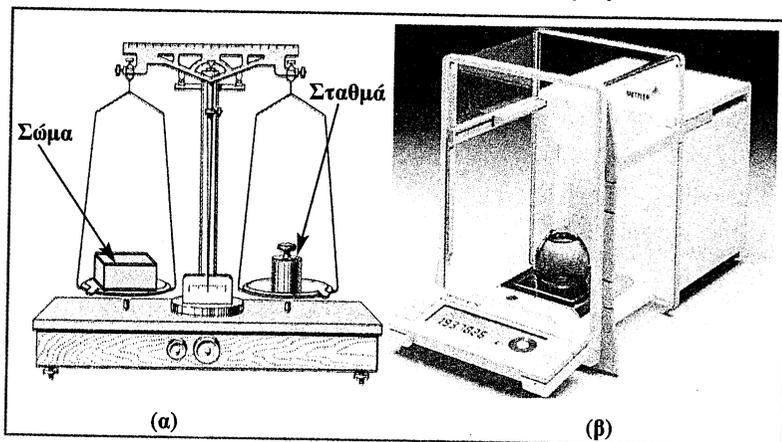
$$1\text{kg} = 1000\text{g}$$

Η μάζα και το βάρος είναι δύο διαφορετικά μεγέθη. Παρόλα αυτά, στην πράξη, δε γίνεται συνήθως διάκριση μεταξύ τους. Αυτό συμβαίνει, επειδή στον ίδιο τόπο σώματα με ίση μάζα έχουν και ίσο βάρος. Έτσι, συγκρίνοντας τα βάρη δύο σωμάτων, συγκρίνονται έμμεσα και οι μάζες τους.

Μάζα (m) ενός σώματος ορίζεται η ποσότητα της ύλης που έχει αυτό το σώμα.

Η μάζα των σωμάτων προσδιορίζεται με τη βοήθεια των ζυγών (σχήμα 1.3). Η μονάδα μέτρησης της μάζας στο Διεθνές Σύστημα (SI) είναι το χιλιόγραμμα (kg). Χρησιμοποιείται, επίσης, και το γραμμάριο (g).

Βάρος (B) ενός σώματος είναι η ελκτική δύναμη που ασκείται στο σώμα από τη Γη.



Σχήμα 1.3: α) Παλαιού τύπου ζυγός. Στον αριστερό δίσκο είναι τοποθετημένο το σώμα του οποίου μετράται η μάζα, ενώ στο δεξί δίσκο τοποθετούνται «σταθμά» γνωστής μάζας. Αν τα βάρη των σωμάτων στους δίσκους είναι ίδια, θα είναι ίδιες και οι μάζες τους. β) Αναλυτικός ηλεκτρονικός ζυγός, ακριβείας 0,0001 g.

Το βάρος εξαρτάται από τη μάζα του σώματος και από την απόστασή του από το κέντρο της Γης. Η μονάδα μέτρησης του βάρους στο SI είναι το Newton (N).

Το βάρος ενός σώματος είναι μεγαλύτερο στους πόλους σε σύγκριση με τον Ισημερινό, λόγω του σχήματος της Γης. Επίσης, είναι μεγαλύτερο στο επίπεδο της θάλασσας απ' ό,τι στην κορυφή ενός βουνού. Αντίθετα, η μάζα του σώματος είναι πάντα σταθερή.

Όγκος (V) ενός σώματος είναι ο χώρος που αυτό καταλαμβάνει.

Η μονάδα μέτρησης του όγκου στο SI είναι το κυβικό μέτρο (m^3). Άλλες μονάδες όγκου, που χρησιμοποιούνται συχνά, είναι το λίτρο (L) και το χιλιοστόλιτρο (mL).

$$1\text{m}^3 = 1000\text{L}$$

$$1\text{L} = 1\text{dm}^3 = 1000\text{mL}$$

$$1\text{mL} = 1\text{cm}^3$$

1.4 Πυκνότητα

Πυκνότητα (ρ) ονομάζεται το πηλίκο της μάζας ενός σώματος προς τον όγκο τον οποίο καταλαμβάνει.

Η πυκνότητα ενός σώματος υπολογίζεται από τη σχέση:

$$\rho = \frac{m}{V}$$

Η μονάδα μέτρησης της πυκνότητας στο SI είναι το χιλιόγραμμα ανά κυβικό μέτρο (kg/m^3). Η μονάδα αυτή είναι εξαιρετικά μεγάλη για τις περισσότερες χημικές εφαρμογές. Έτσι, πιο συχνά χρησιμοποιούνται το γραμμάριο ανά κυβικό εκατοστό (g/cm^3) ή η ισοδύναμή της μονάδα, γραμμάριο ανά χιλιοστόλιτρο (g/mL). Χρησιμοποιείται, επίσης, και το γραμμάριο ανά λίτρο (g/L).

Στους 20°C , η μάζα 1cm^3 νερού είναι 1 g, ενώ ο ίδιος όγκος υδρογόνου έχει μάζα 13,6 g.

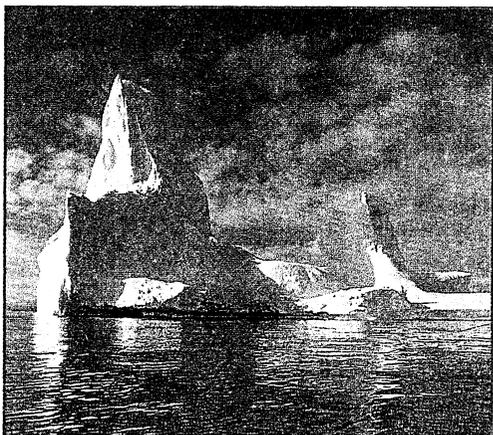
Όμοια, η μάζα 1cm^3 σιδήρου είναι 7,87 g, ενώ 1cm^3 αλουμινίου (αργιλίου) έχει μάζα 2,7 g (20°C).

Η μάζα και ο όγκος εξαρτώνται από την ποσότητα της ύλης που εξετάζεται. Αντίθετα, η πυκνότητα είναι ανεξάρτητη από την ποσότητα της ύλης. Κάθε καθαρή χημική ουσία, σε ορισμένες συνθήκες, έχει σταθερή πυκνότητα. Γι' αυτόν ακριβώς το λόγο, η πυκνότητα χρησιμοποιείται συχνά για τη διάκριση διάφορων καθαρών χημικών ουσιών.

1.5 Καταστάσεις της ύλης

Πρέπει να σημειωθεί ότι σε πολύ υψηλές θερμοκρασίες, η ύλη βρίσκεται με τη μορφή **πλάσματος**, το οποίο ονομάζεται και τέταρτη κατάσταση της ύλης.

Οι διάφορες ουσίες συναντώνται σε στερεή, υγρή ή αέρια μορφή. Αυτές οι τρεις μορφές ονομάζονται **καταστάσεις της ύλης**. Το νερό υπάρχει στο περιβάλλον και στις τρεις φυσικές καταστάσεις. Στην ατμόσφαιρα υπάρχουν υδρατμοί, δηλαδή, νερό σε αέρια κατάσταση. Το νερό των ποταμών, των λιμνών και της θάλασσας είναι υγρό, ενώ το χιόνι και ο πάγος είναι νερό σε στερεά κατάσταση (σχήμα 1.4).



Σχήμα 1.4: Οι φυσικές καταστάσεις του νερού πολλές φορές συνυπάρχουν.

Τα *αέρια* διακρίνονται από τα υγρά και τα στερεά με βάση κάποιες χαρακτηριστικές τους ιδιότητες:

- δεν έχουν συγκεκριμένο σχήμα,
- δεν έχουν ορισμένο όγκο, αλλά καταλαμβάνουν ολόκληρο τον όγκο του δοχείου στο οποίο τοποθετούνται. Εάν ασκηθεί πίεση στα αέρια, ο όγκος τους ελαττώνεται.

Τα υγρά παίρνουν το σχήμα του δοχείου στο οποίο τοποθετούνται, ενώ τα στερεά έχουν σταθερό σχήμα. Τα υγρά και τα στερεά είναι ελάχιστα συμπιεστά, σε αντίθεση με τα αέρια δηλαδή, έχουν πρακτικά σταθερό όγκο, ανεξάρτητα από την πίεση που ασκείται σε αυτά.

Γενικά, τα υγρά και τα στερεά έχουν μεγαλύτερη πυκνότητα από τα αέρια.

Τα υγρά και τα αέρια χαρακτηρίζονται από την ιδιότητά τους να ρέουν. Για το λόγο αυτό ονομάζονται και **ρευστά**.

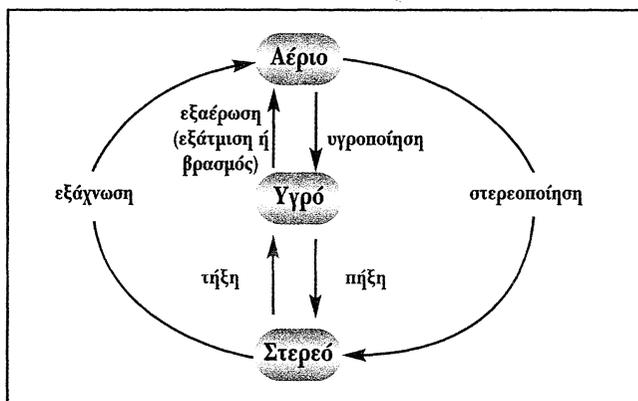
1.6 Μεταβολές των καταστάσεων της ύλης

Τα υγρά, όταν ψυχθούν, πήζουν και μεταπίπτουν στη στερεά κατάσταση. Αντίθετα, όταν θερμανθούν, εξαερώνονται (με εξάτμιση ή βρασμό) και μεταπίπτουν στην αέρια κατάσταση.

Κατά τρόπο ανάλογο, όταν τα στερεά θερμανθούν τείνουν να λιώσουν και να μεταπέσουν στην υγρή κατάσταση. Τα αέρια όταν ψυχθούν τείνουν να υγροποιηθούν και να μεταπέσουν στην υγρή κατάσταση. Στο σχήμα 1.5 περιγράφονται οι δυνατές αλλαγές καταστάσεων και οι όροι που χρησιμοποιούνται για να τις περιγράψουν.

Ένα υγρό μπορεί να σχηματιστεί είτε με **τήξη** ενός στερεού είτε με **υγροποίηση** ενός αερίου. Η αντίστροφη διαδικασία της τήξης, δηλαδή η μετατροπή ενός υγρού σε στερεό ονομάζεται **πήξη**.

Η εξάτμιση των υγρών είναι ένα φαινόμενο που συναντάται πολύ συχνά στην καθημερινή ζωή. Όταν για παράδειγμα χυθεί βενζίνη, αυτή εξατμίζεται και μεταπίπτει στην αέρια κατάσταση. Το ίδιο συμβαίνει και με το νερό: μετά από μια καλοκαιρινή μπόρα, οι βρεγμένοι δρόμοι στεγνώνουν γρήγορα, γιατί το νερό εξατμίζεται.



Σχήμα 1.5: Οι δυνατές αλλαγές καταστάσεων.

Η μετατροπή των στερεών σε αέρια, χωρίς προηγουμένως να μεταπέσουν στην υγρή κατάσταση, ονομάζεται **εξάχνωση**. Χαρακτηριστικό είναι το παράδειγμα της ναφθαλίνης ή της καμφοράς, δύο ουσιών οι οποίες εξαχνώνονται και προστατεύουν από το σκόρο τα μάλλινα ρούχα.

☛ Μια ουσία, η οποία, σε συνήθεις συνθήκες, βρίσκεται φυσιολογικά στην αέρια κατάσταση, χαρακτηρίζεται ως αέριο. Ο όρος *ατμός* χρησιμοποιείται για να περιγράψει την αέρια κατάσταση μιας ουσίας, η οποία σε συνήθεις συνθήκες βρίσκεται φυσιολογικά στη στερεά ή υγρή κατάσταση. Έτσι, στους 25°C και 1 atm, χρησιμοποιούνται οι όροι *αέριο οξυγόνο* και *ατμοί νερού* (υδρατμοί).

1.7 Σημείο βρασμού Σημείο τήξης - πήξης

Όταν η θερμοκρασία των υγρών αυξηθεί μέχρι μιας ορισμένης τιμής, χαρακτηριστικής για κάθε υγρό, εκδηλώνεται το φαινόμενο του **βρασμού**. Κατά το βρασμό, σχηματίζονται φυσαλίδες αερίου σε όλη την έκταση του υγρού, ενώ η θερμοκρασία του παραμένει σταθερή.

Το **σημείο βρασμού** μιας ουσίας είναι η θερμοκρασία στην οποία εκδηλώνεται το φαινόμενο του βρασμού.

Το σημείο βρασμού εξαρτάται από τη φύση της ουσίας και την εξωτερική πίεση. Με αύξηση της εξωτερικής πίεσης αυξάνεται και το σημείο βρασμού. Στην περίπτωση που η εξωτερική πίεση είναι ίση με 1 atm, χρησιμοποιείται ο όρος **κανονικό σημείο βρασμού**.

Κατά τη διάρκεια της τήξης μιας ουσίας η θερμοκρασία παραμένει σταθερή. **Σημείο τήξης** μιας στερεάς ουσίας ονομάζεται η θερμοκρασία στην οποία εκδηλώνεται το φαινόμενο της τήξης.

Κατά τρόπο ανάλογο, **σημείο πήξης** ενός υγρού ονομάζεται η θερμοκρασία στην οποία το υγρό μετατρέπεται σε στερεό. Η τήξη και η πήξη μιας ουσίας πραγματοποιούνται στην ίδια θερμοκρασία.

Τα σημεία πήξης και τήξης των διάφορων ουσιών παραμένουν πρακτικά ανεπηρέαστα από τις μεταβολές της ατμοσφαιρικής πίεσης.

Το σημείο βρασμού και το σημείο τήξης είναι χαρακτηριστικά για κάθε ουσία. Για το λόγο αυτό χρησιμοποιούνται για την αναγνώριση και τον έλεγχο της καθαρότητας των χημικών ουσιών.

Το νερό βράζει σε χαμηλότερη θερμοκρασία στην κορυφή ενός βουνού σε σχέση με το επίπεδο της θάλασσας. Για παράδειγμα στο Everest, το υψηλότερο βουνό του κόσμου, το νερό βράζει στους 70°C. Αυτό συμβαίνει, διότι η εξωτερική πίεση στην κορυφή του βουνού είναι μικρότερη σε σχέση με την πίεση στην επιφάνεια της θάλασσας.

Η *χύτρα ταχύτητας* είναι ένα σφραγισμένο δοχείο, το οποίο δεν επιτρέπει στους ατμούς να διαφεύγουν, παρά μόνο όταν η πίεση στο δοχείο υπερβεί μια ορισμένη τιμή. Η πίεση μέσα στη χύτρα είναι το άθροισμα της ατμοσφαιρικής πίεσης και της πίεσης που οφείλεται στους ατμούς.

Έτσι, το νερό βράζει σε θερμοκρασία μεγαλύτερη των 100°C και το φαγητό μαγειρεύεται πιο γρήγορα.

Πίνακας 1.3

Σημεία βρασμού και τήξης μερικών γνωστών χημικών ουσιών
(σε ατμοσφαιρική πίεση)

Χημική ουσία	Σημείο τήξης (°C)	Σημείο βρασμού (°C)
Αιθανόλη ή οινόπνευμα (C ₂ H ₅ OH)	-114,6	78,5
Βενζόλιο (C ₆ H ₆)	5,5	80,2
Νερό (H ₂ O)	0	100
Οξυγόνο (O ₂)	-218	-183
Υδράργυρος (Hg)	-38,9	357
Υδρογόνο (H ₂)	-259	-253
Χλωριούχο νάτριο (NaCl)	801	1465

1.8 Φυσικά και χημικά φαινόμενα

Η ύλη μπορεί να υποστεί διάφορες μεταβολές, οι οποίες διακρίνονται σε φυσικές και χημικές.

Μεταβολές οι οποίες δε συνοδεύονται από σχηματισμό νέων ουσιών ονομάζονται **φυσικά φαινόμενα**.

Χαρακτηριστικά παραδείγματα φυσικών φαινομένων είναι η κίνηση των σωμάτων και οι αλλαγές φυσικής κατάστασης των διάφορων ουσιών, όπως η τήξη του σιδήρου και ο σχηματισμός πάγου κατά την ψύξη του νερού.

Μεταβολές οι οποίες συνοδεύονται από το σχηματισμό νέων ουσιών ονομάζονται **χημικά φαινόμενα** (σχήμα 1.6).

Όταν αφηθεί ένα σιδερένιο καρφί στη βροχή, εκδηλώνεται ένα χημικό φαινόμενο κατά το οποίο ο σίδηρος σκουριάζει. Ο σίδηρος ενώνεται με το οξυγόνο της ατμόσφαιρας και σταδιακά μετατρέπεται σε μία νέα ουσία, το οξείδιο του σιδήρου (σκουριά). Άλλα παραδείγματα χημικών φαινομένων είναι η καύση του ξύλου, το ξίνισμα του γάλακτος, η αποσύνθεση των τροφίμων, η έκρηξη του δυναμίτη και το ψήσιμο του ψωμιού.



Σχήμα 1.6: Η καύση είναι ένα χημικό φαινόμενο.

1.9 Νόμοι της χημείας

Ο Γάλλος χημικός A. Lavoisier (Λαβουαζιέ) απέδειξε πειραματικά, το 1774, ότι το άθροισμα των μαζών των σωμάτων που συμμετέχουν σε ένα χημικό φαινόμενο παραμένει σταθερό πριν και μετά την εκδήλωση του χημικού φαινομένου.

Αυτή η παρατήρηση αποτέλεσε τη βάση για τη διατύπωση του **νόμου της αφθαρσίας της ύλης ή διατήρησης της μάζας**:

Η μάζα ούτε δημιουργείται ούτε καταστρέφεται κατά τη διάρκεια ενός χημικού φαινομένου.

Τα αποτελέσματα του Lavoisier υπήρξαν η αφετηρία για τη διεξαγωγή πολλών πειραμάτων σχετικά με τα ποσοτικά αποτελέσματα των χημικών φαινομένων. Οι παρατηρήσεις αυτές οδήγησαν στη διατύπωση, από τον J. L. Proust (Πroust), το 1799, του **νόμου των σταθερών λόγων**:

Ο λόγος των μαζών, με τις οποίες δύο ή περισσότερα στοιχεία ενώνονται για να σχηματίσουν μία χημική ένωση, είναι πάντοτε σταθερός.

Σύμφωνα δηλαδή, με το νόμο του Proust, στο διοξείδιο του άνθρακα (CO₂) ο λόγος των μαζών του άνθρακα (C) και του οξυγόνου (O) έχει την ίδια πάντα τιμή, ανεξάρτητα από την πηγή από όπου προέρχεται ή από τον τρόπο με τον οποίο παρασκευάστηκε.

1.10 Νόμοι των αερίων

Η συστηματική μελέτη των αερίων οδήγησε στη διαπίστωση ότι όλες οι ουσίες στην αέρια κατάσταση συμπεριφέρονται κατά τον ίδιο, περίπου, τρόπο όταν μεταβάλλεται η πίεση, ο όγκος ή η θερμοκρασία τους.

Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794).

Γάλλος χημικός. Ασχολήθηκε με το φαινόμενο της καύσης και αναγνώρισε τη σπουδαιότητα της ακρίβειας στις ποσοτικές μετρήσεις. Όρισε το σκοπό της χημείας ως εξής: «*Η χημεία πειραματιζόμενη με τα διάφορα σώματα της φύσης έχει σκοπό να τα διασπάσει, έτσι ώστε να είναι σε θέση να εξετάσει ξεχωριστά τις διαφορετικές ουσίες που συμμετέχουν στη σύνθεσή τους*». Στοιχειώδης Πραγματεία της Χημείας (Traité élémentaire de chimie 1789)

Joseph Louis Proust (1754-1826). Γάλλος χημικός. Ήταν ο πρώτος που πέτυχε να απομονώσει ζάχαρη από σταφύλια.

Το πρώτο αέριο που μελετήθηκε συστηματικά ήταν ο ατμοσφαιρικός αέρας και μάλιστα πολύ πριν γίνει γνωστό ότι πρόκειται για μίγμα διάφορων χημικών στοιχείων και ενώσεων.

Η κατάσταση ενός αερίου μπορεί να περιγραφεί με βάση τις ακόλουθες παραμέτρους:

- τη μάζα (m),
- τον όγκο (V),
- την πίεση (P) και
- τη θερμοκρασία (T).

Κάθε συνδυασμός τιμών των παραμέτρων αυτών καθορίζει μια συγκεκριμένη κατάσταση ισορροπίας ενός αερίου. Η κατάσταση ισορροπίας μπορεί να μεταβληθεί όταν μεταβάλλονται δύο ή περισσότερες από αυτές τις παραμέτρους.

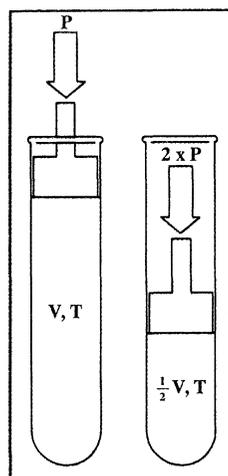
Η μελέτη της συμπεριφοράς μιας ορισμένης μάζας του αερίου πραγματοποιείται, συνήθως, διατηρώντας σταθερή μία από τις παραπάνω παραμέτρους, ενώ οι υπόλοιπες μεταβάλλονται.

Οι μεταβολές, οι οποίες πραγματοποιούνται διατηρώντας σταθερή τη θερμοκρασία, ονομάζονται **ισόθερμες**. Οι μεταβολές, οι οποίες πραγματοποιούνται υπό σταθερή πίεση, ονομάζονται **ισοβαρείς** και οι μεταβολές, που πραγματοποιούνται υπό σταθερό όγκο, ονομάζονται **ισόχωρες**.

Με τον τρόπο αυτό προκύπτουν μαθηματικές σχέσεις μεταξύ των παραπάνω παραμέτρων, οι οποίες είναι γνωστές ως **νόμοι των αερίων**.

1.10.1 Νόμος του Boyle (Ισόθερμη μεταβολή)

Ο R. Boyle (Μπόιλ) παρατήρησε καταρχήν ότι, όταν διπλασιαστεί η πίεση που ασκείται σε ορισμένη μάζα ενός αερίου, υπό σταθερή θερμοκρασία, ο όγκος του υποδιπλασιάζεται (σχήμα 1.7). Επαναλαμβάνοντας τα πειράματά του με διαφορετικά αέρια και διάφορες πιέσεις, διατύπωσε τον ακόλουθο νόμο, ο οποίος ισχύει για όλα τα συνηθισμένα αέρια και είναι γνωστός ως **νόμος του Boyle**:



Σχήμα 1.7: Πειραματική επαλήθευση του νόμου του Boyle. Ο δοκιμαστικός σωλήνας περιέχει ορισμένη μάζα αερίου, ο όγκος της οποίας μεταβάλλεται αντιστρόφως ανάλογα με την εξωτερική πίεση.

Το γινόμενο της πίεσης επί τον όγκο μιας ορισμένης μάζας αερίου είναι σταθερό, όταν η θερμοκρασία παραμένει σταθερή.

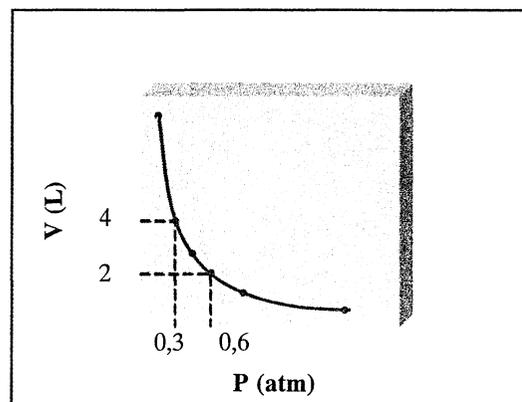
$$P \cdot V = \text{σταθερό} \quad (T, m \text{ σταθερά})$$

Δηλαδή, ο όγκος που καταλαμβάνει μια ορισμένη μάζα αερίου είναι αντιστρόφως ανάλογος της πίεσης, όταν η θερμοκρασία παραμένει σταθερή:

$$V \propto \frac{1}{P}$$

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

Το διάγραμμα του σχήματος 1.8 δείχνει τη μεταβολή του όγκου μιας ορισμένης μάζας αερίου σε συνάρτηση με την πίεση, όταν η θερμοκρασία παραμένει σταθερή.



Σχήμα 1.8: Γραφική παράσταση της μεταβολής του όγκου ενός αερίου σε συνάρτηση με την πίεσή του, υπό σταθερή θερμοκρασία.

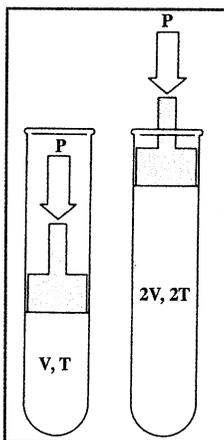
Όταν η θερμοκρασία παραμένει σταθερή, δύο διαφορετικές καταστάσεις ισορροπίας ορισμένης μάζας ενός αερίου συνδέονται με την ακόλουθη μαθηματική διατύπωση του νόμου του Boyle:

όπου: P_1, V_1 και P_2, V_2 η πίεση και ο όγκος του αερίου στις δύο διαφορετικές καταστάσεις ισορροπίας.

Το απόλυτο μηδέν αντιπροσωπεύει το σημείο μηδέν της κλίμακας του Kelvin (κλίμακα απόλυτων θερμοκρασιών). Η σχέση μεταξύ των κλιμάκων Kelvin και Celsius είναι η εξής:

$$T(K) = \theta(^{\circ}C) + 273,15$$

Για την απλοποίηση των υπολογισμών, αντί για το 273,15 προστίθεται ο αριθμός 273.



Σχήμα 1.9: Πειραματική επαλήθευση του νόμου του Charles. Ο δοκιμαστικός σωλήνας περιέχει ορισμένη μάζα αερίου, ο όγκος της οποίας μεταβάλλεται ανάλογα με την απόλυτη θερμοκρασία.

1.10.2 Νόμος του Charles (Ισοβαρής μεταβολή)

Ο J. A. Charles (Σαρλ), μελέτησε τη μεταβολή του όγκου των αερίων σε συνάρτηση με τη θερμοκρασία, όταν η πίεση παραμένει σταθερή.

Ο Charles διαπίστωσε ότι αύξηση της θερμοκρασίας του αερίου κατά $1^{\circ}C$ προκαλεί αύξηση του όγκου του κατά $\frac{1}{273} \cdot V_0$, όπου V_0 ο όγκος που καταλαμβάνει η συγκεκριμένη μάζα του αερίου στους $0^{\circ}C$.

Αντίθετα, όταν το αέριο ψύχεται κατά $1^{\circ}C$, ο όγκος του μειώνεται κατά $\frac{1}{273} \cdot V_0$.

Επομένως, ο όγκος των αερίων πρέπει να μηδενίζεται στους $-273^{\circ}C$. Η θερμοκρασία των $-273^{\circ}C$ (για ακρίβεια $-273,15^{\circ}C$) ονομάζεται *απόλυτο μηδέν* και θεωρείται η ελάχιστη θερμοκρασία που μπορεί να επιτευχθεί.

Το 1787 ο Charles διατύπωσε τον ακόλουθο νόμο, ο οποίος είναι γνωστός ως νόμος του Charles:

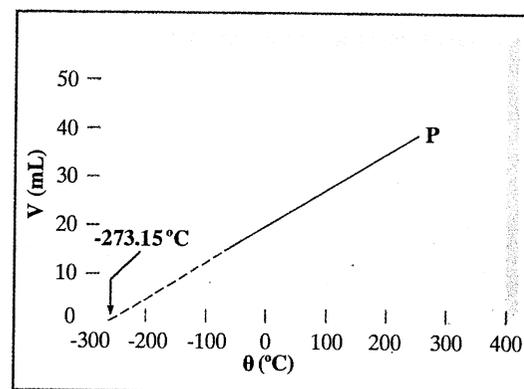
Ο όγκος μιας ορισμένης μάζας αερίου είναι ανάλογος της απόλυτης θερμοκρασίας του, όταν η πίεση παραμένει σταθερή.

$$V \propto T$$

ή

$$\frac{V}{T} = \text{σταθερό} \quad (m, P \text{ σταθερά})$$

Το διάγραμμα του σχήματος 1.10 δείχνει τη μεταβολή του όγκου μιας ορισμένης μάζας αερίου σε συνάρτηση με τη θερμοκρασία, όταν η πίεση παραμένει σταθερή.



Σχήμα 1.10: Γραφική παράσταση της μεταβολής του όγκου ενός αερίου σε συνάρτηση με τη θερμοκρασία του, υπό σταθερή πίεση.

1.10.3 Νόμος του Gay - Lussac (Ισόχωρη μεταβολή)

Ο J. Gay-Lussac (Γκέι-Λουσσάκ), σύγχρονος του Charles, παρατήρησε πρώτος ότι η πίεση ορισμένης μάζας αερίου είναι ανάλογη της απόλυτης θερμοκρασίας του, όταν ο όγκος του διατηρείται σταθερός. Η πρόταση αυτή είναι γνωστή ως **νόμος του Gay-Lussac** και μαθηματικά διατυπώνεται ως εξής:

$$P \propto T$$

ή

$$\frac{P}{T} = \text{σταθερό} \quad (m, V \text{ σταθερά})$$

1.10.4 Συνδυασμένος νόμος των αερίων

Οι μαθηματικές σχέσεις που προέκυψαν από τους νόμους των Boyle, Charles και Gay - Lussac

Δύο διαφορετικές καταστάσεις ισορροπίας ορισμένης μάζας ενός αερίου συνδέονται με τις ακόλουθες μαθηματικές διατυπώσεις των νόμων των Charles και Gay - Lussac, για σταθερή πίεση και όγκο αντίστοιχα:

Νόμος Charles:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Νόμος Gay - Lussac:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

όπου: P_1, V_1 η πίεση και ο όγκος του αερίου σε θερμοκρασία T_1 και P_2, V_2 η πίεση και ο όγκος του αερίου σε θερμοκρασία T_2 .

μπορούν να συγχωνευθούν στην παρακάτω σχέση, η οποία είναι γνωστή ως συνδυασμένος νόμος των αερίων:

$$\frac{P \cdot V}{T} = \text{σταθερό} \quad (m \text{ σταθερό})$$

Όπως οι επιμέρους νόμοι, έτσι και ο συνδυασμένος ισχύει *μόνο όταν* η μάζα του αερίου παραμένει σταθερή.

Επειδή ο όγκος μιας ορισμένης μάζας αερίου μεταβάλλεται τόσο με την πίεση, όσο και με τη θερμοκρασία, δεν είναι αρκετό να αναφέρεται μόνο η τιμή του, αλλά και οι συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας υπό τις οποίες μετρήθηκε.

Για να είναι συγκρίσιμοι οι όγκοι των αερίων, ανάγονται, συνήθως, στις **πρότυπες συνθήκες θερμοκρασίας και πίεσης (STP)**, οι οποίες καθορίστηκαν ως εξής:

0°C (273,15K) και 1 atm (760 mm Hg).

ΑΝΑΚΕΦΑΛΑΙΩΣΗ

Η ύλη μπορεί να ταξινομηθεί σε δύο κατηγορίες: τις καθαρές ουσίες και τα μίγματα.

Τα μίγματα διακρίνονται σε ομογενή (ή διαλύματα) και σε ετερογενή, ενώ οι καθαρές ουσίες διακρίνονται σε χημικά στοιχεία και χημικές ενώσεις. Τα χημικά στοιχεία σημειώνονται με χημικά σύμβολα, ενώ οι χημικές ενώσεις με χημικούς τύπους.

Μάζα (m) ενός σώματος ορίζεται η ποσότητα της ύλης που έχει το σώμα.

Βάρος (B) ενός σώματος είναι η ελκτική δύναμη που ασκείται στο σώμα από τη Γη και εξαρτάται από τη μάζα του. Η μάζα ενός σώματος παραμένει σταθερή, ενώ το βάρος του μεταβάλλεται.

Όγκος (V) ενός σώματος είναι ο χώρος που αυτό καταλαμβάνει.

Πυκνότητα (ρ) ονομάζεται το πηλίκο της μάζας ενός σώματος προς τον όγκο τον οποίο καταλαμβάνει. Η πυκνότητα είναι ανεξάρτητη από την ποσότητα της ύλης που εξετάζεται.

Οι διάφορες ουσίες συναντώνται σε στερεή, υγρή ή αέρια μορφή, οι οποίες ονομάζονται καταστάσεις της ύλης.

Η ύλη μπορεί να υποστεί διάφορες μεταβολές. Αν οι μεταβολές δε συνοδεύονται από σχηματισμό νέων ουσιών, ονομάζονται φυσικά φαινόμενα, ενώ αν σχηματίζονται νέες ουσίες ονομάζονται χημικά φαινόμενα.

Η κατάσταση ισορροπίας ενός αερίου μπορεί να περιγραφεί με βάση τη μάζα, τον όγκο, την πίεση και τη θερμοκρασία του. Οι νόμοι των αερίων περιγράφουν μεταβολές των καταστάσεων ισορροπίας.

Οι πρότυπες συνθήκες θερμοκρασίας και πίεσης (STP) ορίζονται ως 0°C (273,15K) και 1 atm (760 mm Hg).

ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ - ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Να δοθούν οι ορισμοί των λέξεων: α) μάζα, β) βάρος, γ) πυκνότητα, δ) καθαρή ουσία και ε) μίγμα.
2. Να γίνει η αντιστοίχιση των σωμάτων της στήλης (I) με την κατηγορία σωμάτων της στήλης (II):

(I)	(II)
απόσταγμένο νερό	
θαλασσινό νερό	ετερογενές μίγμα
ράβδος χρυσού	διάλυμα
λάσπη	χημική ένωση
ατμοσφαιρικός αέρας	στοιχείο
βενζίνη	
ψαρόσουπα	

3. Να συμπληρωθούν τα κενά στον ακόλουθο πίνακα:

Χημικό στοιχείο	Αργυρος		Νάτριο				Χλώριο	Χρώμιο
Χημικό σύμβολο		He		Ca	Ni	Fe		

4. Να γίνει η αντιστοίχιση των μονάδων μέτρησης της στήλης (I) με το μέγεθος που αυτή μετράει στη στήλη (II):

(I)	(II)
1 N	
1 mL	μάζα
1 kg	βάρος
1 kg/m ³	όγκος
1 dm ³	πυκνότητα
1 L	
1 g/L	

5. α) Το νερό έχει πυκνότητα 1 g/mL στους 20°C. Ποια είναι η μάζα του νερού που περιέχεται σε ένα μπουκάλι νερό 1,5 L, στους 20°C;
- β) Η πυκνότητα του ατμοσφαιρικού αέρα σε συνθήκες πίεσης 1 atm και θερμοκρασίας 25°C είναι 1,19 g/L. Πόση μάζα αέρα (σε kg) περιέχεται σε ένα δωμάτιο διαστάσεων 5 m x 5 m x 4 m;
6. Πυκνόμετρο είναι ένα γυάλινο δοχείο που μπορεί να γεμίζει πάντα με τον ίδιο ακριβώς όγκο υγρού και χρησιμοποιείται για τη μέτρηση της πυκνότητας των υγρών. Ένα πυκνόμετρο, όταν είναι άδειο ζυγίζει 25,3 g. Γεμάτο με νερό στους 20°C, ζυγίζει 35,3 g. Το πυκνόμετρο γεμίζει με ένα άγνωστο υγρό και βρίσκεται ότι ζυγίζει 33,8 g, στους 20°C.
- α) Ποιος είναι ο όγκος του πυκνόμετρου σε mL;
- β) Ποια είναι η πυκνότητα του άγνωστου υγρού σε g/mL, στους 20°C;
- Η πυκνότητα του νερού στους 20°C είναι 1 g/mL.

7. Να γίνει η αντιστοίχιση των παρατηρήσεων της στήλης (I) με το φαινόμενο της στήλης (II):

(I)	(II)
• Το χειμώνα, που ξαναφοριούνται τα μάλλινα ρούχα, η ναφθαλίνη που είχε τοποθετηθεί σε αυτά δεν υπάρχει.	τήξη
• Το καλοκαίρι, στην επιφάνεια των βράχων που βρέχονται από τη θάλασσα σχηματίζεται ένα στρώμα αλατιού.	πήξη
• Τα κρύα πρωινά του χειμώνα τα τζάμια του αυτοκινήτου θαμπώνουν.	υγροποίηση
• Το χειμώνα στις βόρειες χώρες το νερό στις περισσότερες λίμνες των πάρκων είναι παγωμένο.	εξάτμιση
• Όταν προστεθεί ένα παγάκι σε ένα ποτήρι νερό, μετά από λίγο «εξαφανίζεται».	εξάχνωση
• Αν αφεθεί στο αναμμένο μάτι της κουζίνας ένα μπράκι με νερό, μετά από λίγο ελευθερώνονται φυσαλίδες σε όλη την έκταση του υγρού.	βρασμός

8. Τρία δοχεία Α, Β και Γ περιέχουν νερό που βράζει και βρίσκονται αντίστοιχα σε μια παραλιακή πόλη, στην κορυφή του Έβερεστ και στην κορυφή του Ολύμπου. Να επιλεγεί η σχέση που συνδέει τις θερμοκρασίες θ_A , θ_B και θ_Γ του νερού στο καθένα από τα τρία δοχεία, αντίστοιχα:

α. $\theta_A < \theta_B < \theta_\Gamma$ γ. $\theta_B < \theta_\Gamma < \theta_A$

β. $\theta_A = \theta_B = \theta_\Gamma$ δ. $\theta_B > \theta_\Gamma > \theta_A$

9. Μία σιδερένια βέργα λιώνει, σκουριάζει ή λυγίζει. Ένα κομμάτι καμφοράς θρυμματίζεται ή εξαχνώνεται. Ένα ξύλινο σανίδι πριονίζεται, καίγεται ή σαπίζει. Ποιες από τις παραπάνω μεταβολές είναι φυσικά και ποιες χημικά φαινόμενα; Να δικαιολογηθεί η απάντηση.

10. Σε δοχείο σταθερού όγκου περιέχεται ορισμένη ποσότητα ενός αερίου σε ορισμένες συνθήκες θερμοκρασίας και πίεσης. Αν αυξηθεί η θερμοκρασία του αερίου, η πίεσή του:

α. δε θα μεταβληθεί

β. θα αυξηθεί ή θα ελαττωθεί ανάλογα με το είδος του αερίου

γ. θα αυξηθεί

δ. θα ελαττωθεί.

Να επιλεγεί η σωστή απάντηση.

11. α) Το φυσικό αέριο (μεθάνιο) καίγεται παρουσία οξυγόνου και σχηματίζεται νερό και διοξείδιο του άνθρακα. Βρέθηκε πειραματικά ότι 4 g φυσικού αερίου αντιδρούν με 16 g οξυγόνου και παράγονται 9 g νερού. Είναι αυτές οι πληροφορίες αρκετές για να υπολογιστεί η μάζα του διοξειδίου του άνθρακα που παράγεται; Αν ναι, ποια είναι αυτή;

β) Το κυκλοπροπάνιο, ένα ισχυρό αναισθητικό, είναι μια χημική ένωση που αποτελείται από άνθρακα και υδρογόνο ενωμένα με αναλογία: 1 g υδρογόνου προς 6 g άνθρακα. Εάν μία συγκεκριμένη ποσότητα κυκλοπροπανίου βρέθηκε ότι περιέχει 24 g υδρογόνου, πόσα g άνθρακα θα περιέχει;

12. α) Ένα μετεωρολογικό μπαλόνι γεμίζει με υδρογόνο και αποκτά όγκο 150 L σε πίεση 1 atm. Ποιος θα είναι ο όγκος του μπαλονιού όταν ανέλθει σε ύψος 2500 m, όπου η ατμοσφαιρική πίεση είναι 0,75 atm; Υποθέτουμε ότι η θερμοκρασία παραμένει σταθερή.

β) Ένα μπαλόνι γεμίζει με ήλιο και αποκτά όγκο 1,6 L σε πίεση 1 atm και θερμοκρασία 25°C. Ποιος θα είναι ο όγκος του μπαλονιού εάν αυτό ψυχθεί στους -196°C; Υποθέτουμε ότι η πίεση παραμένει σταθερή.

γ) Το ελαστικό ενός αυτοκινήτου έχει σταθερό όγκο και η πίεση του αέρα που περιέχει είναι 2,5 atm σε θερμοκρασία 20°C. Ποια θα είναι η πίεση του ελαστικού σε θερμοκρασία 40°C και -5°C;

13. Ένα αέριο καταλαμβάνει όγκο 10 L στους 25°C και σε πίεση 850 mm Hg. Ποιος θα είναι ο όγκος του αερίου σε STP;



ΚΕΦΑΛΑΙΟ

2

Ατομική Δομή της Ύλης

2

ΚΕΦΑΛΑΙΟ

Ατομική Δομή της Ύλης

2.1 Φιλοσοφικές απόψεις κατά την αρχαιότητα

Η υπόθεση της ασυνέχειας της ύλης, σύμφωνα με την οποία η ύλη παρότι εμφανίζεται μακροσκοπικά συνεχής αποτελείται από μεγάλο αριθμό μικρών σωματιδίων, δηλαδή είναι μικροσκοπικά ασυνεχής, είναι πολύ παλιά.

Ο Αναξαγόρας (περίπου 499-428 π.Χ.), ένας από τους τελευταίους φιλοσόφους της Ιωνικής σχολής, διατύπωσε την υπόθεση ότι η ύλη αποτελείται από άπειρο αριθμό μικροσκοπικών σωματιδίων, τα οποία ονόμασε *ομοιομερή*. Τα ομοιομερή ήταν «αδημιούργητα και άφθαρτα» και περιείχαν, σε εξαιρετικά μικρή κλίμακα, οτιδήποτε υπάρχει στον ορατό κόσμο.

Ο Εμπεδοκλής, σύγχρονος του Αναξαγόρα, υπέθεσε την ύπαρξη τεσσάρων διαφορετικών ειδών «ριζωμάτων» (νερό, αέρας, φωτιά, γη). Με τον Εμπεδοκλή εισάγεται η αντίληψη ότι όλα τα ορατά αντικείμενα που υπάρχουν στο κόσμο αποτελούνται από συνδυασμούς αυτών των ριζωμάτων. Η άποψη ότι η ύλη αποτελείται από τέσσερις

Ο Εμπεδοκλής ορίζοντας την ποσοτική σχέση των οστών, υπέθεσε ότι αυτά αποτελούνται από 8 μέρη γης, 2 μέρη νερού και 4 μέρη φωτιάς. Η αντίληψη αυτή μπορεί να θεωρηθεί αντίστοιχη του νόμου των σταθερών λόγων του Proust.

«έτεη άτομα και κενόν»

«ἀρχάς εἶναι τῶν ὄλων ἀτόμους και κενό, τὰ δ' ἄλλα πάντα νενομίσθαι»



Δημόκριτος (περίπου 460-370 π.Χ.). Αρχαῖος Ἑλληνας φιλόσοφος ἀπὸ τὰ Ἄβδηρα τῆς Θράκης.

μόνο βασικές οντότητες εμφανίζεται πολύ διαδεδομένη αργότερα στην αριστοτελική φιλοσοφία.

Η πρώτη διατύπωση μιας πραγματικής ατομικής θεωρίας, με τη σύγχρονη έννοια, συνδέεται με τις ιδέες που ανέπτυξε ο Λεύκιππος και ο μαθητής του Δημόκριτος.

Ο Δημόκριτος δίδαξε την ασυνέχεια της ύλης σε μικροσκοπικό επίπεδο και εισήγαγε την έννοια του *στοιχειώδους, ομοιόμορφου και ἀμνητου*, δηλαδή αδιαίρετου δομικού λίθου της ύλης, του *ατόμου*. Τα άτομα βρίσκονται, σύμφωνα με τη θεωρία του, σε συνεχή και τυχαία κίνηση μέσα στο κενό.

Η ατομική θεωρία του Δημόκριτου ήταν η πληρέστερη θεωρία για τη δομή της ύλης, που είχε αναπτυχθεί έως εκείνη την εποχή. Παρόλα αυτά, οι αντιλήψεις του Δημόκριτου παραμερίστηκαν σε μεγάλο βαθμό από τις θεωρίες του Πλάτωνα και του Αριστοτέλη, οι οποίες κυριάρχησαν για πολλά χρόνια στο δυτικό κόσμο. Μετά την κλασική περίοδο, τα άτομα επανεμφανίζονται στην Ευρώπη το 17^ο αιώνα.

2.2 Η ατομική θεωρία του Dalton

John Dalton (1766-1844). Άγγλος χημικός, μαθηματικός και φιλόσοφος. Πέρα από τις μελέτες του για την ατομική δομή, περιέγραψε λεπτομερώς την πάθηση της ακρωματοψίας από την οποία έπασχε. Για το λόγο αυτό, η ακρωματοψία ονομάζεται και «δαλτονισμός».

Στα πρώτα χρόνια του 19^{ου} αιώνα, τα διαρκώς συσσωρευόμενα πειραματικά δεδομένα οδήγησαν τον J. Dalton (Ντάλτον) στη διατύπωση μιας ποσοτικής ατομικής θεωρίας, η οποία αποτέλεσε την αρχή της σύγχρονης εποχής στη χημεία.

Οι υποθέσεις, στις οποίες ο Dalton στήριξε τη θεωρία του, συνοψίζονται στα εξής:

- *Η ύλη συνίσταται από εξαιρετικά μικρά και αδιαίρετα σωματίδια, τα άτομα. Όλα τα άτομα ενός στοιχείου είναι πανομοιότυπα, δηλαδή έχουν το ίδιο μέγεθος, την ίδια μάζα και χαρα-*

κτηρίζονται από τις ίδιες ιδιότητες. Τα άτομα ενός στοιχείου είναι διαφορετικά από τα άτομα όλων των άλλων στοιχείων.

Ο Dalton υπέθεσε αρχικά ότι τα άτομα όλων των ουσιών έχουν το ίδιο μέγεθος. Η υπόθεση αυτή δεν μπορούσε να ερμηνεύσει την πραγματική συμπεριφορά των αερίων. Έτσι, ο Dalton οδηγήθηκε στη σκέψη ότι υπάρχουν άτομα διάφορων μεγεθών.

- *Οι χημικές ενώσεις συντίθενται από άτομα δύο ή περισσότερων στοιχείων, τα οποία συνδυάζονται μεταξύ τους σε καθορισμένες, απλές αναλογίες. Ο λόγος δηλαδή, του αριθμού των ατόμων των στοιχείων ανά δύο, που συμμετέχουν στη χημική ένωση, είναι μικρός ακέραιος αριθμός ή κλάσμα μικρών ακέραιων αριθμών.*

Η υπόθεση αυτή αποτελεί ερμηνεία του νόμου των σταθερών λόγων του Proust, διότι, εφόσον τα στοιχεία ενώνονται με σταθερές αναλογίες ατόμων για να σχηματίσουν χημικές ενώσεις και τα άτομα του ίδιου στοιχείου έχουν την ίδια μάζα, οι αναλογίες των μαζών των στοιχείων θα είναι επίσης σταθερές.

- *Κατά τη διάρκεια των χημικών φαινομένων, τα άτομα απλά διαχωρίζονται και αναδιατάσσονται χωρίς να καταστρέφονται ή να δημιουργούνται νέα.*

Η υπόθεση αυτή ερμηνεύει το νόμο της αφθαρσίας της ύλης του Lavoisier.

Σήμερα είναι γνωστό ότι τα άτομα δεν είναι αδιαίρετα αλλά δομούνται από άλλα μικρότερα σωματίδια. Παρόλα αυτά, οι υποθέσεις του Dalton είναι, στην ουσία, ορθές.

Ο Dalton δεν επιχείρησε να περιγράψει τη δομή των ατόμων (στην πραγματικότητα δε γνώριζε πώς είναι ένα άτομο). Αντιλήφθηκε, όμως, ότι οι διαφορετικές ιδιότητες των στοιχείων μπορούν να ερμηνευθούν με την παραδοχή της διαφορετικότητας των ατόμων τους.

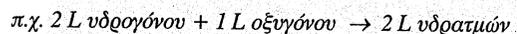
Ο Δημόκριτος, σε πλήρη συμφωνία με τις σύγχρονες αντιλήψεις, υποστήριξε: «Μηδέν τε ἐκ τοῦ μὴ ὄντος γίνεσθαι μηδὲ εἰς τὸ μὴ ὄν φθεῖρεσθαι» (ὡπως διασώζεται στο ἔργο «Βίοι Φιλοσόφων» του Διογένη του Λαέρτιου).

2.3 Ο νόμος των αερίων όγκων και η υπόθεση Avogadro. Το μόριο

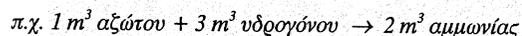
Το 1808 ο Gay-Lussac διατύπωσε το **νόμο των αερίων όγκων**, σύμφωνα με τον οποίο:

Σε σταθερή πίεση και θερμοκρασία, οι λόγοι των όγκων των αερίων, που αντιδρούν ή παράγονται σε μια χημική αντίδραση, είναι λόγοι απλών ακέραιων αριθμών.

Για παράδειγμα, κατά την αντίδραση σχηματισμού υδρατμών, 2 όγκοι υδρογόνου ενώνονται πάντα με 1 όγκο οξυγόνου και παράγονται 2 όγκοι υδρατμών.



Όμοια, κατά την αντίδραση σχηματισμού αμμωνίας, 1 όγκος αζώτου ενώνεται πάντα με 3 όγκους υδρογόνου και παράγονται 2 όγκοι αμμωνίας.



Λίγα χρόνια αργότερα, το 1811, ο A. Avogadro (Αβογκάντρο) διατύπωσε την παρακάτω υπόθεση, η οποία σήμερα είναι γνωστή ως **νόμος του Avogadro**:

Ίσοι όγκοι αερίων στις ίδιες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας περιέχουν τον ίδιο αριθμό μορίων.

Για τον Avogadro, «μόρια» ήταν τα «στοιχειώδη σωματίδια» από τα οποία αποτελούνταν τα αέρια. Για να ερμηνεύσει, όμως, το νόμο των αερίων όγκων του Gay-Lussac, ο Avogadro αποδέχτη-

Ο Avogadro, μετά τη διατύπωση της υπόθεσής του, προχώρησε στη διάκριση ανάμεσα σε αυτά που ονόμασε «ακέραια μόρια» (τα μόρια όπως εννοούνται σήμερα) και «στοιχειώδη μόρια» (τα άτομα).

κε ότι τα «μόρια» ορισμένων στοιχείων αποτελούνται από δύο ή περισσότερα άτομα.

☞ Σύμφωνα με το νόμο του Avogadro, δύο όγκοι υδρατμών πρέπει να περιέχουν διπλάσιο αριθμό μορίων από έναν όγκο οξυγόνου. Κατά την αντίδραση σχηματισμού των υδρατμών, από έναν όγκο οξυγόνου παράγονται δύο όγκοι υδρατμών. Επομένως, το μόριο του οξυγόνου πρέπει να περιέχει διπλάσιο αριθμό ατόμων οξυγόνου από ένα μόριο νερού. Αφού τα άτομα είναι αδιαίρετα, το μόριο του νερού περιέχει τουλάχιστον ένα άτομο οξυγόνου και κατά συνέπεια το μόριο του οξυγόνου περιέχει τουλάχιστον δύο άτομα. Σήμερα είναι γνωστό ότι το μόριο του οξυγόνου αποτελείται από δύο, ακριβώς, άτομα.

Από αντίστοιχες αντιδράσεις αποδεικνύεται ότι τα μόρια του υδρογόνου, του αζώτου, του χλωρίου και άλλων αερίων στοιχείων αποτελούνται, επίσης, από δύο άτομα.

Σύμφωνα με τις σημερινές αντιλήψεις:

Μόριο είναι μία ορισμένη και διακριτή, ηλεκτρικά ουδέτερη ομάδα από τουλάχιστον δύο άτομα, ενωμένα μεταξύ τους με ελκτικές δυνάμεις.

Ένα μόριο μπορεί να αποτελείται από άτομα του ίδιου στοιχείου, οπότε είναι **μόριο στοιχείου**, ή από άτομα διαφορετικών στοιχείων, οπότε είναι **μόριο χημικής ένωσης**.

2.4 Οι μεγάλες ανακαλύψεις στα τέλη του 19^{ου} αιώνα

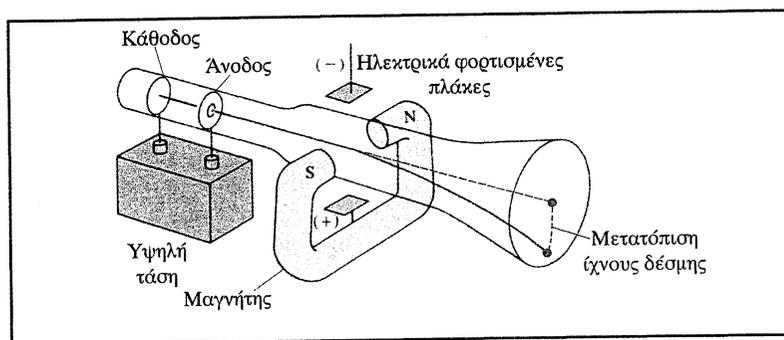
Το τέλος του 19^{ου} και οι αρχές του 20^{ου} αιώνα χαρακτηρίζονται από μια σειρά μεγάλων ανακαλύψεων στο χώρο των φυσικών επιστημών. Την ε-

ποχή αυτή ανακαλύπτονται οι καθοδικές ακτίνες, οι ακτίνες X, το ηλεκτρόνιο, το πρωτόνιο, το νετρόνιο και η ραδιενέργεια. Οι ανακαλύψεις αυτές οδήγησαν στο συμπέρασμα ότι τα άτομα αποτελούνται από μικρότερα σωματίδια (υποατομικά) και επέτρεψαν τη μελέτη της δομής της ύλης και τη διατύπωση θεωριών για τη δομή του ατόμου.

• Οι ακτίνες X ανακαλύφθηκαν το 1895 από τον W. Röntgen. Πρόκειται για διεισδυτική ηλεκτρομαγνητική ακτινοβολία, παρόμοια με το ορατό φως, αλλά με πολύ μικρότερο μήκος κύματος.

Ο W. Crookes απέδειξε ότι οι καθοδικές ακτίνες κινούνται σε ευθεία γραμμή και μπορούν να περιστρέψουν ένα μικρό ευαίσθητο μύλο, όταν προσπίπτουν στα περύγιά του. Συμπέρανε, επίσης, ότι οι καθοδικές ακτίνες είναι ροή ηλεκτρικά φορτισμένων σωματιδίων.

Ήδη, από τα μέσα του 19^{ου} αιώνα, είχε διαπιστωθεί ότι κατά τη διέλευση ηλεκτρικού ρεύματος μέσα από σωλήνα υψηλού κενού παράγεται από την κάθοδο (αρνητικός πόλος) μια μορφή ακτινοβολίας, η οποία ονομάστηκε *καθοδική ακτινοβολία* (σχήμα 2.1).



Σχήμα 2.1: Ο καθοδικός σωλήνας είναι κενός από αέρα και περιέχει δύο μεταλλικά ηλεκτρόδια μεταξύ των οποίων επιβάλλεται υψηλή τάση. Ηλεκτρόνια παράγονται στο αρνητικό ηλεκτρόδιο (κάθοδος) και μετακινούνται προς το θετικό (άνοδος). Η δέσμη των ηλεκτρονίων που περνούν μέσα από την οπή (καθοδική ακτίνα) μπορεί να εκτραπεί με την επιβολή ηλεκτρικού ή/και μαγνητικού πεδίου.

Το 1897 ο J. J. Thomson (Τόμσον) έδειξε ότι η καθοδική ακτινοβολία είναι ρεύμα όμοιων σωματιδίων, αρνητικά φορτισμένων, με μάζα πολύ μικρότερη από τη μάζα του ατόμου του υδρογόνου (το οποίο είναι το άτομο με τη μικρότερη μάζα). Τα σωματίδια αυτά παράγονται πάντα, ανεξάρτητα από τη φύση της καθόδου και, επομένως, αποτελούν κοινό συστατικό όλων των ατόμων. Τα σωματίδια αυτά ονομάστηκαν *ηλεκτρόνια*.

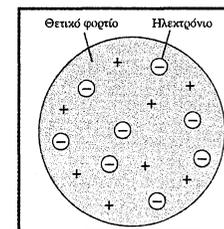
Η άποψη ότι το άτομο είναι αδιαίρετο ήταν πλέον αστήρικτη. Ήταν φανερό ότι τα άτομα χαρακτηρίζονται από κάποια δομή στην οποία συμμετέχουν απλούστερα σωματίδια, όπως τα ηλεκτρόνια. Η διαπίστωση αυτή έθεσε το πρόβλημα της διευθέτησης των υποατομικών σωματιδίων μέσα στο ατομικό συγκρότημα, δηλαδή, το πρόβλημα του τρόπου δόμησης του ατόμου.

Το άτομο είναι ηλεκτρικά ουδέτερο. Έτσι, εφόσον περιέχει αρνητικά φορτισμένα σωματίδια, θα πρέπει να περιέχει και θετικά φορτία, τα οποία να αντισταθμίζουν τα αρνητικά.

Πρώτος ο Thomson, το 1899, πρότεινε ένα ατομικό πρότυπο, σύμφωνα με το οποίο το άτομο είναι μια θετικά φορτισμένη σφαίρα, στο εσωτερικό της οποίας υπάρχουν ηλεκτρόνια. Ο αριθμός των ηλεκτρονίων είναι τέτοιος, ώστε να εξουδετερώνει το θετικό φορτίο της σφαίρας και το άτομο να εμφανίζεται ηλεκτρικά ουδέτερο (σχήμα 2.2).

Η ερμηνεία, όμως, των πειραματικών δεδομένων της εποχής απαιτούσε τη διατύπωση πληρέστερων προτύπων. Πριν την παρουσίασή τους, θα πρέπει να αναφερθεί η ανακάλυψη της ραδιενέργειας.

Το 1896, ο A. H. Becquerel (Μπεκερέλ) ανακάλυψε τυχαία ότι το ουράνιο εκπέμπει μια άγνωστη ακτινοβολία. Το φαινόμενο μελετήθηκε εκτενώς από το ζεύγος Curie (Κιουρί) και άλλους ερευνητές. Μεταξύ άλλων, διαπιστώθηκε ότι και άλλα στοιχεία, εκτός από το ουράνιο, εκπέμπουν την ακτινοβολία αυτή, η οποία ονομάστηκε *ραδιενέργεια*.



Σχήμα 2.2: Το άτομο του Thomson μοιάζει με καρπούζι. Το θετικό φορτίο εκτείνεται σε όλο τον όγκο του «καρπού», ενώ τα σπόρια είναι τα αρνητικά φορτία (ηλεκτρόνια).

Οι ακτίνες γ είναι παρόμοιες με τις ακτίνες X, αλλά χαρακτηρίζονται από μικρότερη μήκη κύματος.

Διαπιστώθηκε ότι η ραδιενέργεια αποτελείται από τρεις τύπους ακτινοβολίας: την *άλφα*, τη *βήτα* και τη *γάμα*. Η ακτινοβολία *άλφα* αποτελείται από θετικά φορτισμένους πυρήνες ηλίου (He^{2+}), τα σωματίδια *a*. Η ακτινοβολία *β* αποτελείται από ηλεκτρόνια, ενώ η γ είναι ηλεκτρομαγνητική ακτινοβολία.

2.5 Το ατομικό πρότυπο του Rutherford



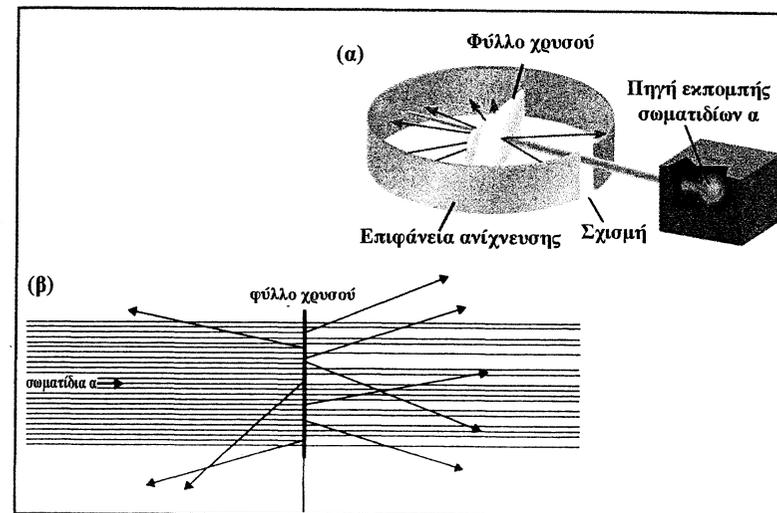
Ernest Rutherford (1871-1937). Νεοζηλανδός φυσικός. Τιμήθηκε με το βραβείο Nobel χημείας το 1908 για τις έρευνές του σχετικά με τη δομή του ατομικού πυρήνα.

Κατά το βομβαρδισμό λεπτών φύλλων χρυσού με σωματίδια *a* διαπιστώθηκε ότι τα περισσότερα σωματίδια διαπερνούν το μεταλλικό φύλλο, χωρίς να εκτρέπονται από την αρχική τους πορεία. Ορισμένα σωματίδια εκτρέπονται και λίγα επιστρέφουν προς τα πίσω (σχήμα 2.3).

Το 1911 ο E. Rutherford (Ράδερφορντ), προκειμένου να ερμηνεύσει τα αποτελέσματα του πειράματός αυτού, διατύπωσε ένα ατομικό πρότυπο, σύμφωνα με το οποίο:

Τα άτομα αποτελούνται από τον πυρήνα, ο οποίος βρίσκεται στο κέντρο τους, έχει μεγάλη μάζα και είναι θετικά φορτισμένος. Γύρω από τον πυρήνα και σε μεγάλες σχετικά αποστάσεις κινούνται ηλεκτρόνια, με συνολικό φορτίο ίσο και αντίθετο από το φορτίο του πυρήνα.

Σύμφωνα με τον Rutherford, οι ατομικοί πυρήνες έχουν διαμέτρους της τάξης των 10^{-15} m (10^{-5} Angström), ενώ η διάμετρος του ατόμου φθάνει τα 10^{-10} m, είναι δηλαδή 100.000 φορές μεγαλύτερη. Το σύνολο σχεδόν της μάζας του ατόμου βρίσκεται στον πυρήνα, παρά το γεγονός ότι ο όγκος του τελευταίου είναι πολύ μικρός σε σχέση με τον όγκο του ατόμου.



Σχήμα 2.3: α) Το πείραμα των Rutherford - Geiger - Marsden. Τα σωματίδια *a* καταγράφονται με κατάλληλη ανιχνευτική διάταξη. β) Οι τροχιές των σωματιδίων *a* σε πιο λεπτομερή αναπαράσταση.

Ο Rutherford δέχτηκε ότι ο πυρήνας αποτελείται από θετικά φορτισμένα σωματίδια, τα οποία ονόμασε **πρωτόνια**. Το φορτίο του πρωτονίου είναι ίσο και αντίθετο με το φορτίο του ηλεκτρονίου. Επομένως, ο αριθμός των πρωτονίων του πυρήνα είναι ίσος με τον αριθμό των ηλεκτρονίων του ατόμου. Η μάζα του πρωτονίου είναι κατά προσέγγιση ίση με τη μάζα ενός ατόμου υδρογόνου και περίπου 1836 φορές μεγαλύτερη από τη μάζα του ηλεκτρονίου.

Το ατομικό πρότυπο του Rutherford έδωσε απάντηση σε σημαντικά ερωτήματα, είχε όμως μια βασική αδυναμία: δεν αποδείκνυε τη σταθερότητα του ατόμου.

Σύμφωνα με τη, γνωστή εκείνη την εποχή, ηλεκτρομαγνητική θεωρία, κάθε ηλεκτρικά φορτισμένο σωματίδιο που επιταχύνεται σε ηλεκτρικό πεδίο εκπέμπει στο περιβάλλον ενέργεια με τη μορφή ηλεκτρομαγνητικής ακτινοβολίας. Έτσι, τα

Η περιστροφική κίνηση περιλαμβάνει μια συνεχή επιτάχυνση λόγω της αλλαγής της φοράς της ταχύτητας, το μέτρο της οποίας παραμένει σταθερό.

ηλεκτρόνια, ως επιταχυνόμενα φορτία μέσα στο ηλεκτρικό πεδίο του πυρήνα, θα έπρεπε να εκπέμπουν συνεχώς ακτινοβολία, με αποτέλεσμα να μειώνεται σταθερά η ενέργειά τους. Η ενέργεια, όμως, είναι μικρότερη κοντά στον πυρήνα και μεγαλώνει ανάλογα με την απόσταση από αυτόν. Αναπόφευκτη συνέπεια λοιπόν του προτύπου του Rutherford ήταν η πτώση, τελικά, των ηλεκτρονίων πάνω στον πυρήνα (κατάρρευση ατόμου).

2.6 Το ατομικό πρότυπο του Bohr



Niels H. D. Bohr
(1885-1962). Δανός φυσικός. Τιμήθηκε με το βραβείο Nobel φυσικής το 1922, για τη θεωρία του σχετικά με την ερμηνεία του φάσματος του ατόμου του υδρογόνου.

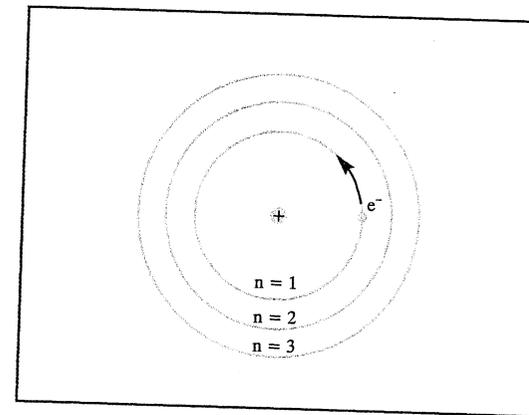
Το 1913, ο N. Bohr (Μπορ) προσπαθώντας αρχικά να ερμηνεύσει τη σταθερότητα του ατόμου του υδρογόνου πρότεινε ένα νέο ατομικό πρότυπο. Σύμφωνα με αυτό:

- Η ενέργεια του ηλεκτρονίου, μέσα σε ένα άτομο, μπορεί να έχει μόνο καθορισμένες τιμές, οι οποίες ονομάζονται ενεργειακές στάθμες ή στιβάδες. Αυτές αντιστοιχούν σε καθορισμένες, επιτρεπόμενες, κυκλικές τροχιές γύρω από τον πυρήνα.

Σε κάθε στιβάδα αντιστοιχεί ένας φυσικός αριθμός n , που ονομάζεται κύριος κβαντικός αριθμός. Όσο αυξάνει η τιμή του n , τόσο μεγαλύτερη είναι η απόσταση της στιβάδας από τον πυρήνα. Από το εσωτερικό προς το εξωτερικό του ατόμου, οι στιβάδες συμβολίζονται με τα γράμματα K, L, M, N, O, P, Q.

Κάθε στιβάδα μπορεί να «φιλοξενήσει» ένα μέγιστο αριθμό ηλεκτρονίων, ο οποίος είναι ίσος με $2n^2$.

Έτσι, η στιβάδα K ($n=1$) μπορεί να δεχθεί μέχρι $2 \cdot 1^2 = 2$ ηλεκτρόνια, η L ($n=2$) μέχρι $2 \cdot 2^2 = 8$ ηλεκτρόνια, η M ($n=3$) μέχρι $2 \cdot 3^2 = 18$ ηλεκτρόνια, κ.ο.κ.



n	στιβάδα
1	K
2	L
3	M
4	N
5	O
6	P
7	Q

Σχήμα 2.4: Σύμφωνα με τον Bohr, το άτομο του υδρογόνου έχει πλανητική μορφή και αποτελείται από έναν πυρήνα (πρωτόνιο) με ηλεκτρικό φορτίο $+e$, γύρω από τον οποίο περιφέρεται - σε κυκλική τροχιά - ένα ηλεκτρόνιο με ηλεκτρικό φορτίο $-e$. Με το γράμμα e συμβολίζεται το στοιχειώδες ηλεκτρικό φορτίο, που είναι ίσο με $1,6 \times 10^{-19}$ C.

- Η συνολική ενέργεια ενός ηλεκτρονίου, όταν αυτό κινείται σε κάποια από τις επιτρεπόμενες στιβάδες (τροχιές), είναι σταθερή. Η ενέργεια αυτή μεταβάλλεται μόνο κατά τη μετάβαση του ηλεκτρονίου από μια ενεργειακή στάθμη σε μια άλλη.

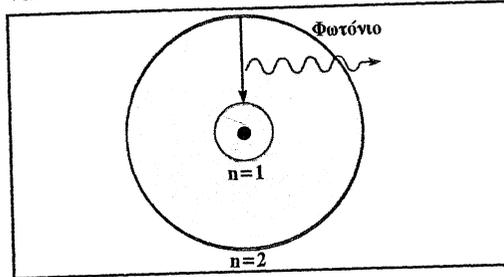
Η ενέργεια των στιβάδων αυξάνεται ανάλογα με την απόστασή τους από τον πυρήνα. Η στιβάδα K, με $n=1$, χαρακτηρίζεται από ελάχιστη ενέργεια.

Η μετάπτωση του ηλεκτρονίου από μια στάθμη υψηλότερης σε μια στάθμη χαμηλότερης ενέργειας συνοδεύεται από εκπομπή ενέργειας, με τη μορφή ενός φωτονίου. Η ενέργεια του εκπεμπόμενου φωτονίου ισούται με τη διαφορά ενέργειας μεταξύ των επιτρεπόμενων στιβάδων (σχήμα 2.5).

Το ατομικό πρότυπο του Bohr βελτιώθηκε από τον A. Sommerfeld (Σόμερφελντ), ο οποίος θεώ-

Ένα άτομο υδρογόνου με το ηλεκτρόνιο του στη στιβάδα K βρίσκεται στη θεμελιώδη κατάσταση ελάχιστης ενέργειας. Το ηλεκτρόνιο μπορεί να μεταβεί σε υψηλότερη ενεργειακή στάθμη αν απορροφηθεί ενέργεια από το περιβάλλον. Τότε, το άτομο του υδρογόνου είναι διεγερμένο.

ρησε ότι οι τροχιές των ηλεκτρονίων μπορεί να είναι και ελλειπτικές.



Σχήμα 2.5: Μετάπτωση ηλεκτρονίου από τη στάθμη L ($n=2$) στη στάθμη K ($n=1$) με εκπομπή ενέργειας.

Η θεωρία των Bohr-Sommerfeld είχε επιτυχή εφαρμογή στο άτομο του υδρογόνου, αλλά παρουσίαζε αρκετές αδυναμίες, μερικές από τις οποίες είναι ότι: α) η εισαγωγή της έννοιας των καθορισμένων ενεργειακών σταθμών, αν και ορθή, ήταν αυθαίρετη και θεωρητικά αστήρικτη και β) αδυνατούσε να εξηγήσει με επιτυχία τις ιδιότητες των ατόμων με περισσότερα από ένα ηλεκτρόνια.

2.7 Κβαντικοί αριθμοί και ηλεκτρονική δομή

Σύμφωνα με τις νεότερες αντιλήψεις, ένα ηλεκτρόνιο συμπεριφέρεται σα να ήταν ταυτόχρονα σωματίδιο και ηλεκτρομαγνητικό κύμα. Δεν έχει συγκεκριμένη θέση και ταχύτητα, αλλά θεωρείται ως «διάχυτο» στο χώρο αρνητικό φορτίο, που ονομάζεται *ηλεκτρονικό νέφος* (σχήμα 2.6). Τα ηλεκτρόνια ενός ατόμου κατανέμονται σε στιβάδες, όπως και στο πρότυπο του Bohr, αλλά κάθε στιβάδα αποτελείται από μία ή περισσότερες υποστιβάδες.

Ο L. De Broglie, το 1924, διατύπωσε την αρχή του δίσμοι της ύλης, σύμφωνα με την οποία: «Κάθε σωματίδιο παρουσιάζει τόσο υλικό όσο και κυματικό χαρακτήρα».

Κάθε ηλεκτρόνιο (ηλεκτρονικό νέφος) προσδιορίζεται από τέσσερις αριθμούς, οι οποίοι ονομάζονται **κβαντικοί αριθμοί** και είναι οι εξής:

α) **Κύριος κβαντικός αριθμός (n):**

Αντιστοιχεί στον κβαντικό αριθμό του Bohr και καθορίζει σε ποια στιβάδα ανήκει ένα ηλεκτρόνιο.

β) **Δευτερεύων (ή αξιμουθιακός) κβαντικός αριθμός (l):**

Καθορίζει σε ποια υποστιβάδα ανήκει ένα ηλεκτρόνιο. Οι υποστιβάδες συμβολίζονται και με τα λατινικά γράμματα s, p, d, f,...

Ο l προσδιορίζει τη «γεωμετρική μορφή» των ηλεκτρονικών νεφών.

γ) **Μαγνητικός κβαντικός αριθμός (m_l):**

Προσδιορίζει τον προσανατολισμό των ηλεκτρονικών νεφών στο χώρο.

δ) **Μαγνητικός κβαντικός αριθμός του σπιν (m_s):**

Κάθε ηλεκτρόνιο εκτός από την «κίνηση» γύρω από τον πυρήνα, θεωρείται ότι περιστρέφεται και γύρω από τον εαυτό του. Ο κβαντικός αριθμός m_s προσδιορίζει τον προσανατολισμό της *ιδιο-περιστροφής* (σπιν) του ηλεκτρονίου. Έτσι, ανάλογα με τη φορά της, λαμβάνει δύο τιμές, τις $m_s = +\frac{1}{2}$ και $-\frac{1}{2}$.

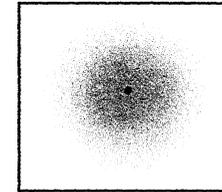
Δύο ηλεκτρόνια με την ίδια φορά ιδιο-περιστροφής, δηλαδή ίδια σπιν, ονομάζονται *ομόροπα* ή *παράλληλα*, ενώ όταν έχουν αντίθετα σπιν ονομάζονται *αντίροπα* ή *αντιπαράλληλα*.

Στον ακόλουθο πίνακα δίνονται οι δυνατές τιμές όλων των κβαντικών αριθμών:

Κβαντικός αριθμός	Τιμές που λαμβάνει
n	1, 2, 3, ...
l	0 έως $(n-1)$
m_l	$-l, \dots, 0, \dots, +l$
m_s	$+\frac{1}{2}$ και $-\frac{1}{2}$

Κβαντικός είναι ένας αριθμός, ο οποίος χαρακτηρίζει την κατάσταση ενός ηλεκτρονίου και προσδιορίζει την τιμή κάποιας ιδιότητάς του.

l	υποστιβάδα
0	s
1	p
2	d
3	f
4	g
5	h



Σχήμα 2.6: Αναπαράσταση του ηλεκτρονικού νέφους γύρω από τον πυρήνα, σε ένα άτομο υδρογόνου.

Παράδειγμα:

Για $n=2$ (στιβάδα L), ο δευτερεύων κβαντικός αριθμός παίρνει τις τιμές $\ell=0$ και $\ell=1$.

Για $\ell=0$, ο μαγνητικός κβαντικός αριθμός παίρνει την τιμή $m_\ell = 0$.

Για $\ell=1$, ο m_ℓ παίρνει τις τιμές $-1, 0, 1$.

Ο μαγνητικός κβαντικός αριθμός του σπιν m_s παίρνει πάντα τις τιμές $+\frac{1}{2}$ ή $-\frac{1}{2}$.

Στον ακόλουθο πίνακα δίνονται αναλυτικά οι δυνατοί συνδυασμοί κβαντικών αριθμών για τα ηλεκτρόνια της στιβάδας M ($n=3$).

n	ℓ	m_ℓ	m_s	α/α ηλεκτρονίου
3	0	0	$+\frac{1}{2}$	1
			$-\frac{1}{2}$	2
		1	-1	$+\frac{1}{2}$
	$-\frac{1}{2}$			4
	0		$+\frac{1}{2}$	5
			$-\frac{1}{2}$	6
	1		$+\frac{1}{2}$	7
			$-\frac{1}{2}$	8
	2	-2	$+\frac{1}{2}$	9
			$-\frac{1}{2}$	10
		-1	$+\frac{1}{2}$	11
			$-\frac{1}{2}$	12
		0	$+\frac{1}{2}$	13
			$-\frac{1}{2}$	14
		1	$+\frac{1}{2}$	15
			$-\frac{1}{2}$	16
		2	$+\frac{1}{2}$	17
	$-\frac{1}{2}$		18	

Τα ηλεκτρόνια ενός ατόμου κατανέμονται στις στιβάδες με βάση ορισμένες αρχές και κανόνες:

Απαγορευτική αρχή του Pauli

Δεν είναι δυνατό στο ίδιο άτομο να υπάρχουν δύο ή περισσότερα ηλεκτρόνια που να έχουν και τους τέσσερις κβαντικούς αριθμούς ίδιους.

Έτσι -σύμφωνα με τον πίνακα των δυνατών τιμών των κβαντικών αριθμών- στην πρώτη ηλεκτρονική στιβάδα, με $n=1$, αντιστοιχούν δύο διαφορετικές τετράδες τιμών των κβαντικών αριθμών. Οπότε, στη στιβάδα αυτή θα περιέχονται το πολύ δύο ηλεκτρόνια. Όμοια, στη στιβάδα με $n=2$ θα περιέχονται μέχρι οκτώ ηλεκτρόνια, όσες είναι οι τετράδες τιμών των κβαντικών αριθμών. Στη στιβάδα με $n=3$, όπως φαίνεται και στο προηγούμενο παράδειγμα, περιέχονται το πολύ 18 ηλεκτρόνια.

Από τα παραπάνω αποδεικνύεται ότι ο μέγιστος αριθμός ηλεκτρονίων σε κάθε στιβάδα είναι ίσος με $2n^2$.

Αρχή της ελάχιστης ενέργειας

Τα ηλεκτρόνια «τοποθετούνται» με τέτοιο τρόπο γύρω από τον πυρήνα, ώστε το άτομο να χαρακτηρίζεται συνολικά από τη μικρότερη δυνατή ενέργεια. Τότε βρίσκεται σε «θεμελιώδη κατάσταση».

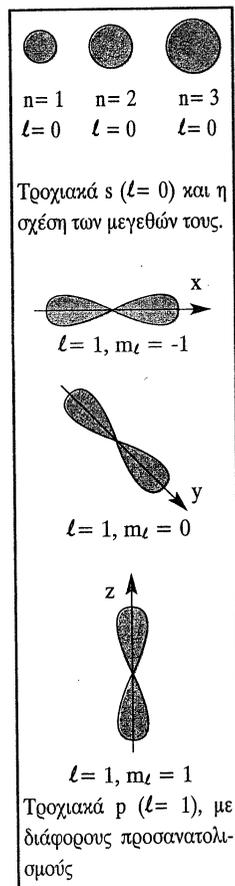
Καθώς η ενέργεια των στιβάδων αυξάνεται ανάλογα με την απόστασή τους από τον πυρήνα, τα ηλεκτρόνια καταλαμβάνουν πρώτα τις στιβάδες με τη χαμηλότερη ενέργεια. Έτσι, οι στιβάδες συμπληρώνονται διαδοχικά, με τη σειρά ($n=$) $1 \rightarrow 2 \rightarrow 3 \dots$ ή $K \rightarrow L \rightarrow M \dots$, από «μέσα» προς τα «έξω», με το μέγιστο αριθμό ηλεκτρονίων που μπορεί να δεχθούν ($2n^2$).

Ισχύουν, όμως, οι εξής περιορισμοί:

- α) η εξωτερική στιβάδα ενός ατόμου δεν μπορεί να έχει περισσότερα από 8 ηλεκτρόνια και

Ηλεκτρονική δομή είναι η περιγραφή του τρόπου με τον οποίο κατανέμονται τα ηλεκτρόνια γύρω από τον πυρήνα του ατόμου.

β) η αμέσως προηγούμενη από την εξωτερική στιβάδα δεν μπορεί να έχει περισσότερα από 18 ηλεκτρόνια.



Σχήμα 2.7: Γεωμετρική αναπαράσταση ατομικών τροχιακών s και p.

2.8 Ατομικά τροχιακά

Η ενέργεια και η «μορφή» των ηλεκτρονικών νεφών περιγράφεται με την έννοια του ατομικού τροχιακού:

Ένα ατομικό τροχιακό είναι μια περιοχή του ατόμου γύρω από τον πυρήνα, όπου υπάρχει μεγάλη πιθανότητα να βρεθούν ηλεκτρόνια.

Κάθε ατομικό τροχιακό αντιστοιχεί σε μια συγκεκριμένη τριάδα τιμών των κβαντικών αριθμών n , l και m_l . Σύμφωνα με την απαγορευτική αρχή του Pauli, σε ένα ατομικό τροχιακό μπορούν να περιέχονται το πολύ δύο ηλεκτρόνια, καθένα από τα οποία χαρακτηρίζεται από διαφορετικό m_s (αντιπαράλληλα ηλεκτρόνια).

Τα ατομικά τροχιακά εμφανίζουν διάφορα γεωμετρικά σχήματα, ανάλογα με το δευτερεύοντα και ανεξάρτητα από τον κύριο κβαντικό αριθμό τους. Έτσι, υπάρχουν τα s τροχιακά, τα p, τα d κ.ο.κ. Ο προσανατολισμός των τροχιακών αυτών στο χώρο προσδιορίζεται από το μαγνητικό κβαντικό αριθμό (m_l) (σχήμα 2.7).

Μια απλοποιημένη εικόνα της ηλεκτρονικής δομής θα μπορούσε να παρασταθεί ως εξής: οι στιβάδες αποτελούνται από υποστιβάδες και αυτές με τη σειρά τους από ατομικά τροχιακά, τα οποία καταλαμβάνονται από ηλεκτρόνια.

2.9 Ατομικός και μαζικός αριθμός

Το 1930 οι W. Bothe (Μπότε) και H. Becker (Μπέκερ) παρατήρησαν ότι ο βομβαρδισμός ατόμων βηρυλλίου (Be) με σωματίδια α είχε ως αποτέλεσμα την εκπομπή μιας διεισδυτικής ακτινοβολίας. Ο J. Chadwick (Τσάντγουικ), το 1932, απέδειξε ότι η ακτινοβολία αυτή αποτελείται από ηλεκτρικά ουδέτερα σωματίδια με μάζα περίπου ίση με αυτή των πρωτονίων. Τα σωματίδια αυτά ονομάζονται **νετρόνια** και αποτελούν κοινό συστατικό των ατομικών πυρήνων.

Ο πυρήνας ενός ατόμου αποτελείται από πρωτόνια και νετρόνια. Οι πυρήνες διαφορετικών ατόμων δομούνται από διαφορετικό πλήθος πρωτονίων και νετρονίων.

Ένα άτομο χαρακτηρίζεται από:

- τον **ατομικό αριθμό (Z)**, ο οποίος δηλώνει τον αριθμό των πρωτονίων του πυρήνα του,
- το **μαζικό αριθμό (A)**, ο οποίος δηλώνει το συνολικό αριθμό πρωτονίων και νετρονίων στον πυρήνα του.

Ο αριθμός των νετρονίων (N) στον πυρήνα ενός ατόμου είναι ίσος με τη διαφορά μεταξύ μαζικού και ατομικού αριθμού, δηλαδή:

$$N = A - Z$$

Ο ατομικός αριθμός είναι χαρακτηριστικός για κάθε στοιχείο. Όλα τα άτομα ενός στοιχείου έχουν τον ίδιο ατομικό αριθμό, ενώ άτομα διαφορετικών στοιχείων έχουν διαφορετικό ατομικό αριθμό.

Τα άτομα του ίδιου στοιχείου μπορεί να έχουν διαφορετικούς μαζικούς αριθμούς, δηλαδή, να

Ο Rutherford, μετά την ανακάλυψη των πρωτονίων, υπέθεσε ότι ο ατομικός πυρήνας περιέχει και ηλεκτρικά ουδέτερα σωματίδια, ίδιας μάζας με τα πρωτόνια, τα οποία ονόμασε **νετρόνια**.

Τα πρωτόνια και νετρόνια ονομάζονται και **νουκλεόνια**. Ο μαζικός αριθμός ενός ατόμου είναι ο συνολικός αριθμός των νουκλεονίων του πυρήνα του.

διαφέρουν στον αριθμό των νετρονίων του πυρήνα.

Άτομα με ίδιο ατομικό αλλά διαφορετικό μαζικό αριθμό ονομάζονται ισότοπα.

Κάθε άτομο, ο πυρήνας του οποίου χαρακτηρίζεται από ορισμένο ατομικό και μαζικό αριθμό, ονομάζεται νουκλίδιο. Το νουκλίδιο είναι κάποιο συγκεκριμένο ισότοπο ενός στοιχείου και συμβολίζεται ως εξής:

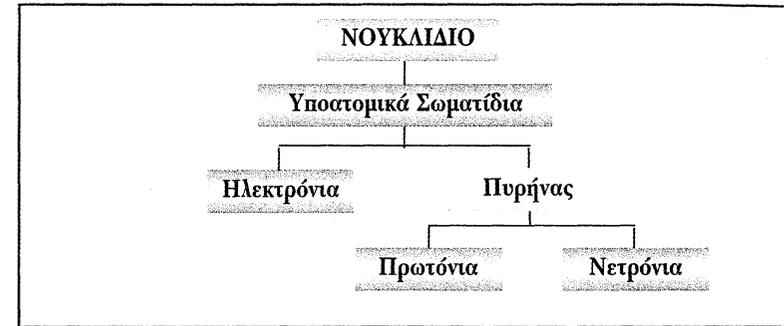


όπου X το στοιχείο, A ο μαζικός και Z ο ατομικός του αριθμός.

Για παράδειγμα, το νουκλίδιο του νατρίου με $A=23$ και $Z=11$ συμβολίζεται ως ${}^{23}_{11}\text{Na}$ και αποτελείται από 11 πρωτόνια και $23-11=12$ νετρόνια.

☞ Το νάτριο συναντάται στη φύση με ένα μόνο ισότοπο, όπως και το αργίλιο, αλλά τα περισσότερα στοιχεία στη φύση είναι μίγματα ισωτόπων. Έτσι, το φυσικό οξυγόνο αποτελείται από 99,759% ${}^{16}_8\text{O}$, 0,037% ${}^{17}_8\text{O}$ και 0,204% ${}^{18}_8\text{O}$.

Αφού τα άτομα είναι ηλεκτρικά ουδέτερα, ο αριθμός των ηλεκτρονίων τους είναι ίσος με τον αριθμό των πρωτονίων του πυρήνα τους, δηλαδή με τον ατομικό τους αριθμό. Οι ιδιότητες, όμως, κάθε διαφορετικού στοιχείου καθορίζονται αποκλειστικά από τον αριθμό και την κατανομή των ηλεκτρονίων γύρω από τον πυρήνα των ατόμων του. Επομένως, ο ατομικός αριθμός καθορίζει τις ιδιότητες κάθε στοιχείου.



Σχήμα 2.8: Τα σωματίδια που συγκροτούν το άτομο.

2.10 Επίλογος (Ιστορική αναδρομή)

Η μέθοδος των Ελλήνων διανοητών της αρχαιότητας ήταν η σκέψη και όχι το πείραμα. Έτσι, η ατομική θεωρία τους ήταν ουσιαστικά μεταφυσική παρά φυσική. Η ανεκτίμητη προσφορά όμως των φιλοσόφων αυτών στην επιστήμη είναι ότι υπήρξαν οι πρώτοι που προσπάθησαν να παρουσιάσουν τα πολύπλοκα φυσικά φαινόμενα ως αποτέλεσμα συνδυασμού απλών φαινομένων. Έθεσαν, δηλαδή, τους αντικειμενικούς στόχους προς τους οποίους κατευθύνθηκε αργότερα η επιστήμη.

Η ατομική θεωρία, στο πνεύμα των αρχών του Δημόκριτου, εμφανίστηκε στην Ευρώπη τον 17^ο αιώνα, δύο χιλιάδες χρόνια μετά την κλασική περίοδο. Αρχικά, τα πειράματα του Boyle για τη συμπεριφορά του ατμοσφαιρικού αέρα οδήγησαν στο πολύ σημαντικό συμπέρασμα ότι τα αέρια αποτελούνται από μικρά σωματίδια, τα οποία βρίσκονται σε μεγάλες αποστάσεις μεταξύ τους. Από την άλλη, τα υγρά και τα στερεά είναι πρακτικά ασυμπίεστα. Έτσι, αν αποτελούνταν από μικρά σωματίδια, θα έπρεπε αυτά να βρίσκονται σε επαφή μεταξύ τους. Η θεωρία αυτή υποστηρίχθηκε

αργότερα και από τον I. Newton (Νιούτον), ο οποίος αποδεχόταν ότι η συνοχή της ύλης είναι το αποτέλεσμα δυνάμεων μεταξύ ατόμων. Όμως, η έννοια του ατόμου εισήλθε ουσιαστικά στην επιστημονική σκέψη στο τέλος του 18^{ου} αιώνα, ως συνέπεια των πειραμάτων του Lavoisier για την καύση των σωμάτων.

Στις αρχές του 19^{ου} αιώνα ο Dalton διατύπωσε μια ποσοτική ατομική θεωρία, σύμφωνη με τα πειραματικά δεδομένα της εποχής, η οποία σηματοδοτεί την έναρξη της σύγχρονης εποχής στη χημεία.

Η ανάπτυξη των ιδεών για το άτομο, σε όλη τη διάρκεια του 19^{ου} αιώνα, βασίστηκε στις αρχές της κλασικής φυσικής, όπως αυτές είχαν καθοριστεί από τη μηχανική του Newton και την ηλεκτρομαγνητική θεωρία του Maxwell. Την τελευταία όμως δεκαετία του 19^{ου} αιώνα έγινε ξεκάθαρο ότι η κλασική φυσική δεν ήταν σε θέση να δώσει ικανοποιητικές ερμηνείες στη «χιονοστιβάδα» των νέων πειραματικών δεδομένων για τη συμπεριφορά της ύλης και των ακτινοβολιών. Το 1900, ο Planck εισήγαγε στην επιστήμη την επαναστατική θεωρία των κβάντων. Η εξέλιξη της θεωρίας αυτής τα επόμενα χρόνια ανέτρεψε όλα τα δεδομένα που υπήρχαν έως τότε για το μικροσκοπικό κόσμο των ατόμων.

Το 1913, ο Bohr ενσωμάτωσε την ιδέα των κβάντων στην περιγραφή της συμπεριφοράς των ηλεκτρονίων στο άτομο και κατάφερε να εξηγήσει με επιτυχία το φάσμα εκπομπής των ατόμων του υδρογόνου. Το ατομικό πρότυπο του Bohr είναι το μεταίχμιο μεταξύ των κλασικών και των σύγχρονων αντιλήψεων. Παρά τις ατέλειές του είχε τεράστια σημασία, γιατί αποτέλεσε τη γέφυρα που οδήγησε στην κβαντική θεωρία του ατόμου.

Η ανακάλυψη της κυματικής φύσης της ύλης και η διατύπωση της αρχής του δυϊσμού, το 1924, από τον L. De Broglie εδραίωσαν την αντίληψη ότι τα ηλεκτρόνια δεν είναι απλώς σωματίδια, ό-

πως πιστευόταν μέχρι τότε, αλλά συμπεριφέρονται άλλοτε ως κύματα και άλλοτε ως σωματίδια, ανάλογα με τις περιστάσεις υπό τις οποίες μελετώνται.

Στα μέσα της δεκαετίας του 1920, ο E. Schrödinger (Σρέντινγκερ) και ο V. Heisenberg (Χάιζενμπεργκ) ανέπτυξαν τη θεωρία της κβαντομηχανικής, με τη βοήθεια της οποίας οι επιστήμονες εξήγησαν αποτελεσματικά την αλληλεπίδραση της ύλης και των ακτινοβολιών, τη δομή των ατόμων, τη ραδιενέργεια και τους χημικούς δεσμούς. Ο Schrödinger διατύπωσε μια μαθηματική εξίσωση, την *εξίσωση κύματος*, για να περιγράψει τα κυματικά χαρακτηριστικά των σωματιδίων. Η εφαρμογή της σε ηλεκτρόνια ατόμων επιτρέπει την «απεικόνιση» περιοχών γύρω από έναν ατομικό πυρήνα, όπου υπάρχει αυξημένη ηλεκτρονική πυκνότητα, δηλαδή μεγάλη πιθανότητα να βρεθούν ηλεκτρόνια. Η κίνηση των ηλεκτρονίων δεν περιγράφεται πλέον με την ανακριβή εικόνα των κλασικών «πλανητικών» τροχιών αλλά με την πιο σύνθετη έννοια των ατομικών τροχιακών. Έτσι, τα πολύπλοκα μαθηματικά της κβαντομηχανικής οδηγούν σε μια «νεφώδη» αναπαράσταση του ηλεκτρονίου.

Σύμφωνα με τον Heisenberg, εγγενής ιδιότητα του μικροσκοπικού κόσμου είναι η *αβεβαιότητα* στον προσδιορισμό, ταυτόχρονα, της θέσης και της ταχύτητας ενός σωματιδίου. Η περιγραφή της φύσης της ύλης σε διαστάσεις της τάξης των 10^{-8} cm (υποατομικές διαστάσεις) έχει να κάνει περισσότερο με πιθανότητες παρά με ακριβείς προβλέψεις.

Η κβαντομηχανική προίκισε το μικροσκοπικό κόσμο με «παράξενες», για την καθημερινή αντίληψη, εικόνες, αποκαλύπτοντας ότι η πραγματικότητα είναι πιο πολύπλοκη από ό,τι πιστευόταν για πολύ καιρό. Παρά τη μεγάλη ισχύ και επιτυχία της, όμως, στην αποκρυπτογράφηση της δομής της ύλης και την ερμηνεία των φαινομένων, δεν

είναι η τελική θεωρία. Νέες ιδέες και νέες, ακόμη πιο πολύπλοκες, θεωρίες αναδύονται συνεχώς, με σκοπό τη βαθύτερη ερμηνεία του κόσμου. Η συνεχής αυτή αλλαγή και ανανέωση συμπίπτει αρμονικά με τη θέση του αρχαίου Έλληνα φιλόσοφου Ηράκλειτου, που πρόσβευε πως, αν υπάρχει κάτι σταθερό, αυτό είναι η αλλαγή. Η σταθερότητα της αλλαγής - «τά πάντα ρεῖ», δηλαδή όλα ρέουν, όπως το νερό στο ποτάμι - είναι η ουσιαστική πραγματικότητα του μικρόκοσμου και του μακρόκοσμου.

ΑΝΑΚΕΦΑΛΑΙΩΣΗ

Το ατομικό πρότυπο του Dalton βασιζόταν στην υπόθεση ότι η ύλη συνίσταται από εξαιρετικά μικρά και αδιαίρετα σωματίδια, τα άτομα. Το πρότυπο αυτό ερμήνευε ικανοποιητικά τις μεταβολές που συμβαίνουν κατά τη διάρκεια των χημικών φαινομένων.

Οι μεγάλες ανακαλύψεις στα τέλη του 19^{ου} αιώνα έδειξαν ότι τα άτομα αποτελούνται από μικρότερα σωματίδια. Ο Thomson πρότεινε ότι το άτομο είναι μια θετικά φορτισμένη σφαίρα, μέσα στην οποία υπάρχουν αρνητικά φορτισμένα σωματίδια, τα ηλεκτρόνια. Αργότερα, ο Rutherford έδειξε ότι τα άτομα αποτελούνται από μια μεγάλη συγκέντρωση θετικά φορτισμένης μάζας στο κέντρο τους, τον πυρήνα, γύρω από τον οποίο κινούνται ηλεκτρόνια (πλανητικό μοντέλο).

Σύμφωνα με τις σύγχρονες αντιλήψεις, οι πυρήνες των ατόμων αποτελούνται από θετικά φορτισμένα σωματίδια, τα πρωτόνια, και από ουδέτερα σωματίδια, τα νετρόνια. Ο αριθμός των πρωτονίων του πυρήνα ονομάζεται ατομικός αριθμός (Z), ενώ ο συνολικός αριθμός πρωτονίων και νετρονίων ονομάζεται μαζικός αριθμός (A). Όλα τα άτομα του ίδιου στοιχείου έχουν τον ίδιο ατομικό αριθμό, ενώ άτομα του ίδιου στοιχείου με διαφορετικό μαζικό αριθμό, ονομάζονται ισότοπα.

Σύμφωνα με τον Bohr, τα ηλεκτρόνια ενός ατόμου κινούνται σε καθορισμένες ενεργειακές στάθμες ή στιβάδες γύρω από τον πυρήνα. Η συνολική ενέργεια ενός ηλεκτρονίου, όταν αυτό κινείται σε κάποια από τις επιτρεπόμενες τροχιές, είναι σταθερή.

Η σύγχρονη κβαντική θεωρία δέχεται ότι ένα ηλεκτρόνιο δεν έχει συγκεκριμένη θέση και ταχύτητα, αλλά μοιάζει ως «διάχυτο» στο χώρο αρνητικό φορτίο (ηλεκτρονικό νέφος). Οι περιοχές του ατόμου γύρω από τον πυρήνα, όπου υπάρχει μεγάλη πιθανότητα να βρεθούν ηλεκτρόνια, ονομάζονται ατομικά τροχιακά. Τα ηλεκτρόνια κατανέμονται σε στιβάδες και υποστιβάδες. Η κατάσταση και οι ιδιότητές τους προσδιορίζονται από τους τέσσερις κβαντικούς αριθμούς.

ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ - ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Η ανάλυση τριών διαφορετικών δειγμάτων ενός υλικού που περιέχει μόνο σίδηρο και οξυγόνο έδωσε τα ακόλουθα αποτελέσματα:

	Μάζα Fe	Μάζα O
Δείγμα Α	2,8 g	1,2 g
Δείγμα Β	4,2 g	1,8 g
Δείγμα Γ	4,9 g	2,1 g

Το υλικό αυτό είναι χημική ένωση ή όχι; Σε ποια υπόθεση του Dalton και ποιο νόμο της Χημείας θα μπορούσε να στηριχθεί η απάντηση;

2. α) Πού περιέχονται περισσότερα μόρια; Σε 2 L αερίου υδρογόνου ή σε 2 L αερίου υδροχλωρίου;
 β) Έχει βρεθεί πειραματικά ότι ένας όγκος υδρογόνου αντιδρά με έναν όγκο χλωρίου και σχηματίζονται δύο όγκοι υδροχλωρίου. Να αποδειχθεί ότι το μόριο του χλωρίου αποτελείται τουλάχιστον από δύο άτομα χλωρίου.
3. α) Να αναφερθούν συνοπτικά οι πληροφορίες που δίνουν για το ηλεκτρόνιο τα ατομικά πρότυπα των α) Thomson, β) Rutherford, γ) Bohr καθώς και οι σύγχρονες (κβαντικές) αντιλήψεις.
 β) Να διατυπωθούν τρεις τουλάχιστον αρχές (ή κανόνες) σύμφωνα με τις οποίες κατανομούνται τα ηλεκτρόνια ενός ατόμου σε στιβάδες.
4. Ποιες από τις ακόλουθες ονομασίες αντιστοιχούν σε υποατομικά σωματίδια;
 ακτινοβολία β, πρωτόνιο, ακτινοβολία γ, σωματίδιο α, νετρόνιο, ηλεκτρόνιο, άτομο υδρογόνου, καθοδικές ακτίνες.
5. Ο πυρήνας περιέχει σχεδόν το σύνολο της μάζας ενός ατόμου και είναι πολύ πυκνός. Αν ο πυρήνας του ατόμου του φθορίου θεωρηθεί σφαίρα ακτίνας 5×10^{-13} cm και μάζας $3,15 \times 10^{-23}$ g, να υπολο-

γιστεί η πυκνότητά του σε g/mL και τόνους/mL (1 τόνος = 1000 kg).

6. Το θείο (S) έχει ατομικό αριθμό 16. Η ηλεκτρονική δομή του είναι:
 α. K(2), L(8), M(4) γ. K(2), L(8), M(6)
 β. K(2), L(8), M(18), N(6) δ. K(2), L(6).
 Να επιλεγεί η σωστή απάντηση.
7. Ποια είναι η ηλεκτρονική δομή των στοιχείων ^{12}Mg , ^{18}Ar ;
8. Για ένα ηλεκτρόνιο της στιβάδας N, ποιες είναι οι δυνατές τιμές του κβαντικού αριθμού l ; Πόσες υποστιβάδες έχει η στιβάδα με $n = 4$; Εάν ο κβαντικός αριθμός l είναι ίσος με 3, ποιες τιμές μπορεί να πάρει ο m_l ;
9. Ποιες από τις ακόλουθες τετράδες κβαντικών αριθμών δεν είναι ορθές (δηλαδή δεν αντιπροσωπεύουν ηλεκτρόνια);

	n	l	m_l	m_s
α.	2	0	0	+½
β.	1	1	0	+½
γ.	3	1	-1	-½
δ.	6	5	5	1
ε.	2	1	-1	-½

10. Ο παρακάτω πίνακας δίνει μερικές πληροφορίες για τα άτομα πέντε στοιχείων Α, Β, Γ, Δ και Ε.

Στοιχείο	Ατομικός αριθμός	Μαζικός αριθμός	Αριθμός ηλεκτρονίων	Αριθμός πρωτονίων	Αριθμός νετρονίων
Α			8		8
Β	17				18
Γ			20		20
Δ		18			10
Ε	11	23			

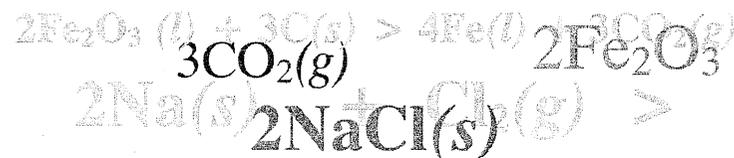
- α) Να συμπληρωθούν τα κενά του πίνακα.
β) Ποια από τα παραπάνω στοιχεία είναι ισότοπα;

11. Να διαταχθούν τα άτομα $^{40}_{19}\text{K}$, $^{35}_{17}\text{Cl}$, $^{40}_{20}\text{Cu}$, $^{40}_{18}\text{Ar}$:

- α) κατά σειρά αυξανόμενου αριθμού ηλεκτρονίων,
β) κατά σειρά αυξανόμενου αριθμού νετρονίων.

12. Να αιτιολογηθεί ποιες από τις ακόλουθες προτάσεις είναι σωστές και ποιες λάθος:

- α. Τα ισότοπα είναι άτομα που ανήκουν στο ίδιο στοιχείο.
β. Τα ισότοπα άτομα περιέχουν στον πυρήνα τους απαραίτητα διαφορετικό αριθμό νετρονίων.
γ. Τα άτομα του ίδιου στοιχείου χαρακτηρίζονται από τον ίδιο μαζικό αριθμό.
δ. Δύο ή περισσότερα άτομα, αν και χαρακτηρίζονται από τον ίδιο μαζικό αριθμό, μπορεί να ανήκουν σε διαφορετικά στοιχεία.



ΚΕΦΑΛΑΙΟ

3

Ατομική και Μοριακή Μάζα

**Mole: Μια
Μονάδα
Μέτρησης**

3

ΚΕΦΑΛΑΙΟ

Ατομική και Μοριακή Μάζα Mole: Μια μονάδα μέτρησης

3.1 Ατομική μάζα

Η μάζα ενός ατόμου είναι πολύ μικρή για να μπορεί να μετρηθεί σε kg ή g. Είναι κάτι ανάλογο με το να μετράται η μάζα μιας μύγας σε τόνους.

Για τη μέτρηση της ατομικής μάζας χρησιμοποιήθηκαν διάφορες μονάδες στο παρελθόν. Από το 1961, όμως, ως μονάδα μέτρησης της ατομικής μάζας χρησιμοποιείται το $\frac{1}{12}$ της μάζας του ατόμου του $^{12}_6\text{C}$. Η μονάδα αυτή λέγεται **μονάδα ατομικής μάζας**, συμβολίζεται με **u** και είναι ίση με $1,66 \times 10^{-24}$ g. Προφανώς, η μάζα ενός ατόμου $^{12}_6\text{C}$ ισούται ακριβώς με 12 u.

Ένα σημαντικό πλεονέκτημα αυτής της κλίμακας μέτρησης είναι ότι οι ατομικές μάζες έχουν τιμές πολύ κοντινές στο μαζικό αριθμό του ατόμου.

Τα στοιχεία βρίσκονται στη φύση ως μίγματα των ισotόπων τους. Η αναλογία των ισotόπων ενός στοιχείου είναι σταθερή, ανεξάρτητα από την προέλευσή του. Έτσι, το πρώτιο (^1_1H) και το δευτέριο (^2_1H) συμμετέχουν στο υδρογόνο και τις ενώσεις του με την ίδια πάντοτε αναλογία. Το

Στοιχειώδες σωματίδιο	Μάζα
Πρωτόνιο	$1,6726 \times 10^{-27}$ kg ή 1,00728 u
Νετρόνιο	$1,6749 \times 10^{-27}$ kg ή 1,00866 u
Ηλεκτρόνιο	$9,0996 \times 10^{-31}$ kg ή 0,000548 u

Η μονάδα ατομικής μάζας (u) συχνά αναφέρεται και ως *dalton*.

^1_1H αποτελεί το 99,985% των ατόμων υδρογόνου και το ^2_1H το 0,015%.

Η μάζα, λοιπόν, ενός μεγάλου αριθμού ατόμων του ίδιου στοιχείου εξαρτάται από την αναλογία των ισοτόπων του.

Εάν είναι γνωστές οι αναλογίες και οι ατομικές μάζες των ισοτόπων ενός στοιχείου, η μέση ατομική μάζα του στοιχείου υπολογίζεται ως εξής: *πολλαπλασιάζεται το ποσοστό κάθε ισοτόπου επί την ατομική του μάζα και προστίθενται τα γινόμενα.*

Παράδειγμα

Η μέση ατομική μάζα του υδρογόνου υπολογίζεται ως εξής:

Οι ατομικές μάζες και οι αναλογίες των ισοτόπων του υδρογόνου είναι:

$$^1_1\text{H}: 1,00783 \text{ u}, 99,985\%$$

$$^2_1\text{H}: 2,01410 \text{ u}, 0,015\%$$

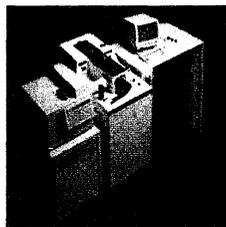
$$\begin{aligned} \text{Οπότε: } & 0,99985 \times 1,00783 \text{ u} + \\ & 0,00015 \times 2,01410 \text{ u} = \\ & 1,00798 \text{ u} \end{aligned}$$

Άρα, η μέση ατομική μάζα του υδρογόνου είναι 1,00798 u.

Με την αντίστροφη ακριβώς διαδικασία υπολογίζονται οι αναλογίες των ισοτόπων ενός στοιχείου, εάν είναι γνωστές οι ατομικές μάζες των ισοτόπων και η μέση ατομική μάζα του στοιχείου.

Παράδειγμα

Η μέση ατομική μάζα του χαλκού είναι 63,55 u. Ο χαλκός υπάρχει στη φύση με τη μορφή δύο ισοτόπων: των $^{63}_{29}\text{Cu}$ και $^{65}_{29}\text{Cu}$, με ατομικές μάζες 62,93 u και 64,9278 u, αντίστοιχα. Οι αναλογίες των ισοτόπων του χαλκού υπολογίζονται ως εξής:



Σχήμα 3.1: Φασματογράφος μάζας. Όργανο με το οποίο προσδιορίζονται οι μάζες των ατόμων και των μορίων καθώς και οι αναλογίες των ισοτόπων ενός στοιχείου.

Έστω ότι ο χαλκός συναντάται στη φύση με τις εξής αναλογίες των ισοτόπων του:

$$^{63}_{29}\text{Cu}: x \%$$

$$^{65}_{29}\text{Cu}: (100-x)\%$$

Τότε, για τη μέση ατομική μάζα του χαλκού θα ισχύει η σχέση:

$$\begin{aligned} \frac{x}{100} \cdot 62,93 \text{ u} + \frac{100-x}{100} \cdot 64,9278 \text{ u} &= 63,55 \text{ u} \Rightarrow \\ x &= 0,6909 \end{aligned}$$

Άρα, τα ισότοπα του χαλκού εμφανίζονται με τις εξής αναλογίες:

$$^{63}_{29}\text{Cu}: 69,09\%$$

$$^{65}_{29}\text{Cu}: 30,91\%$$

Η μέση ατομική μάζα των στοιχείων αναφέρεται, συνήθως, ως **ατομική μάζα**.

Το μέγεθος που εκφράζει πόσες φορές είναι μεγαλύτερη η μέση ατομική μάζα ενός στοιχείου από το $\frac{1}{12}$ της μάζας του ατόμου του $^{12}_6\text{C}$, ονομάζεται σχετική μέση ατομική μάζα του στοιχείου.

Η σχετική μέση ατομική μάζα είναι καθαρός αριθμός και χρησιμοποιείται σε αντικατάσταση του παλαιότερου όρου **ατομικό βάρος**.

Πίνακας με τις ατομικές μάζες των στοιχείων παρατίθεται στο τέλος του βιβλίου.

Στο τέλος αυτού του κεφαλαίου δίνεται ο πίνακας 3.1 με προσεγγιστικές σχετικές μέσες ατομικές μάζες ορισμένων στοιχείων. Για την επίλυση των ασκήσεων και τη διευκόλυνση στους υπολογισμούς, προτείνεται να χρησιμοποιούνται τα δεδομένα αυτά.

3.4 Το mole. Μονάδα μέτρησης της ποσότητας των ουσιών

Το σύνολο $6,023 \times 10^{23}$ σωματιδίων ονομάζεται mole (σύμβολο: mol).

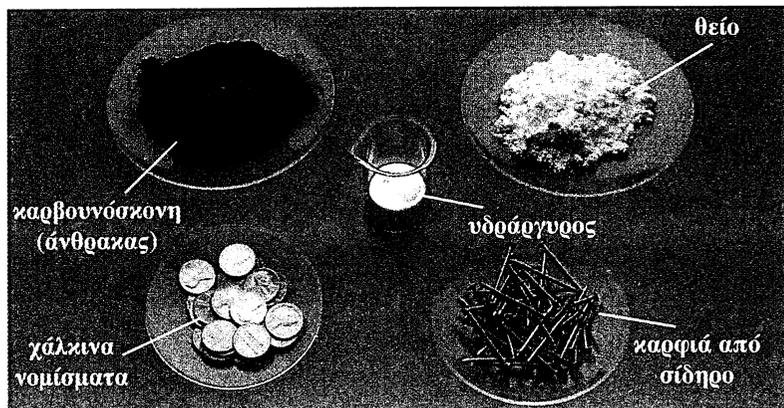
Έτσι:

- $6,023 \times 10^{23}$ άτομα οξυγόνου αποτελούν 1 mol ατόμων οξυγόνου.
- $6,023 \times 10^{23}$ μόρια νερού αποτελούν 1 mol μορίων νερού.

Το mole είναι μονάδα του SI και χρησιμοποιείται για τη μέτρηση όχι μόνο ατόμων και μορίων αλλά και άλλων σωματιδίων. Γενικά, λοιπόν:

Το mole είναι η ποσότητα μίας ουσίας, η οποία περιλαμβάνει $6,023 \times 10^{23}$ σωματίδια.

Όταν χρησιμοποιείται ο όρος mole, πρέπει να δηλώνονται σαφώς τα σωματίδια στα οποία αναφέρεται, τα οποία μπορεί να είναι άτομα, μόρια, ιόντα, ηλεκτρόνια κ.ά.



Σχήμα 3.2: Η ποσότητα κάθε ουσίας που εικονίζεται είναι ίση με 1 mol.

Ένα mole ατόμων ενός στοιχείου έχει μάζα σε *αριθμητικά ίση* με την ατομική του μάζα. Η μάζα ενός mole ατόμων ονομάζεται **γραμμοατομική μάζα**.

Έτσι, η ατομική μάζα του θείου (S) είναι 32,066 u και 1 mol ατόμων S έχει μάζα 32,066 g.

Κατ' αναλογία με τη γραμμοατομική μάζα ορίζεται και η **γραμμομοριακή μάζα**, η οποία είναι η μάζα ενός mole μορίων ενός στοιχείου ή μίας χημικής ένωσης. Δηλαδή, η γραμμομοριακή μάζα είναι *αριθμητικά ίση* με τη μοριακή μάζα, εκφρασμένη σε g.

Έτσι, η μοριακή μάζα του διοξειδίου του άνθρακα (CO_2) είναι 44,01 u και 1 mol μορίων CO_2 έχει μάζα 44,01 g.

Οι μονάδες της γραμμοατομικής και της γραμμομοριακής μάζας είναι g/mol. Η έκφραση, όμως: «Η γραμμοατομική μάζα του C είναι 12,01 g αντί 12,01 g/mol» είναι, επίσης, αποδεκτή.

Παραδείγματα

1. Ένα δείγμα αερίου χλωρίου αποτελείται από $8,98 \times 10^{23}$ άτομα. Τα mole ατόμων Cl που περιέχει και η μάζα του δείγματος υπολογίζονται ως εξής:

1 mol ατόμων Cl περιέχει $6,023 \times 10^{23}$ άτομα
 x; mol ατόμων Cl περιέχουν $8,98 \times 10^{23}$ άτομα

$$x = \frac{1 \cdot 8,98 \times 10^{23}}{6,023 \times 10^{23}} = 1,49 \text{ mol ατόμων Cl}$$

Η ατομική μάζα του χλωρίου είναι 35,45 u. Επομένως, η γραμμοατομική του μάζα είναι 35,45 g.

Οπότε:

Το 1 mol ατόμων Cl έχει μάζα 35,45 g
 Τα 1,49 mol ατόμων Cl έχουν μάζα ψ ; g

$$\psi = \frac{35,45 \cdot 1,49}{1} = 52,82 \text{ g}$$

2. Το μεθάνιο (CH_4) είναι κύριο συστατικό του φυσικού αερίου. Τα mole μορίων και ο αριθμός των μορίων CH_4 που περιέχονται σε 6,07 g CH_4 υπολογίζονται ως εξής:

Η μοριακή μάζα του CH_4 είναι ίση με:

$$1 \times (\text{ατομική μάζα C}) + 4 \times (\text{ατομική μάζα H}) = 12,01 \text{ u} + 4 \times 1,008 \text{ u} = 16,042 \text{ u}$$

Οπότε:

$$1 \text{ mol μορίων } \text{CH}_4 \text{ έχει μάζα } 16,042 \text{ g}$$

$$x; \text{ mol μορίων } \text{CH}_4 \text{ έχουν μάζα } 6,07 \text{ g}$$

$$x = \frac{1 \cdot 6,07}{16,042} = 0,378 \text{ mol μορίων } \text{CH}_4$$

Επίσης:

$$1 \text{ mol μορίων } \text{CH}_4 \text{ περιέχει } 6,023 \times 10^{23} \text{ μόρια}$$

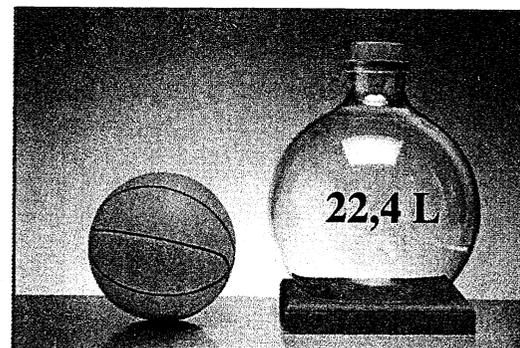
$$0,378 \text{ mol μορίων } \text{CH}_4 \text{ περιέχουν } \psi; \text{ μόρια}$$

$$\psi = \frac{6,023 \times 10^{23} \cdot 0,378}{1} = 2,28 \times 10^{23} \text{ μόρια } \text{CH}_4$$

3.5 Γραμμομοριακός όγκος των αερίων

Ο όγκος που καταλαμβάνει 1 mol μορίων ενός αέριου, σε ορισμένες συνθήκες θερμοκρασίας και πίεσης, ονομάζεται γραμμομοριακός όγκος του αερίου και συμβολίζεται με V_{mol} .

Όπως έχει ήδη αναφερθεί, η υπόθεση του Avogadro υποδεικνύει ότι ίσοι όγκοι αερίων, στις ίδιες συνθήκες θερμοκρασίας και πίεσης, περιλαμβάνουν τον ίδιο αριθμό μορίων.



Σχήμα 3.3: Ο γραμμομοριακός όγκος ενός οποιαδήποτε αερίου (σε STP) σε σύγκριση με τον όγκο που καταλαμβάνει μια μπάλα basket.

Συνδυάζοντας, λοιπόν, τον ορισμό του γραμμομοριακού όγκου με την υπόθεση του Avogadro, προκύπτει το συμπέρασμα ότι: *στις ίδιες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας, ο γραμμομοριακός όγκος όλων των αερίων είναι ο ίδιος.*

Γενικά, θεωρείται ότι ο γραμμομοριακός όγκος των αερίων είναι ανεξάρτητος της φύσης τους και σε STP (0°C και 1 atm) είναι:

$$V_{mol} = 22,4 \text{ L}$$

3.6 Καταστατική εξίσωση των αερίων

Ο συνδυασμένος νόμος των αερίων υποδεικνύει πως για μια συγκεκριμένη και σταθερή ποσότητα αερίου ισχύει η σχέση:

$$\frac{P \cdot V}{T} = \text{σταθερό} \quad (1)$$

Αποδεικνύεται ότι ο λόγος $\frac{P \cdot V}{T}$ είναι ανάλο-
γος με τον αριθμό των moles μορίων του αερίου.

Έτσι, η εξίσωση (1) γίνεται:

$$\frac{P \cdot V}{T} = n \times \text{σταθερά} \quad (2)$$

όπου n ο αριθμός των moles μορίων του αερίου.

Η σταθερά της εξίσωσης (2) συμβολίζεται με **R** και ονομάζεται **παγκόσμια σταθερά των αερίων**.

Έτσι, η εξίσωση (2) γράφεται:

$$\frac{P \cdot V}{T} = n \cdot R$$

ή

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Η εξίσωση αυτή ονομάζεται **καταστατική εξίσωση των αερίων**, διότι συνδυάζει όλες τις μεταβλητές (P, V, T, n) που καθορίζουν τις ιδιότητες ενός αερίου.

Λύνοντας την καταστατική εξίσωση ως προς **R**, προκύπτει η σχέση:

$$R = \frac{P \cdot V}{n \cdot T} \quad (3)$$

Είναι, όμως, γνωστό ότι 1 mol μορίων αερίου σε STP ($P = 1 \text{ atm}$ και $T = 273 + 0 = 273 \text{ K}$) καταλαμβάνει όγκο 22,4 L. Με αντικατάσταση των τιμών αυτών στην (3), προκύπτει ότι:

$$R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

Στην πραγματικότητα, η καταστατική εξίσωση των αερίων ισχύει με ακρίβεια σε συνθήκες σχετικά υψηλής θερμοκρασίας και χαμηλής πίεσης.

Το αέριο, η συμπεριφορά του οποίου περιγράφεται ικανοποιητικά από την καταστατική εξίσωση, χαρακτηρίζεται ως **ιδανικό** ή **τέλειο**.

ΑΝΑΚΕΦΑΛΑΙΩΣΗ

Τα στοιχεία συναντώνται στη φύση ως μίγματα των ισοτόπων τους. Η μέση ατομική μάζα ενός στοιχείου εξαρτάται από την αναλογία των ισοτόπων του.

Ως μονάδα μέτρησης της ατομικής μάζας χρησιμοποιείται το $\frac{1}{12}$ της μάζας του ατόμου του ^{12}C . Η μονάδα αυτή λέγεται μονάδα ατομικής μάζας και συμβολίζεται με u .

Η μάζα ενός μορίου ισούται με το άθροισμα των ατομικών μαζών όλων των ατόμων που το αποτελούν και ονομάζεται μοριακή μάζα.

Ο αριθμός $6,023 \times 10^{23}$ εκφράζει το πλήθος των ατόμων ^{12}C που περιέχονται σε 12 g ^{12}C και ονομάζεται αριθμός Avogadro (N_A).

Το mole είναι η ποσότητα μίας ουσίας, η οποία περιλαμβάνει $6,023 \times 10^{23}$ στοιχειώδη σωματίδια (άτομα, μόρια, ιόντα, ηλεκτρόνια κ.ά.).

Η μάζα ενός mole ατόμων ενός στοιχείου ονομάζεται γραμμοατομική μάζα και είναι ίση αριθμητικά με την ατομική μάζα του στοιχείου σε g. Όμοια ορίζεται η γραμμομοριακή μάζα, δηλαδή η μάζα ενός mole μορίων ενός στοιχείου ή μιας χημικής ένωσης.

Ο όγκος που καταλαμβάνει 1 mol μορίων ενός αερίου, σε ορισμένες συνθήκες θερμοκρασίας και πίεσης, ονομάζεται γραμμομοριακός όγκος του αερίου (V_{mol}). Σε STP, ο γραμμομοριακός όγκος για όλα τα αέρια είναι ίσος με 22,4 L.

Η εξίσωση $PV = nRT$ ονομάζεται καταστατική εξίσωση των αερίων.

Πίνακας 3.1

Προσεγγιστικές σχετικές μέσες ατομικές μάζες (ΣΜΑΜ) (για τη λύση ασκήσεων)

Στοιχείο	ΣΜ ΑΜ	Στοιχείο	ΣΜ ΑΜ	Στοιχείο	ΣΜ ΑΜ			
Άζωτο	N	14	Ιώδιο	I	127	Ουράνιο	U	238
Άνθρακας	C	12	Κάλιο	K	39	Πυρίτιο	Si	28
Αργίλιο	Al	27	Κασσίτερος	Sn	119	Σίδηρος	Fe	56
Αργό	Ar	40	Κοβάλτιο	Co	59	Υδράργυρος	Hg	201
Άργυρος	Ag	108	Λευκόχρυσος	Pt	195	Υδρογόνο	H	1
Ασβέστιο	Ca	40	Λίθιο	Li	7	Φθόριο	F	19
Βάριο	Ba	137	Μαγγάνιο	Mn	55	Φωσφόρος	P	31
Βολφράμιο	W	184	Μαγνήσιο	Mg	24	Χαλκός	Cu	63,5
Βόριο	B	11	Μόλυβδος	Pb	207	Χλώριο	Cl	35,5
Βρώμιο	Br	80	Νάτριο	Na	23	Χρυσός	Au	197
Ήλιο	He	4	Νικέλιο	Ni	59	Χρώμιο	Cr	52
Θείο	S	32	Οξυγόνο	O	16	Ψευδάργυρος	Zn	65

ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ - ΑΣΚΗΣΕΙΣ

- Το χλώριο συναντάται στη φύση με τη μορφή δύο ισοτόπων: του $^{35}_{17}\text{Cl}$ (75,53%) με ατομική μάζα 34,97 u και του $^{37}_{17}\text{Cl}$ (24,47%) με ατομική μάζα 36,95 u. Να υπολογιστεί η μέση ατομική μάζα του χλωρίου.
- Η σχετική μέση ατομική μάζα του Cr είναι 52. Αυτό σημαίνει ότι η μάζα ενός ατόμου Cr είναι:
 - 52 g
 - 52 φορές μεγαλύτερη από τη μάζα ενός ατόμου $^{12}_6\text{C}$
 - 52 φορές μεγαλύτερη από το 1/12 της μάζας ενός ατόμου C
 - 52 φορές μεγαλύτερη από το 1/12 της μάζας ενός ατόμου $^{12}_6\text{C}$.
 Να επιλεγεί η σωστή απάντηση.
- Ο πληθυσμός της Γης είναι περίπου 6 δισεκατομμύρια. Εάν υποθεθεί ότι κάθε άνθρωπος μπορεί να μετράει στοιχειώδη σωματίδια με ρυθμό 2 σωματίδια/s, πόσα χρόνια απαιτούνται για την καταμέτρηση των N_A στοιχειωδών σωματιδίων; (Ένας χρόνος έχει 365 ημέρες.)
- α) Να υπολογιστεί η γραμμομοριακή μάζα των ακόλουθων χημικών ενώσεων:
 N_2 , CO_2 , PCl_5 , BaSO_4 , $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, KMnO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.
 β) Πόσα moles μορίων περιέχονται σε 50 g από κάθε ένωση;
- Να υπολογιστούν πόσα άτομα, μόρια, moles ατόμων και moles μορίων περιέχονται σε 48 g O_2 ;
- Η ασπιρίνη είναι το ακετυλοσαλικυλικό οξύ με μοριακό τύπο $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$.
 - Ποια είναι η μοριακή μάζα της ασπιρίνης;
 - Πόσα moles μορίων και πόσα μόρια $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$ περιέχονται σε ένα δισκίο ασπιρίνης των 500 mg;
- α) 1 mol μορίων NH_3 αποτελείται συνολικά από:

Α. 4 άτομα Β. 4 μόρια Γ. $4N_A$ άτομα Δ. $4N_A$ μόρια.

 Να επιλεγεί η σωστή απάντηση.

β) Η ουρία (NH_2CONH_2) είναι μία χημική ένωση που υπάρχει στα ούρα, αλλά χρησιμοποιείται και ως λίπασμα. Να υπολογιστεί ο αριθμός ατόμων N, H, C και O που περιέχονται σε 150 g ουρίας.

8. Να ταξινομηθούν οι ακόλουθες ποσότητες αερίων κατ' αύξοντα όγκο σε STP:

- α. 1 g μονοξειδίου του άνθρακα (CO)
- β. 1 g διοξειδίου του άνθρακα (CO_2)
- γ. 1 g διοξειδίου του θείου (SO_2)
- δ. 1 g υδρογόνου (H_2)
- ε. 1 g νέου (Ne)
- στ. 1 g μεθανίου (CH_4).

9. 4 g υδρογόνου (H_2) έχουν διπλάσιο όγκο από:

- α. 2 mol μορίων μεθανίου (CH_4)
- β. $2N_A$ μόρια αζώτου (N_2)
- γ. 4 g ηλίου (He)
- δ. 42 g μονοξειδίου του άνθρακα (CO).

Να επιλεγεί η σωστή απάντηση, αν όλες οι παραπάνω ποσότητες βρίσκονται στις ίδιες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας.

10. Η τιμή της σταθεράς των αερίων (R) εξαρτάται:

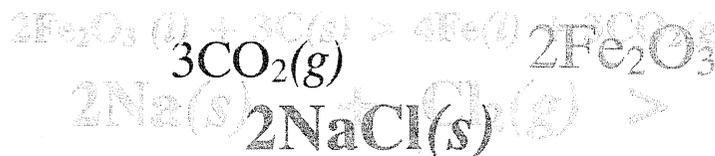
- α. από τη φύση των αερίων
- β. από τη θερμοκρασία των αερίων
- γ. από την πίεση των αερίων
- δ. από την πίεση και τη θερμοκρασία των αερίων
- ε. δεν εξαρτάται από κανένα παράγοντα.

Να επιλεγεί η σωστή απάντηση.

11. α) Να υπολογιστεί η πίεση 5,68 g χλωρίου (Cl_2), αν βρίσκεται σε δοχείο όγκου 2 L και σε θερμοκρασία 0°C .

β) Να υπολογιστεί η πυκνότητα του αερίου υδροθείου (H_2S) σε θερμοκρασία 27°C και πίεση 2 atm.

12. Ένας μαθητής γέμισε ένα δοχείο όγκου 250 mL με άγνωστο αέριο μέχρι η πίεση στο δοχείο να γίνει 760 mm Hg. Η μάζα του αερίου μετρήθηκε και βρέθηκε ίση με 0,164 g. Έτσι, ο μαθητής υπολόγισε τη μοριακή μάζα του άγνωστου αερίου. Ποια είναι αυτή, αν η θερμοκρασία στο εργαστήριο ήταν 25°C ;



ΚΕΦΑΛΑΙΟ

4

Περιοδικός Πίνακας των Στοιχείων

4

ΚΕΦΑΛΑΙΟ

Περιοδικός Πίνακας των Στοιχείων

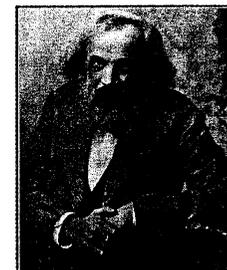
4.1 Η ανάπτυξη του περιοδικού πίνακα

Στις αρχές του 18^{ου} αιώνα είχαν ανακαλυφθεί αρκετά από τα χημικά στοιχεία. Καθώς ανακαλύπτονταν όλο και περισσότερα νέα στοιχεία, οι επιστήμονες άρχισαν να αναζητούν τρόπους για να τα ταξινομήσουν. Παράλληλα, κατά τη μελέτη των ιδιοτήτων των χημικών στοιχείων, είχαν παρατηρηθεί αρκετές ομοιότητες μεταξύ τους.

Όταν προσδιορίστηκε η ατομική μάζα διάφορων στοιχείων, άρχισε να εξετάζεται η ύπαρξη πιθανών σχέσεων και συσχετισμών μεταξύ των ιδιοτήτων και της ατομικής τους μάζας.

Το 1869, ο D. Mendeleev (Μεντελέγιεφ) στη Ρωσία και ο L. Meyer (Μάγιερ) στη Γερμανία δημοσίευσαν δύο περίπου ίδια σχέδια για την ταξινόμηση των χημικών στοιχείων. Ο Mendeleev είχε την τύχη να παρουσιάσει πρώτος το δικό του. Έτσι, σε αυτόν αποδίδεται ο πρώτος περιοδικός πίνακας και η πρώτη διατύπωση του νόμου της περιοδικότητας, σύμφωνα με τον οποίο:

Όταν τα χημικά στοιχεία ταξινομηθούν κατά αύξουσα ατομική μάζα, οι ιδιότητές τους επαναλαμβάνονται περιοδικά.



Dmitri Mendeleev (1836-1907). Ρώσος χημικός. Η εργασία του σχετικά με την ταξινόμηση των χημικών στοιχείων θεωρείται από πολλούς ως ένα από τα πιο σημαντικά επιτεύγματα της χημείας του 19^{ου} αιώνα.

Οι πίνακες των στοιχείων που παρουσίασαν οι Mendeleev και Meyer ήταν οι πρόδρομοι του σύγχρονου περιοδικού πίνακα.

Το 1871 ο Mendeleev δημοσίευσε την έκδοση του περιοδικού πίνακα, η οποία φαίνεται στο σχήμα 4.1. Σε αυτό τον πίνακα υπάρχουν 12 οριζόντιες σειρές και 8 κάθετες στήλες, που λέγονται ομάδες. Τα χημικά στοιχεία παρατίθενται κατά αύξουσα ατομική μάζα και όσα βρίσκονται στην ίδια ομάδα παρουσιάζουν παρόμοιες ιδιότητες.

Ομάδα I - R ₂ O	Ομάδα II - RO	Ομάδα III - R ₂ O ₃	Ομάδα IV RH, RO ₂	Ομάδα V RH ₃ R ₂ O ₃	Ομάδα VI RH ₃ RO ₃	Ομάδα VII RH R ₂ O ₇	Ομάδα VIII - RO ₃
1 H=1							
2 Li=1	Be=9,4	B=11	C=12	N=14	O=16	F=19	
3 Na=23	Mg=24	Al=27,3	Si=28	P=31	S=32	Cl=35,5	
4 K=39	Ca=40	--44	Ti=48	V=51	Cr=52	Mn=55	Fe=56, Co=59 Ni=59, Cu=63
5 (Cu=63)	Zn=65	--68	--72	As=75	Se=78	Br=80	
6 Rb=85	Sr=87	?Yt=88	Zr=90	Nb=94	Mo=96	--100	Ru=104, Rh=104 Pd=106, Ag=108
7 Ag=108	Cd=112	In=113	Sn=118	Sb=122	Te=128	I=127	
8 Cs=133	Ba=137	?Di=138	?Ce=140				----
9 (-)							
10		?Er=178	?La=180	Ta=182	W=184		Os=195, Ir=197 Pt=198, Au=199
11 (Au=199)	Hg=200	Tl=204	Pb=207	Bi=208			
12			Th=231		U=240		----

Σχήμα 4.1: Ο περιοδικός πίνακας του Mendeleev (1871)

Η τακτική του Mendeleev να τοποθετεί στοιχεία με παρόμοιες ιδιότητες στην ίδια ομάδα, τον οδήγησε στο να αφήσει ορισμένες θέσεις του πίνακα κενές και να αναστρέψει τη σειρά ταξινόμησης των στοιχείων τελλούριο (Te) και ιώδιο (I), με ατομικές μάζες 128 και 127 αντίστοιχα. Ο Mendeleev τοποθέτησε το τελλούριο στην ομάδα VI και το ιώδιο στην ομάδα VII, γιατί αυτό υπάγονταν οι ιδιότητές τους.

Ένα βασικό πλεονέκτημα του περιοδικού πίνακα του Mendeleev ήταν ότι επέτρεπε την πρόβλεψη της ύπαρξης χημικών στοιχείων, που δεν είχαν ακόμη ανακαλυφθεί και τα οποία θα κάλυπταν τις κενές θέσεις του πίνακα. Από τη θέση τους στον πίνακα ήταν δυνατό να προβλεφθούν, με αρκετή ακρίβεια, οι ιδιότητές τους. Έτσι, ο Mendeleev υπέδειξε την ύπαρξη δύο άγνωστων τότε στοιχείων, τα οποία ονόμασε εκα-αργίλιο και εκα-πυρίτιο.

Όταν το 1873 ανακαλύφθηκε το γάλλιο (Ga) και το 1886 το γερμάνιο (Ge), τοποθετήθηκαν στις αντίστοιχες θέσεις του περιοδικού πίνακα και διαπιστώθηκε ότι οι ιδιότητές τους ήταν παρόμοιες με αυτές που είχε προβλέψει ο Mendeleev για το εκα-αργίλιο και το εκα-πυρίτιο, αντίστοιχα.

Η ακρίβεια των προβλέψεων του Mendeleev συνέβαλε ιδιαίτερα στην αποδοχή του περιοδικού πίνακα από τη διεθνή επιστημονική κοινότητα.

«Εκα» είναι μία σαρκαστική λέξη που σημαίνει «μετά». Έτσι, το εκα-αργίλιο είναι το πρώτο στοιχείο μετά το αργίλιο στην ίδια ομάδα.

Πίνακας 4.1:

Σύγκριση των ιδιοτήτων του εκα-αργιλίου (όπως προβλέφθηκαν από τον Mendeleev) και του γαλλίου.

Ιδιότητα	εκα-αργίλιο	Γάλλιο
Ατομική μάζα	68	69,9
Πυκνότητα(g/cm ³)	5,9	5,94
Σημείο τήξης (°C)	Χαμηλό	30,15
Μη πτητικό Ελάχιστα διαλυτό σε οξέα και βάσεις		
Τύπος οξειδίου	X ₂ O ₃	Ga ₂ O ₃

4.2 Ο νόμος της περιοδικότητας

Ο περιοδικός πίνακας που χρησιμοποιείται σήμερα (σχήμα 4.2), διαφέρει σημαντικά από τον πίνακα που αρχικά δημοσίευσε ο Mendeleev.

Με την ανακάλυψη των ευγενών αερίων και τον ακριβή προσδιορισμό των ατομικών μαζών των διάφορων στοιχείων, διαπιστώθηκε η ύπαρξη δύο ακόμη αναστροφών, πέραν της αναστροφής I-Te που αναφέρει ο Mendeleev. Οι αναστροφές αυτές είναι μεταξύ του κοβαλτίου (Co, ατομική μάζα 58,93) και του νικελίου (Ni, ατομική μάζα 58,70), καθώς και μεταξύ του αργού (Ar, ατομική μάζα 39,95) και του καλίου (K, ατομική μάζα 39,10).

Η ύπαρξη των τριών αυτών αναστροφών οδήγησε στη σκέψη ότι η περιοδικότητα των ιδιοτήτων των στοιχείων δεν εξαρτάται απόλυτα από την ατομική τους μάζα, αλλά από κάποιο άλλο χαρακτηριστικό τους.

Το 1913, ο H. Moseley (Μόουζλι) προσδιόρισε την έννοια του ατομικού αριθμού των στοιχείων.

Henry Moseley

(1887-1915). Άγγλος φυσικός. Ανακάλυψε τη σχέση μεταξύ του φάσματος των ακτίνων X και του ατομικού αριθμού των στοιχείων. Σκοτώθηκε σε ηλικία 28 ετών στην Καλλίπολη, κατά τη διάρκεια στρατιωτικών επιχειρήσεων του Α΄ Παγκοσμίου Πολέμου. Ο τάφος του βρίσκεται στο συμμαχικό νεκροταφείο της Λήμνου.

Από τότε άρχισε να διαφαίνεται ότι οι ιδιότητες των στοιχείων εξαρτώνται από τον ατομικό τους αριθμό.

Όταν τα στοιχεία τοποθετήθηκαν στον περιοδικό πίνακα κατά αύξοντα ατομικό αριθμό, αναιρέθηκαν οι αναστροφές. Το Te με το I, το Ar με το K, και το Co με το Ni τοποθετήθηκαν κανονικά στις αντίστοιχες ομάδες.

Συνεπώς, ο ατομικός αριθμός ενός στοιχείου είναι αυτός που καθορίζει τη θέση του στον περιοδικό πίνακα και όχι η ατομική μάζα.

Επομένως, η σύγχρονη διατύπωση του νόμου της περιοδικότητας είναι η εξής:

Όταν τα χημικά στοιχεία ταξινομηθούν κατά αύξοντα ατομικό αριθμό, οι ιδιότητές τους επαναλαμβάνονται περιοδικά.

Η σύγχρονη διατύπωση του νόμου της περιοδικότητας δεν επέφερε σημαντικές αλλαγές στον πίνακα του Mendeleev, διότι η κατάταξη των στοιχείων κατά αύξοντα ατομικό αριθμό είναι σχεδόν ίδια με την κατάταξη κατά αύξουσα ατομική μάζα, με εξαίρεση τις τρεις περιπτώσεις των αναστροφών.

Κάθε νέα περίοδος, μετά την πρώτη, ξεκινά με στοιχείο της ομάδας 1 και καταλήγει σε ευγενές αέριο. Τα στοιχεία της ομάδας 1 ονομάζονται *αλκάλια* (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr). Πρόκειται για πολύ μαλακά μέταλλα με σχετικά χαμηλά σημεία τήξης. Τα αλκάλια αντιδρούν έντονα με πολλές ουσίες, ακόμη και με το νερό.

Τα στοιχεία της ομάδας 2 ονομάζονται *αλκαλικές γαίες* (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra). Είναι μέταλλα πιο σκληρά από τα αλκάλια, με υψηλότερα σημεία τήξης και λιγότερο δραστικά.

Τα στοιχεία της ομάδας 17 είναι τα *αλογόνα* (F, Cl, Br, I, At). Είναι όλα αμέταλλα, με διαφορετική, όμως, φυσική κατάσταση σε θερμοκρασία δωματίου. Είναι δραστικά χημικά στοιχεία και το μόριό τους αποτελείται από δύο άτομα.

Στην έκτη περίοδο ανήκουν οι *λανθανίδες*. Πρόκειται για τα 15 στοιχεία με ατομικούς αριθμούς μεταξύ 57 και 71. Τα στοιχεία αυτά παρουσιάζουν παρόμοιες ιδιότητες και θα έπρεπε να τοποθετηθούν στην ίδια ομάδα του περιοδικού πίνακα. Το όνομά τους προέρχεται από το πρώτο στοιχείο αυτής της σειράς, το *λανθάνιο* (La, με $Z=57$). Οι λανθανίδες ονομάζονται και *σπάνιες γαίες*.

Στην έβδομη περίοδο ανήκουν οι *ακτινίδες*. Είναι τα 15 στοιχεία με ατομικούς αριθμούς από 89 έως 103, τα οποία παρουσιάζουν παρόμοιες ιδιότητες. Το πρώτο στοιχείο των ακτινίδων είναι το ακτίνιο (Ac, με $Z=89$).

Οι λανθανίδες και οι ακτινίδες τοποθετούνται στο κάτω μέρος του περιοδικού πίνακα, ως παράρτημα της ομάδας 3.

Τα στοιχεία που περιέχονται στις ομάδες 3 έως 11 του περιοδικού πίνακα ονομάζονται *στοιχεία μετάπτωσης*. Τα στοιχεία μετάπτωσης εμφανίζουν τις χαρακτηριστικές ιδιότητες των μετάλλων. Γενικά, είναι πιο σκληρά και παρουσιάζουν υψηλότερα σημεία τήξης από τα αλκάλια και τις αλκαλικές γαίες. Δεν αντιδρούν εύκολα με τα συ-

νήθη υγρά και αέρια (υδρογόνο, οξυγόνο, νερό, αλογόνα κ.ά.) σε θερμοκρασία δωματίου. Οι ενώσεις που σχηματίζουν είναι, συνήθως, έγχρωμες. Ορισμένα στοιχεία μετάπτωσης είναι μέταλλα με μεγάλη βιομηχανική σημασία.

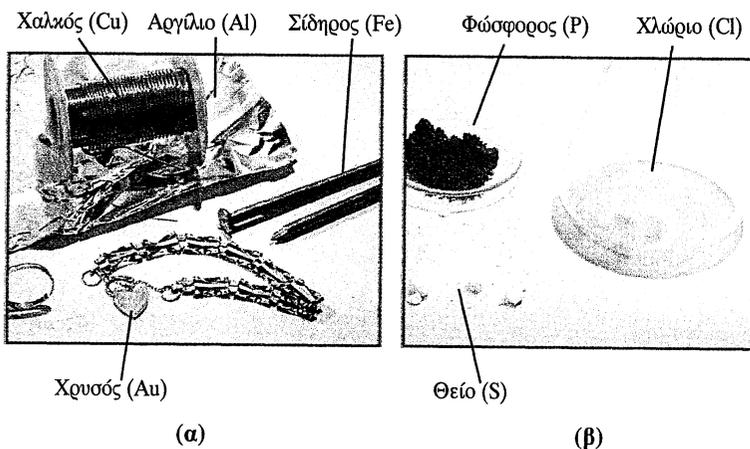
Τέλος, ένα στοιχείο μετάπτωσης μπορεί να παρουσιάζει διάφορους *αριθμούς οξείδωσης* στις ενώσεις του.

Τα στοιχεία μπορούν να διαχωριστούν, επίσης, σε:

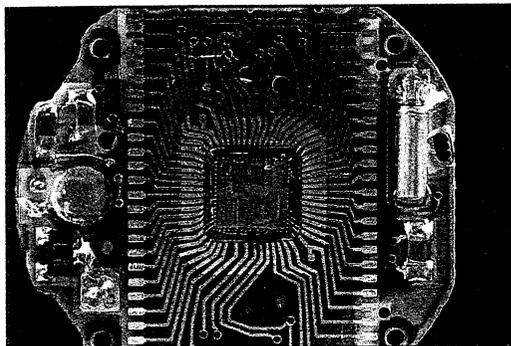
- μέταλλα,
- αμέταλλα και
- μεταλλοειδή ή ημιμέταλλα.

Τα μέταλλα βρίσκονται στην αριστερή και κάτω πλευρά του περιοδικού πίνακα, ενώ τα αμέταλλα στη δεξιά και πάνω. Μεταξύ μετάλλων και αμετάλλων, σε μια διαχωριστική γραμμή ανάμεσά τους, είναι τοποθετημένα τα μεταλλοειδή: B, Si, Ge, As, Sb, Te, At.

Τα μεταλλοειδή έχουν ιδιότητες ενδιάμεσες μεταξύ των μετάλλων και των αμετάλλων. Είναι τυπικοί *ημιαγωγοί*. Άγουν, δηλαδή, το ηλεκτρικό ρεύμα, αλλά όχι όσο τα μέταλλα. Το πιο γνωστό από τα μεταλλοειδή είναι το πυρίτιο (Si) (σχήμα 4.4).



Σχήμα 4.3: Μερικά συνήθη μέταλλα (α) και αμέταλλα (β).



Σχήμα 4.4: Οι ημιαγωγοί και ιδιαίτερα το Si, βρίσκουν ευρύτατη εφαρμογή στη μικροηλεκτρονική.

4.4 Χρησιμότητα του περιοδικού πίνακα

Η περιοδικότητα που εμφανίζουν οι ιδιότητες των στοιχείων είναι αποτέλεσμα της περιοδικότητας που παρουσιάζει η διάταξη των ηλεκτρονίων των ατόμων τους γύρω από τον πυρήνα (σχήμα 4.5).

Το άτομο του πρώτου στοιχείου κάθε περιόδου έχει ένα μόνο ηλεκτρόνιο στην εξωτερική του στιβάδα (στιβάδα σθένους). Τέτοια άτομα είναι αυτά του υδρογόνου και των αλκαλίων (ομάδα 1).

Τα άτομα των αμέσως επόμενων στοιχείων, στην ίδια όμως περίοδο, έχουν δύο ηλεκτρόνια στην εξωτερική τους στιβάδα. Τέτοια άτομα είναι αυτά του ηλίου και των αλκαλικών γαιών (ομάδα 2).

Η πρώτη περίοδος περιλαμβάνει δύο μόνο στοιχεία, διότι η στιβάδα K ($n=1$) μπορεί να έχει το πολύ δύο ηλεκτρόνια. Η δεύτερη περίοδος περιλαμβάνει οκτώ στοιχεία, διότι η στιβάδα L ($n=2$) μπορεί να έχει το πολύ οκτώ ηλεκτρόνια. Η τρίτη περίοδος περιλαμβάνει, επίσης, οκτώ στοιχεία, διότι η στιβάδα M ($n=3$), όταν είναι στιβάδα σθένους, μπορεί να έχει το πολύ οκτώ ηλεκτρόνια.

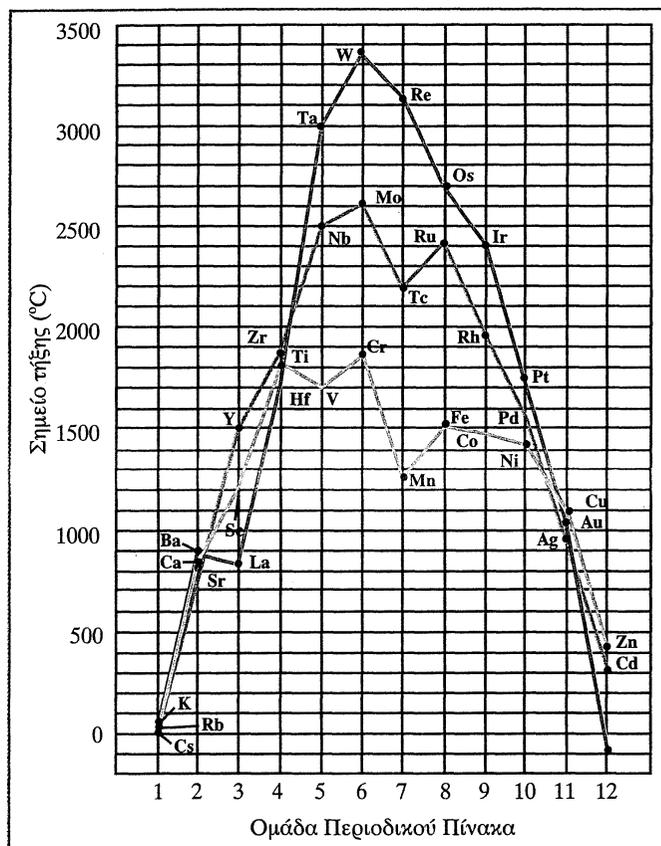
Κάθε νέα περίοδος ξεκινάει με στοιχείο που έχει ατομικό αριθμό μεγαλύτερο κατά 1 από το αμέσως προηγούμενο ευγενές αέριο. Η ηλεκτρονική δομή αυτού του στοιχείου, το οποίο είναι αλκάλιο, προκύπτει από την ηλεκτρονική δομή του προηγούμενου ευγενούς αερίου, με προσθήκη ενός ηλεκτρονίου στην επόμενη στιβάδα. Δηλαδή, οι περίοδοι ξεκινούν όταν για πρώτη φορά τοποθετείται ηλεκτρόνιο σε μία νέα στιβάδα.

Τα ευγενή αέρια, στα οποία καταλήγουν όλες οι περίοδοι του πίνακα, έχουν συμπληρωμένη την εξωτερική τους στιβάδα με 8 ηλεκτρόνια (εκτός από το He, που έχει 2 ηλεκτρόνια με τα οποία συμπληρώνεται η στιβάδα K) και γι' αυτό το λόγο είναι εξαιρετικά αδρανή.

Γενικά, ο αριθμός της περιόδου που ανήκει το κάθε στοιχείο είναι ίδιος με τον κύριο κβαντικό αριθμό της στιβάδας σθένους του.

Είναι, λοιπόν, φανερό ότι στοιχεία που ανήκουν στην ίδια ομάδα του περιοδικού πίνακα έχουν και τον ίδιο αριθμό ηλεκτρονίων στην εξωτερική στιβάδα των ατόμων τους. Τα ηλεκτρόνια αυτά ονομάζονται ηλεκτρόνια σθένους και σε αυτά οφείλεται η ομοιότητα στις ιδιότητες που εμφανίζουν τα στοιχεία της ίδιας ομάδας.

Τα ηλεκτρόνια σθένους συμμετέχουν στη δημιουργία των χημικών δεσμών, που περιγράφονται στο επόμενο κεφάλαιο.



Σχήμα 4.5: Το σημείο τήξης είναι μια φυσική ιδιότητα των στοιχείων, η οποία εμφανίζει περιοδικότητα. Στο διάγραμμα δίνονται τα σημεία τήξης μερικών μετάλλων σε σχέση με τη θέση τους στον Π.Π. Κάθε γραμμή διαφορετικού χρώματος αντιστοιχεί στα στοιχεία μιας συγκεκριμένης περιόδου του Π.Π. Γενικά, στοιχεία της ίδιας ομάδας του Π.Π. (π.χ. Cu, Ag, Au) χαρακτηρίζονται από παραπλήσια σημεία τήξης.

ΑΝΑΚΕΦΑΛΑΙΩΣΗ

Το 1869, ο Mendeleev δημοσίευσε τον πρώτο περιοδικό πίνακα. Σε αυτόν υπάρχουν 12 οριζόντιες σειρές και 8 κάθετες στήλες, που ονομάζονται ομάδες. Τα χημικά στοιχεία παρατίθενται κατά αύξουσα ατομική μάζα. Ο Mendeleev διατύπωσε το νόμο της περιοδικότητας, σύμφωνα με τον οποίο: όταν τα χημικά στοιχεία ταξινομηθούν κατά αύξουσα ατομική μάζα, οι ιδιότητές τους επαναλαμβάνονται περιοδικά.

Ο πίνακας του Mendeleev προέβλεπε την ύπαρξη άγνωστων, μέχρι εκείνη την εποχή, χημικών στοιχείων καθώς και των ιδιοτήτων τους.

Σύμφωνα με τη σύγχρονη διατύπωση του νόμου της περιοδικότητας, οι ιδιότητες των χημικών στοιχείων επαναλαμβάνονται περιοδικά, όταν αυτά ταξινομηθούν κατά αυξανόμενο ατομικό αριθμό.

Ο σύγχρονος περιοδικός πίνακας περιλαμβάνει όλα τα γνωστά στοιχεία, ταξινομημένα κατά αυξανόμενο ατομικό αριθμό. Αποτελείται από επτά οριζόντιες σειρές, που ονομάζονται περίοδοι και δεκαοκτώ κατακόρυφες στήλες, που ονομάζονται ομάδες. Η ομάδα 1 περιλαμβάνει τα αλκάλια, η 2 τις αλκαλικές γαίες, η 17 τα αλογόνα και η 18 τα ευγενή αέρια.

Η περιοδικότητα που εμφανίζουν οι ιδιότητες των στοιχείων είναι αποτέλεσμα της περιοδικότητας που παρουσιάζει η διάταξη των ηλεκτρονίων των ατόμων τους γύρω από τον πυρήνα.

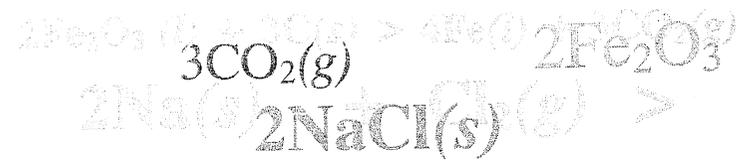
Στοιχεία που ανήκουν στην ίδια ομάδα του περιοδικού πίνακα έχουν και τον ίδιο αριθμό ηλεκτρονίων σθένους. Σε αυτά οφείλεται η ομοιότητα στις ιδιότητες που εμφανίζουν τα στοιχεία της ίδιας ομάδας. Τα ηλεκτρόνια σθένους συμμετέχουν στη δημιουργία των χημικών δεσμών.

ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ - ΑΣΚΗΣΕΙΣ

- Ο Mendeleev ήταν σε θέση να προβλέψει τις ιδιότητες στοιχείων που δεν είχαν ακόμα ανακαλυφθεί. Πώς μπόρεσε να το επιτύχει αυτό;
- Να δοθούν οι ορισμοί:
 - περίοδος και ομάδα του περιοδικού πίνακα
 - στιβάδα και ηλεκτρόνια σθένους
 - λανθανίδες και ακτινίδες.
- Σε μια περίοδο του περιοδικού πίνακα, τα στοιχεία:
 - έχουν ίδιο ατομικό αριθμό
 - έχουν ίδιο αριθμό ηλεκτρονίων στην εξωτερική στιβάδα των ατόμων τους
 - έχουν ίδιες χημικές ιδιότητες
 - έχουν ίδιο αριθμό ηλεκτρονικών στιβάδων στα άτομά τους.
 Να επιλεγεί η σωστή απάντηση.
- Ένα στοιχείο βρίσκεται στην 3η περίοδο και τη 17η ομάδα του περιοδικού πίνακα. Ποια είναι η ηλεκτρονική δομή και ο ατομικός αριθμός του στοιχείου;
- Δίνονται τα στοιχεία ${}^4\text{Be}$ και ${}^{10}\text{Ne}$. Ποια είναι η ηλεκτρονική τους δομή; Σε ποια ομάδα και περίοδο του περιοδικού πίνακα ανήκει το καθένα;
- Δίνονται τα στοιχεία: C, Po, Cr, Mg, B, Co, Xe, Ca και Ag. Προσδιορίστε τη θέση τους στον περιοδικό πίνακα και χαρακτηρίστε τα ως μέταλλα, αμέταλλα ή μεταλλοειδή.
- Η θέση ενός στοιχείου στον περιοδικό πίνακα καθορίζεται από:
 - το ατομικό του βάρος
 - τον αριθμό των ηλεκτρονικών του στιβάδων
 - τον ατομικό του αριθμό
 - τον αριθμό των ηλεκτρονίων της εξωτερικής του στιβάδας
 - από άλλους παράγοντες.
 Να επιλεγεί η σωστή απάντηση.

- Ποια από τις παρακάτω προτάσεις που αναφέρονται στο σύγχρονο περιοδικό πίνακα είναι λανθασμένη;
 - Τα στοιχεία της 3ης περιόδου είναι συνολικά οκτώ.
 - Τα στοιχεία μετάπτωσης βρίσκονται όλα στην ίδια περίοδο.
 - Τα στοιχεία της ομάδας 17 ονομάζονται αλογόνα.
 - Τα στοιχεία της ομάδας 2 έχουν στην εξωτερική τους στιβάδα δύο ηλεκτρόνια.
- Ποια από τις παρακάτω προτάσεις που αναφέρονται στον περιοδικό πίνακα είναι σωστή;
 - Η πρώτη περίοδος περιλαμβάνει το υδρογόνο και τα αλκάλια.
 - Τα στοιχεία της ίδιας περιόδου έχουν όλα τον ίδιο αριθμό ηλεκτρονίων στην εξωτερική τους στιβάδα.
 - Η τρίτη περίοδος περιλαμβάνει 18 στοιχεία.
 - Τα στοιχεία της ομάδας 17 είναι όλα αμέταλλα και περιέχουν 7 ηλεκτρόνια στην εξωτερική στιβάδα των ατόμων τους.
 - Όλα τα ευγενή αέρια περιέχουν οκτώ ηλεκτρόνια στη στιβάδα σθένους.
- Ποιο στοιχείο είναι:
 - Αλογόνο στην 5η περίοδο του περιοδικού πίνακα.
 - Ευγενές αέριο στη 4η περίοδο του περιοδικού πίνακα.
 - Αλκάλιο με ατομικό αριθμό μεγαλύτερο κατά 1 από το νέο (Ne).
 - Αλκαλική γαία με μία παραπάνω ηλεκτρονική στιβάδα από το ασβέστιο (Ca).
- Ποιο στοιχείο της ομάδας 16 είναι μέταλλο;
 - Ποιο στοιχείο της 6ης περιόδου είναι μεταλλοειδές;
 - Πόσα αμέταλλα υπάρχουν στην ομάδα 15;

* Για την επίλυση των ασκήσεων να χρησιμοποιηθεί ο Περιοδικός Πίνακας (σχήμα 4.2).



ΚΕΦΑΛΑΙΟ

Χημικοί Δεσμοί

5

5

ΚΕΦΑΛΑΙΟ

Χημικοί Δεσμοί

5.1 Εισαγωγή - Τι είναι ο χημικός δεσμός

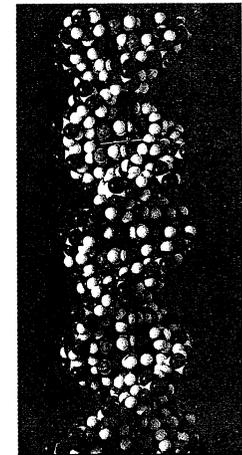
Τα άτομα του ίδιου ή διαφορετικών στοιχείων συνδέονται μεταξύ τους με διάφορους τρόπους για να σχηματίσουν σταθερά «συγκροτήματα» ατόμων. Πώς όμως και γιατί γίνεται αυτό;

Η μελέτη της ομάδας των ευγενών αερίων δείχνει ότι τα στοιχεία που περιέχονται σε αυτήν:

- ⇒ χαρακτηρίζονται από μεγάλη χημική αδράνεια, δηλαδή δεν αναπτύσσουν δεσμούς με άλλα άτομα, γι' αυτό άλλωστε ονομάζονται και ευγενή και
- ⇒ οι εξωτερικές στιβάδες τους είναι συμπληρωμένες με 8 ηλεκτρόνια, εκτός από το ήλιο (He) που διαθέτει συνολικά 2 ηλεκτρόνια.

Επομένως, η ηλεκτρονική δομή των ευγενών αερίων χαρακτηρίζεται από μεγάλη σταθερότητα και ελάχιστη ενέργεια.

Η χημική δραστηριότητα των υπόλοιπων στοιχείων, δηλαδή η τάση τους για σχηματισμό χημικών δεσμών, έχει σχέση με την ηλεκτρονική δομή των ατόμων τους και συγκεκριμένα με τα ηλεκτρο-



Σχήμα 5.1: Άτομα ενωμένα με χημικούς δεσμούς στο μόριο του DNA.

νια σθένους. Τα άτομα «συνδυάζονται» μεταξύ τους μεταβάλλοντας την ηλεκτρονική τους δομή, έτσι ώστε να αποκτήσουν δομή ευγενών αερίων και να μεταπέσουν σε *χαμηλότερη ενέργεια*.

Η αρχή της ελάχιστης ενέργειας εφαρμόζεται και στον κόσμο των ατόμων. Έτσι, αν άτομα, τα οποία πλησιάζουν σε απόσταση που αλληλοεπιρεάζονται, θα συνδεθούν ή όχι για να σχηματίσουν χημικό δεσμό, καθώς και ο είδους θα είναι αυτός ο δεσμός, εξαρτάται από τις ενεργειακές μεταβολές που θα συμβούν.

Η δυνατότητα μείωσης της ενέργειας των ατόμων με συνδυασμό τους ευνοεί το σχηματισμό χημικού δεσμού μεταξύ τους.

Χημικός δεσμός είναι η ισχυρή ελκτική δύναμη, που αναπτύσσεται ανάμεσα σε όμοια ή διαφορετικά άτομα και έχει ως αποτέλεσμα τη δημιουργία μιας χημικής ένωσης.

Το είδος και η ένταση των δυνάμεων στους χημικούς δεσμούς καθορίζει τις χημικές ιδιότητες των ουσιών.

5.2 Ο κανόνας της οκτάδας

Η πρώτη ικανοποιητική ερμηνεία της χημικής δραστικότητας των ατόμων δόθηκε από την ηλεκτρονική θεωρία του σθένους, οι απλές αρχές της οποίας χρησιμοποιούνται ακόμα και σήμερα. Η ηλεκτρονική θεωρία του σθένους στηρίζεται στον κανόνα των οκτάδων:

Όταν αναπτύσσεται χημικός δεσμός μεταξύ ατόμων, αυτά ανταλλάσσουν ή συνεισφέρουν ηλεκτρόνια, έτσι ώστε να συμπληρώσουν την εξωτερική στιβάδα τους με οκτώ ηλεκτρόνια (ή δύο για τη στιβάδα K).

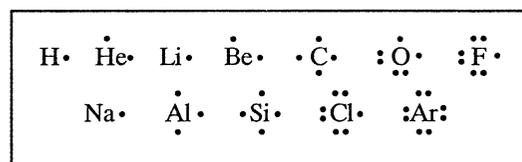
Τα ηλεκτρόνια σθένους ενός ατόμου, είτε συνδυάζονται ανά δύο σχηματίζοντας ζεύγη είτε παραμένουν ανεξάρτητα μεταξύ τους και ονομάζονται *μονήρη*. Τα ηλεκτρόνια ενός ζεύγους διαθέτουν πάντα αντιπαράλληλα σπιν ενώ τα σπιν των μονήρων ηλεκτρονίων είναι παράλληλα.

Εάν η στιβάδα σθένους περιέχει ένα έως τέσσερα ηλεκτρόνια, αυτά εμφανίζονται ως μονήρη. Κάθε επιπλέον ηλεκτρόνιο στην εξωτερική στιβάδα σχηματίζει ζεύγος με ένα από τα μονήρη. Έτσι, για παράδειγμα, επτά ηλεκτρόνια στην εξωτερική στιβάδα αποτελούνται από τρία ζεύγη και ένα μονήρες ηλεκτρόνιο. Μια στιβάδα σθένους συμπληρωμένη με οκτώ ηλεκτρόνια αποτελείται από τέσσερα ζεύγη.

Οι ιοντικοί και ομοιοπολικοί δεσμοί, που περιγράφονται στη συνέχεια, σχηματίζονται με ανακατανομές των μονήρων ηλεκτρονίων σθένους μεταξύ των ατόμων των στοιχείων.

Για τη συμβολική αναπαράσταση της κατανομής των ηλεκτρονίων σθένους στα άτομα ή τα ιόντα των στοιχείων, χρησιμοποιούνται συνήθως τα σύμβολα Lewis. Έτσι, κάθε στοιχείο γράφεται με το ατομικό του σύμβολο και αυτό περιβάλλεται με έναν αριθμό από τελείες, καθεμία από τις οποίες συμβολίζει ένα ηλεκτρόνιο της στιβάδας σθένους. Δύο διπλανές τελείες συνιστούν ένα ζεύγος ηλεκτρονίων.

Για παράδειγμα, τα σύμβολα Lewis μερικών στοιχείων των τριών πρώτων περιόδων του περιοδικού πίνακα είναι:



Οι συνδυασμοί των συμβόλων Lewis στοιχείων που ενώνονται με χημικούς δεσμούς δίνουν τους *ηλεκτρονικούς τύπους*.

Η ηλεκτρονική θεωρία του σθένους ήταν η απλούστερη και πληρέστερη θεωρία, πριν την ανάπτυξη της κβαντικής θεωρίας, για την περιγραφή των χημικών δεσμών.

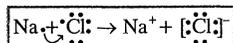
5.3 Ιοντικός δεσμός και ιοντικές ενώσεις

Ο όρος **ιόν** αναφέρεται σε φορτισμένα άτομα ή ομάδες ατόμων.

Τα **μονοατομικά ιόντα** είναι άτομα, τα οποία είτε έχουν έλλειμμα ηλεκτρονίων, οπότε είναι θετικά φορτισμένα και ονομάζονται **κατιόντα**, είτε έχουν περίσσεια ηλεκτρονίων, οπότε είναι αρνητικά φορτισμένα και ονομάζονται **ανιόντα**.

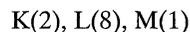
Τα **πολυατομικά ιόντα** είναι ομάδες ατόμων ενωμένων με χημικούς δεσμούς, που παρουσιάζουν ένα συνολικό, θετικό ή αρνητικό φορτίο.

Ο σχηματισμός ιοντικού δεσμού στο NaCl με σύμβολα Lewis:

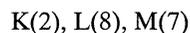


Όταν μεταλλικό νάτριο (Na) έλθει σε επαφή με αέριο χλώριο (Cl₂), σχηματίζεται χλωριούχο νάτριο (NaCl). Πρόκειται για μια ένωση που αποτελείται από θετικά (Na⁺) και αρνητικά (Cl⁻) φορτισμένα σωματίδια, τα οποία ονομάζονται **ιόντα**.

Κάθε άτομο νατρίου διαθέτει 11 ηλεκτρόνια (11Na), τα οποία κατανέμονται ως εξής:



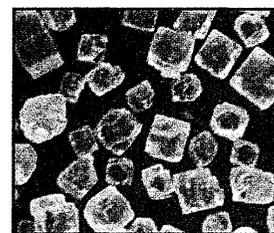
ενώ, κάθε άτομο χλωρίου διαθέτει 17 ηλεκτρόνια (17Cl) με κατανομή:



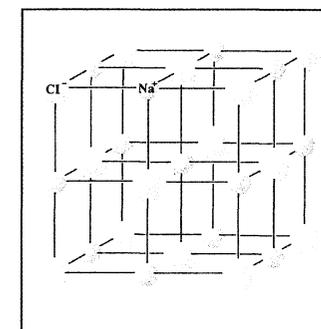
Κατά το σχηματισμό του NaCl, το ηλεκτρόνιο της εξωτερικής στιβάδας ενός ατόμου Na μεταπηδά στην εξωτερική στιβάδα ενός ατόμου Cl. Έτσι, το άτομο Na φορτίζεται θετικά και αποκτά τη δομή K(2), L(8), ενώ το άτομο Cl φορτίζεται αρνητικά και αποκτά τη δομή K(2), L(8), M(8). Το NaCl είναι αποτέλεσμα της ανάπτυξης χημικού δεσμού, λόγω της έλξης μεταξύ των αντίθετα φορτισμένων ιόντων. Ο δεσμός αυτός ονομάζεται **ιοντικός**.

Γενικά, κατά το σχηματισμό ιοντικού δεσμού μεταξύ δύο ατόμων, ένα ή περισσότερα ηλεκτρόνια μεταφέρονται από τη στιβάδα σθένους του ενός ατόμου στη στιβάδα σθένους του άλλου.

Το άτομο που προσφέρει ηλεκτρόνια μετατρέπεται σε κατιόν, ενώ το άτομο που προσλαμβάνει τα ηλεκτρόνια μετατρέπεται σε ανιόν. Τα **ιόντα έλκονται μεταξύ τους με δυνάμεις ηλεκτροστατικής φύσης**. Έτσι:



(α)



(β)

Σχήμα 5.2: α) Κρύσταλλοι NaCl. β) Διάταξη των ιόντων του NaCl στο χώρο (κρυσταλλικό πλέγμα).

Ιοντικός είναι ο χημικός δεσμός που σχηματίζεται μεταξύ θετικών και αρνητικών ιόντων, τα οποία έλκονται με ηλεκτροστατικές δυνάμεις.

Κατά το σχηματισμό ιοντικών δεσμών, τα στοιχεία που έχουν 1 έως 3 ηλεκτρόνια σθένους αποβάλλουν ηλεκτρόνια, ενώ τα στοιχεία που έχουν 5 έως 7 ηλεκτρόνια σθένους προσλαμβάνουν ηλεκτρόνια.

Χαρακτηριστικό παράδειγμα ιοντικών ενώσεων είναι οι ενώσεις μεταξύ μετάλλων και αμετάλλων (π.χ. KCl, CaF₂, FeCl₂).

Τα ιοντικά στερεά συγκροτούνται από ιόντα συμμετρικά τοποθετημένα σε μια τρισδιάστατη διάταξη, που ονομάζεται **κρυσταλλικό πλέγμα** (σχήμα 5.2). Επειδή οι ηλεκτροστατικές δυνάμεις εξασκούνται ισότιμα προς όλες τις κατευθύνσεις του χώρου, στις ιοντικές ενώσεις δεν υπάρχει η έννοια του μορίου.

Οι **ιοντικές ενώσεις** στις συνήθεις θερμοκρασίες είναι στερεά κρυσταλλικά σώματα με υψηλά σημεία τήξης. Τα στερεά αυτά είναι σκληρά, εύθραυστα και δεν άγουν το ηλεκτρικό ρεύμα. Οι ιοντικές ενώσεις είναι γενικά διαλυτές στο νερό.

Οι χημικοί τύποι των ιοντικών ενώσεων δεν εκφράζουν διακεκριμένα μόρια αλλά την ακριβή αναλογία ανιόντων και κατιόντων στο κρυσταλλικό τους πλέγμα. Από μια άποψη, οι κρύσταλλοι μπορούν να θεωρηθούν ως γιγαντιαία μόρια.

Οι κρύσταλλοι των ιοντικών ενώσεων είναι ηλεκτρικά ουδέτεροι.

Τα διαλύματα και τήγματα τους είναι καλοί αγωγοί του ηλεκτρισμού.

5.4 Ομοιοπολικός δεσμός και ομοιοπολικές ενώσεις

Η συντριπτική πλειοψηφία των χημικών ουσιών, όπως π.χ. το νερό, το οινόπνευμα, η βενζίνη και τα πλαστικά, δεν παρουσιάζει τα χαρακτηριστικά των ιοντικών ενώσεων.

Για την περιγραφή των χημικών δεσμών στις μη ιοντικές ενώσεις χρησιμοποιείται η έννοια του ομοιοπολικού δεσμού.

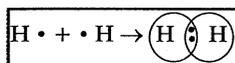
Το απλούστερο παράδειγμα ομοιοπολικού δεσμού είναι το μόριο του υδρογόνου. Το άτομο του υδρογόνου (${}_1\text{H}$) διαθέτει ένα ηλεκτρόνιο στη στιβάδα σθένους του και έχει ηλεκτρονική δομή K(1). Όταν δυο άτομα H πλησιάσουν μεταξύ τους, τα ηλεκτρόνια σθένους τους σχηματίζουν ένα ζεύγος ηλεκτρονίων, το οποίο ανήκει και στα δύο άτομα. Έτσι, καθένα από αυτά συμπληρώνει τη στιβάδα σθένους του (K) με 2 ηλεκτρόνια και αποκτά την ηλεκτρονική δομή του ηλίου (He).

Στην περίπτωση του μορίου του χλωρίου (Cl_2), τα μονήρη ηλεκτρόνια σθένους των δύο ατόμων χλωρίου (${}_{17}\text{Cl}$) σχηματίζουν ένα ζεύγος ηλεκτρονίων, που ανήκει και στα δυο άτομα. Έτσι, συμπληρώνουν τη στιβάδα σθένους τους (M) με 8 ηλεκτρόνια, και αποκτούν την ηλεκτρονική δομή του αργού (Ar).

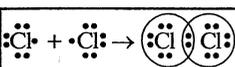
Όμοια, ένα άτομο χλωρίου και ένα άτομο υδρογόνου μπορούν να συνεισφέρουν αμοιβαία τα μονήρη ηλεκτρόνια σθένους τους σχηματίζοντας το μόριο του υδροχλωρίου (HCl).

Το άτομο του οξυγόνου (${}_{16}\text{O}$) με ηλεκτρονική δομή K(2), L(8), M(6) έχει δυο μονήρη ηλεκτρόνια στην εξωτερική του στιβάδα. Στο μόριο του

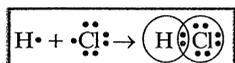
Σχηματισμός H_2 και ηλεκτρονικός τύπος:



Σχηματισμός Cl_2 και ηλεκτρονικός τύπος:



Σχηματισμός HCl και ηλεκτρονικός τύπος:



νερού (H_2O), το άτομο του οξυγόνου σχηματίζει δύο «κοινά» ζεύγη ηλεκτρονίων με τα δύο μονήρη ηλεκτρόνια των δύο ατόμων υδρογόνου.

Τα ηλεκτρόνια σθένους που συμμετέχουν στο σχηματισμό κοινού ζεύγους, ανάμεσα σε δυο άτομα, ονομάζονται *δεσμικά* και χαρακτηρίζονται από *αντιπαράλληλα σπιν*.

Στα παραπάνω παραδείγματα, ο χημικός δεσμός που αναπτύσσεται μεταξύ δυο ατόμων οφείλεται στις ελκτικές δυνάμεις μεταξύ των πυρήνων και του ζεύγους ηλεκτρονίων που βρίσκεται ανάμεσά τους. Οι δυνάμεις αυτές εξισορροπούν τις απώσεις μεταξύ των πυρήνων και το τελικό αποτέλεσμα είναι ο σχηματισμός ενός σταθερού «συγροτήματος» ατόμων.

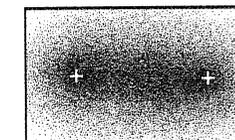
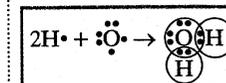
Ομοιοπολικός είναι ο χημικός δεσμός που δημιουργείται με αμοιβαία συνεισφορά μονήρων ηλεκτρονίων σθένους μεταξύ ατόμων του ίδιου ή διαφορετικών στοιχείων, με αποτέλεσμα το σχηματισμό κοινού ζεύγους ηλεκτρονίων.

Σύμφωνα με τις σύγχρονες αντιλήψεις, τα κοινά ζεύγη ηλεκτρονίων δεν έχουν κάποια συγκεκριμένη θέση μεταξύ των πυρήνων των ατόμων αλλά κατανέμονται (ως ηλεκτρονικά νέφη) γύρω από αυτούς, με μέγιστη πιθανότητα παρουσίας ανάμεσά τους (σχήμα 5.3).

Ο αριθμός των ομοιοπολικών δεσμών, τους οποίους μπορεί να σχηματίσει ένα άτομο, είναι ίσος με τον αριθμό των μονήρων ηλεκτρονίων που έχει στη στιβάδα σθένους του.

Όταν δύο άτομα μοιράζονται ένα ζεύγος ηλεκτρονίων, όπως στα μόρια του H_2 , του Cl_2 και του HCl, ο δεσμός είναι απλός ομοιοπολικός. Ανάμεσα σε δύο άτομα, όμως, μπορεί να αναπτυχθούν και *πολλαπλοί* (διπλοί ή τριπλοί) ομοιοπολικοί δεσμοί, με το σχηματισμό δύο ή τριών κοινών ζευγών ηλεκτρονίων.

Σχηματισμός H_2O και ηλεκτρονικός τύπος:



Σχήμα 5.3: Κατανομή ηλεκτρονικού νέφους στο μόριο του H_2 .

Τα ζεύγη ηλεκτρονίων που περιέχονται στη στιβάδα σθένους των ατόμων και δε συμμετέχουν σε ομοιοπολικούς δεσμούς ονομάζονται *ασύζευκτα ή μη δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων*.

☛ Στους ηλεκτρονικούς τύπους, τα κοινά ζεύγη ηλεκτρονίων αναπαριστώνται με ζευγάρια από τελείες ανάμεσα στα άτομα του δεσμού, ενώ τα μη δεσμικά ζεύγη ή γράφονται με ζευγάρια από τελείες κοντά και γύρω από το στοιχειακό σύμβολο κάθε ατόμου.

Χημική ένωση	Ηλεκτρονικός τύπος
C ₂ H ₄	$\begin{array}{c} \text{H} & & \text{H} \\ & \backslash & / \\ & \text{C} & :: & \text{C} \\ & / & \backslash \\ \text{H} & & \text{H} \end{array}$
N ₂	$:\text{N}:::\text{N}:$
C ₂ H ₂	$\text{H}:\text{C}:::\text{C}:\text{H}$
CO ₂	$:\ddot{\text{O}}::\text{C}::\ddot{\text{O}}:$

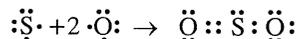
Ο ομοιοπολικός δεσμός συμβολίζεται με παύλα μεταξύ των ατόμων του δεσμού.

Ο ημιπολικός δεσμός συμβολίζεται, συνήθως, με βέλος, η φορά του οποίου δείχνει το άτομο που δέχεται το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων.

π.χ. $\text{O} = \text{S} \rightarrow \text{O}$

Κατά το σχηματισμό ενός χημικού δεσμού μεταξύ δύο ατόμων, το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων μπορεί να «προσφέρεται» από το ένα άτομο. Στην περίπτωση αυτή ο δεσμός που σχηματίζεται ονομάζεται και **ημιπολικός**. Αυτός δε διαφέρει από τον τυπικό ομοιοπολικό δεσμό, παρ'ότι μόνο στην προέλευση του κοινού ζεύγους ηλεκτρονίων.

Για παράδειγμα ο σχηματισμός του SO₂ γίνεται ως εξής:



Το S σχηματίζει με το ένα άτομο O (αριστερά) δύο ομοιοπολικούς δεσμούς, ενώ προσφέρει ένα ζεύγος ηλεκτρονίων στο άλλο άτομο O (δεξιά) σχηματίζοντας ημιπολικό δεσμό.

Ημιπολικός δεσμός μεταξύ δύο ατόμων μπορεί να σχηματιστεί όταν το ένα άτομο διαθέτει ένα ή

περισσότερα μη δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων, ενώ το άλλο χρειάζεται ένα ή περισσότερα ζεύγη ηλεκτρονίων για να συμπληρώσει την εξωτερική του στιβάδα.

Οι αλληλεπιδράσεις μεταξύ ατόμων που σχηματίζουν ομοιοπολικό δεσμό χαρακτηρίζονται από συγκεκριμένο προσανατολισμό στο χώρο. Έτσι, οι τρόποι με τους οποίους μπορούν να διαταχθούν τα άτομα που σχηματίζουν ομοιοπολικούς δεσμούς είναι περιορισμένοι. Το χαρακτηριστικό αυτό οδηγεί στη δημιουργία **μορίων**.

Οι ομοιοπολικές ενώσεις είναι αέρια, υγρά ή στερεά με ποικίλες ιδιότητες και πολύ μεγάλη σημασία στη φύση και την τεχνολογία.

5.5 Ηλεκτραρνητικότητα και πολωμένος ομοιοπολικός δεσμός - Η έννοια του μοριακού διπόλου

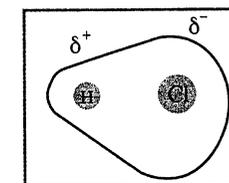
Στην περίπτωση ομοιοπολικού δεσμού μεταξύ δύο ατόμων διαφορετικών στοιχείων, το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων έλκεται περισσότερο από το ένα άτομο. Έτσι, στο μόριο του υδροχλωρίου (HCl) το δεσμικό ζεύγος ηλεκτρονίων είναι μετατοπισμένο προς το άτομο του χλωρίου, προσδίδοντας σε αυτό μια περίσσεια αρνητικού φορτίου (δ⁻). Αντίθετα, το άτομο του υδρογόνου παρουσιάζει έλλειμμα αρνητικού φορτίου (δ⁺):



Το φαινόμενο αυτό οφείλεται στη μεγαλύτερη **ηλεκτραρνητικότητα** του ατόμου του χλωρίου.

Ηλεκτραρνητικότητα είναι η τάση ενός ατόμου να έλκει τα ηλεκτρόνια των δεσμών μέσα στις χημικές ενώσεις.

Το 1858 ο A.S. Couper προτείνει την ύπαρξη αυθύπαρκτων οντοτήτων, των *μορίων*, οι οποίες σχηματίζονται από άλλες οντότητες, τα άτομα. Εισάγει την έννοια του *σθένους* και περιγράφει χημικούς τύπους μορίων. Με διαφορά μηνών, ο F.A. Kekulé εκφράζει παρόμοιες απόψεις.



Σχήμα 5.4: Κατανομή ηλεκτρονικού φορτίου στο μόριο του HCl.

Η ηλεκτραρνητικότητα είναι αδιάστατο μέγεθος και εκφράζεται σε σχετικές κλίμακες, η πιο γνωστή από τις οποίες είναι η κλίμακα του Pauling.

Στον ακόλουθο πίνακα δίνεται η κατάταξη των κυριότερων στοιχείων με βάση την ηλεκτραρνητικότητά τους:

Σειρά ηλεκτραρνητικότητας στοιχείων	
Αμέταλλα:	F > O > Cl, N > Br > I, S, C > P, H > B, As > Sb > Si
Μέταλλα:	Cs < K < Na, Ba < Ca < Mg < Al, Mn < Zn < Fe < Cu, Hg, Ag < Pt < Au

Τα μέταλλα λόγω της μικρότερης, σχετικά, ηλεκτραρνητικότητάς τους από τα αμέταλλα είναι ηλεκτροθετικά στοιχεία, με την έννοια ότι έχουν την τάση να αποβάλλουν τα ηλεκτρόνια σθένους τους.

Η ανομοιόμορφη κατανομή φορτίων αντι-στοιχεί στο σχηματισμό ενός πολωμένου ομοιοπολικού δεσμού.

Ο πολωμένος ομοιοπολικός δεσμός είναι ένας ομοιοπολικού τύπου δεσμός, στον οποίο το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων είναι μετατοπισμένο προς το πιο ηλεκτραρνητικό άτομο.

Ο ιοντικός δεσμός μπορεί να θεωρηθεί ως μια ακραία περίπτωση πολωμένου ομοιοπολικού δεσμού, όπου το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων έχει μετατοπιστεί εξ ολοκλήρου στο πιο ηλεκτραρνητικό άτομο και ανήκει πλέον στην εξωτερική στιβάδα αυτού. Γενικά, ο πολωμένος ομοιοπολικός δεσμός είναι μια ενδιάμεση περίπτωση μεταξύ του μη πολωμένου ομοιοπολικού και του ιοντικού δεσμού, όπως φαίνεται και στο παρακάτω παράδειγμα:

ομοιοπολικός δεσμός	→	H : H
πολωμένος ομοιοπολικός δεσμός	→	H ^{δ+} : Cl ^{δ-}
ιοντικός δεσμός	→	Na ⁺ : Cl ⁻

Η άνιση κατανομή φορτίου στους πολωμένους ομοιοπολικούς δεσμούς έχει ως αποτέλεσμα την ύπαρξη **διπόλων (ή πολικών) μορίων**.

☛ Οι δεσμοί μεταξύ μετάλλων από τις ομάδες 1 και 2 του περιοδικού πίνακα και αμετάλλων είναι ιοντικοί. Οι δεσμοί μεταξύ δυο διαφορετικών αμετάλλων είναι πολωμένοι ομοιοπολικοί, ενώ μεταξύ δύο ίδιων ατόμων είναι απλοί ομοιοπολικοί.

5.6 Μεταλλικός δεσμός

Οι χημικοί δεσμοί που σχηματίζονται ανάμεσα στα άτομα των μετάλλων χαρακτηρίζονται συνήθως ως **μεταλλικοί δεσμοί**. Αυτοί οφείλονται στον **ηλεκτροθετικό χαρακτήρα** των μετάλλων.

Σύμφωνα με τη **θεωρία του νέφους ηλεκτρονίων**, ένα μέταλλο αποτελείται από ένα πλέγμα θετικά φορτισμένων ιόντων και ένα νέφος **ελεύθερων ηλεκτρονίων**.

Τα ελεύθερα ηλεκτρόνια είναι ηλεκτρόνια σθένους, που έχουν αποσπαστεί από τα μεταλλικά άτομα, τα οποία έτσι έχουν μετατραπεί σε θετικά ιόντα. Τα ηλεκτρόνια αυτά δεν ανήκουν σε συγκεκριμένα άτομα, αλλά διαχέονται σε ολόκληρο το μεταλλικό κρυστάλλο. Η ηλεκτροστατική έλξη μεταξύ των ελεύθερων ηλεκτρονίων και των σταθερών μεταλλικών κατιόντων συγκρατεί το μεταλλικό κρυσταλλικό πλέγμα.

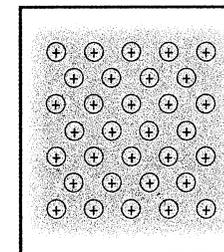
Το συνολικό αρνητικό φορτίο των ελεύθερων ηλεκτρονίων είναι ίσο με το συνολικό θετικό φορτίο των μεταλλικών κατιόντων. Έτσι, το κρυσταλλικό πλέγμα του μετάλλου είναι ηλεκτρικά ουδέτερο.

Τα μέταλλα παρουσιάζουν μια σειρά από χαρακτηριστικές ιδιότητες, οι οποίες διαμορφώνουν το μεταλλικό χαρακτήρα. Οι κυριότερες από αυτές είναι:

- Η μεγάλη θερμική και ηλεκτρική αγωγιμότητα, που οφείλεται στην κινητικότητα των ελεύθερων ηλεκτρονίων.
- Ο ολκισμός και ελατός χαρακτήρας τους, δηλαδή η δυνατότητα μορφοποίησης των μετάλλων σε σύρματα και ελάσματα.
- Η μεταλλική λάμψη.

Η ηλεκτροθετικότητα των μετάλλων έχει ως αποτέλεσμα τη χαλαρή συγκράτηση των ηλεκτρονίων σθένους από τα άτομα.

Ο **μεταλλικός δεσμός** είναι ένα είδος ιοντικού δεσμού που αναπτύσσεται μεταξύ των θετικά φορτισμένων ιόντων του μεταλλικού κρυσταλλικού πλέγματος και των ελεύθερων ηλεκτρονίων.



Σχήμα 5.5: Απεικόνιση μεταλλικού πλέγματος.

5.7 Αριθμός οξείδωσης

Γενικά, ο αριθμός οξείδωσης είναι μέτρο του βαθμού οξείδωσης ενός ατόμου σε μια χημική του ένωση.

Αριθμός οξείδωσης (Α.Ο.) είναι ένας ακέραιος αριθμός, που εκφράζει το πραγματικό ή υποθετικό φορτίο που αποδίδεται σε ένα άτομο, με βάση ορισμένους κανόνες.

Η τιμή του Α.Ο. ενός ατόμου σε χημική του ένωση, ανάλογα με τον τύπο των δεσμών που αναπτύσσει, ορίζεται ως εξής:

⇒ Στις ιοντικές ενώσεις, ο Α.Ο. ενός ατόμου συμπίπτει με το ιοντικό του φορτίο, π.χ. στο NaCl, το νάτριο έχει Α.Ο. +1 και το χλώριο -1.

⇒ Στις ομοιοπολικές ενώσεις, ο Α.Ο. ενός ατόμου εκφράζει το υποθετικό φορτίο που θα είχε αυτό, αν τα κοινά ζεύγη ηλεκτρονίων σε κάθε δεσμό στον οποίο συμμετέχει, ανήκαν στο πιο ηλεκτραρνητικό στοιχείο του δεσμού, π.χ. στο HCl, το υδρογόνο έχει Α.Ο. +1 και το χλώριο -1.

Ο υπολογισμός των αριθμών οξείδωσης γίνεται με εφαρμογή των παρακάτω κανόνων:

- Ο Α.Ο. των ατόμων ελεύθερων στοιχείων είναι 0. Έτσι, ο Α.Ο. των ατόμων σε μόρια που αποτελούνται από ένα είδος ατόμων (π.χ. Cl₂, O₂) είναι επίσης ίσος με 0.
- Οι Α.Ο. των ατόμων των αλκαλίων σε κάθε χημική ένωση στην οποία συμμετέχουν είναι +1, ενώ αντίστοιχα των αλκαλικών γαιών είναι +2.
- Ο Α.Ο. του φθορίου σε όλες τις ενώσεις του είναι -1.
- Οι Α.Ο. του χλωρίου, του βρωμίου και του ιωδίου σε κάθε ένωση δύο στοιχείων, στην οποία το αλογόνο ενώνεται με λιγότερο ηλεκτραρνητικά στοιχεία, είναι -1.

- Ο συνήθης Α.Ο. του οξυγόνου στις ενώσεις του είναι -2. Κύριες εξαιρέσεις στον κανόνα αυτό αποτελούν τα υπεροξειδία, όπως το H₂O₂ και το Na₂O₂, όπου ο Α.Ο. του οξυγόνου είναι -1.
- Ο Α.Ο. του υδρογόνου στις ενώσεις του είναι +1. Εξαιρέσεις αποτελούν τα υδρίδια, ενώσεις του υδρογόνου με μεταλλικά στοιχεία, όπως το NaH, όπου ο Α.Ο. του υδρογόνου είναι -1.
- Το αλγεβρικό άθροισμα των Α.Ο. όλων των ατόμων μιας ουδέτερης χημικής ένωσης είναι πάντοτε 0. Στα πολυατομικά ιόντα, το άθροισμα των Α.Ο. πρέπει να είναι ίσο με το ιοντικό φορτίο.

Παράδειγμα

1. Ζητείται ο υπολογισμός του Α.Ο. του S στην ένωση H₂SO₄.

Ο Α.Ο. του υδρογόνου είναι ίσος με +1 και του οξυγόνου με -2. Αν x ο Α.Ο. του S, θα πρέπει:

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

2. Ζητείται ο υπολογισμός του Α.Ο. του P στο πολυατομικό ιόν PO₄⁻³.

Πρέπει:

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

Ο Α.Ο. μπορεί να είναι διαφορετικός για το ίδιο στοιχείο, ανάλογα με τη χημική ένωση στην οποία συμμετέχει.

Αριθμοί οξείδωσης μερικών στοιχείων σε ενώσεις τους			
Μέταλλα		Αμέταλλα	
Al, Bi, Au	+3	S	-2, +4, +6
Sn, Pt, Pb	+2, +4	N	-3, +1, +2, +4, +5
Cu, Hg	+1, +2	P, As, Sb	-3, +3, +5
Cr	+2, +3, +6	Si	-4, +4
Fe	+2, +3	C	-4, +2, +4

5.8 Διαμοριακές δυνάμεις

Οι διαμοριακές δυνάμεις είναι υπεύθυνες για την υγροποίηση των αερίων και την πήξη των υγρών σε χαμηλές θερμοκρασίες και υψηλές πιέσεις.

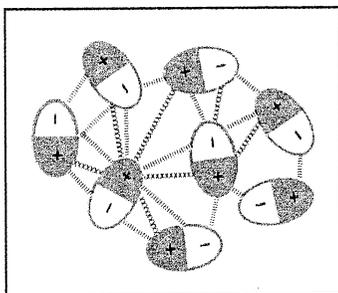
Καθώς η φύση των διαμοριακών δυνάμεων είναι ηλεκτροστατική, εντάσσονται παλαιότερα, μαζί με τους ιοντικούς δεσμούς, στην ευρύτερη κατηγορία των **ετεροπολικών δεσμών**.

Το γεγονός ότι οι μοριακές ουσίες εμφανίζονται σε υγρή ή στερεά κατάσταση δείχνει ότι πρέπει να υπάρχουν ελκτικές δυνάμεις μεταξύ των μορίων. Οι δυνάμεις αυτές ονομάζονται **διαμοριακές** και είναι πολύ ασθενέστερες από τις δυνάμεις στους ιοντικούς ή ομοιοπολικούς δεσμούς.

Οι διαμοριακές δυνάμεις είναι ηλεκτροστατικής φύσης και διακρίνονται σε **δυνάμεις διπόλου-διπόλου**, **δυνάμεις διασποράς (London)** και **δυνάμεις δεσμού υδρογόνου**.

Δυνάμεις διπόλου-διπόλου:

Εξασκούνται μεταξύ πολικών μορίων και είναι τόσο ισχυρότερες, όσο μεγαλύτερη είναι η πολικότητα των μορίων (σχήμα 5.6).



Σχήμα 5.6: Διαμοριακές δυνάμεις μεταξύ διπόλων

Δυνάμεις διασποράς (London) ή **δυνάμεις μεταξύ επαγόμενων διπόλων:**

Εξασκούνται μεταξύ μη πολικών μορίων. Η κίνηση των ηλεκτρονίων στα άτομα ενός μορίου έχει ως αποτέλεσμα να εμφανίζεται στιγμιαία, σε κάποια σημεία του, περίσσεια θετικού ή αρνητικού φορτίου. Έτσι, το μόριο μετατρέπεται, για ελάχιστο χρόνο, σε δίπολο. Το ηλεκτροστατικό πε-

στην πραγματικότητα, οι δυνάμεις διασποράς εξασκούνται μεταξύ όλων των τύπων μορίων, διπόλων ή μη.

δίο κάθε στιγμιαίου διπόλου επηρεάζει το ηλεκτρονικό νέφος στα κοντινά του μόρια, τα οποία μετατρέπονται σε **δίπολα από επαγωγή**.

Οι δυνάμεις διπόλου-διπόλου και διασποράς (London) ονομάζονται και **δυνάμεις van der Waals**.

Δεσμοί υδρογόνου:

Εμφανίζονται μεταξύ πολικών μορίων, που περιέχουν υδρογόνο ενωμένο με κάποιο μικρό, ηλεκτραρνητικό άτομο.

Για παράδειγμα, στο μόριο του νερού υπάρχουν δυο πολωμένοι ομοιοπολικοί δεσμοί ανάμεσα στο άτομο του οξυγόνου και τα δυο άτομα υδρογόνου. Η ηλεκτραρνητικότητα του οξυγόνου έχει ως αποτέλεσμα τη μετατόπιση αρνητικού φορτίου στο άτομο του και την εμφάνιση θετικού φορτίου στα άτομα του υδρογόνου. Έτσι, μεταξύ διπλανών μορίων νερού αναπτύσσεται ισχυρή ηλεκτροστατική έλξη ανάμεσα στο άτομο οξυγόνου του ενός και ένα από τα άτομα υδρογόνου του άλλου. Η ελκτική αυτή δύναμη ονομάζεται **δεσμός υδρογόνου**. Γενικά:

Ο δεσμός υδρογόνου είναι μια διαμοριακή αλληλεπίδραση, κατά την οποία ένα άτομο υδρογόνου, που συνδέεται ομοιοπολικά με ένα ηλεκτραρνητικό άτομο, έλκεται ισχυρά από ένα άλλο, μικρό σε μέγεθος, ηλεκτραρνητικό άτομο, που βρίσκεται σε κοντινό μόριο.

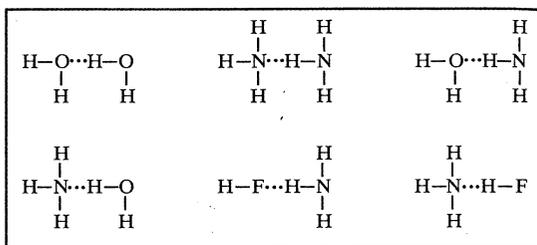
Δεσμοί υδρογόνου εμφανίζονται βασικά σε ουσίες, τα μόρια των οποίων περιέχουν ομοιοπολικούς δεσμούς μεταξύ ατόμων υδρογόνου και ατόμων οξυγόνου, αζώτου και φθορίου (σχήμα 5.7).

Στους δεσμούς υδρογόνου οφείλονται τα ασυνήθιστα υψηλά σημεία τήξης και βρασμού του νερού, της αμμωνίας, του υδροφθορίου και άλλων ενώσεων μικρής μοριακής μάζας, όπως επίσης και η χαμηλότερη πυκνότητα του πάγου σε σχέση με το νερό.

Το μικρό μέγεθος του ατόμου του υδρογόνου επιτρέπει σε ένα ηλεκτραρνητικό άτομο ενός άλλου μορίου να πλησιάσει στο θετικό πυρήνα του. Το ηλεκτραρνητικό άτομο πρέπει να είναι και αυτό μικρό σε μέγεθος, για να μην εμποδίζεται η προσέγγιση και να έχει συγκεντρωμένο αρνητικό φορτίο.

Αν δεν υπήρχαν οι δεσμοί υδρογόνου, το νερό σε συνήθεις θερμοκρασίες θα ήταν αέριο. Οι ιδιότητες του νερού, που οφείλονται στους δεσμούς υδρογόνου έχουν τεράστια σημασία για τη ζωή στη Γη.

Οι δεσμοί υδρογόνου συμβολίζονται με τρεις τελείες ανάμεσα στο H και το ηλεκτραρνητικό άτομο του διπλανού μορίου.



Σχήμα 5.7: Δεσμοί υδρογόνου μεταξύ μορίων H_2O , NH_3 και HF τόσο στις καθαρές ουσίες, όσο και σε μίγματατά τους.

Τέλος, υπάρχουν και οι δυνάμεις που εξασκούνται μεταξύ ιόντων και πολικών μορίων (δυνάμεις ιόντος-διπόλου), οι οποίες είναι ιδιαίτερα σημαντικές σε διαλύματα ιοντικών ενώσεων σε πολικούς διαλύτες, όπως π.χ. το υδατικό διάλυμα του $NaCl$.

☞ Η μεγάλη ικανότητα του νερού να διαλύει ιοντικές ενώσεις οφείλεται στην πολικότητα των μορίων του. Όταν ένας ιοντικός κρύσταλλος έλθει σε επαφή με νερό, αναπτύσσονται δυνάμεις ιόντος-διπόλου μεταξύ των ιόντων του κρυσταλλικού πλέγματος και των διπόλων μορίων του νερού. Έτσι, τα ιόντα αποσπώνται από το κρυσταλλικό πλέγμα και ο κρύσταλλος διαλύεται. Επιπλέον, λόγω των δυνάμεων ιόντος-διπόλου, τα ιόντα μέσα στο διάλυμα περιβάλλονται πάντα από μια σταθερή στιβάδα μορίων νερού. Το φαινόμενο αυτό ονομάζεται *εφυδάτωση*. Οι δυνάμεις μεταξύ των εφυδατωμένων ιόντων είναι πολύ μικρότερες σε σχέση με αυτές στο εσωτερικό του ιοντικού κρυστάλλου, με αποτέλεσμα να αποτρέπεται ο επασηματισμός του.

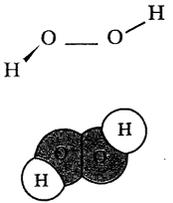
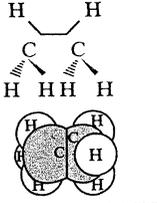
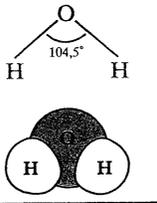
5.9 Χημικοί τύποι

Οι χημικές ενώσεις συμβολίζονται με τους χημικούς τύπους. Πρόκειται για παραστάσεις που περιλαμβάνουν τα χημικά σύμβολα των στοιχείων, από τα οποία αποτελείται μια χημική ένωση. Ανάλογα με τις επιπλέον πληροφορίες που παρέχει, ο χημικός τύπος μπορεί να είναι:

- **Εμπειρικός τύπος:** δείχνει τη σχετική αναλογία ατόμων κάθε στοιχείου σε μια χημική ένωση, με το μικρότερο δυνατό συνδυασμό ακέραιων δεικτών.
- **Μοριακός τύπος:** δείχνει όχι μόνο τη σχετική αναλογία αλλά και τον πραγματικό αριθμό ατόμων κάθε στοιχείου σε ένα μόριο μιας χημικής ένωσης.
- **Συντακτικός τύπος:** δείχνει ό,τι και ο μοριακός τύπος και επιπλέον τη διάταξη και τον τρόπο σύνδεσης των ατόμων στο επίπεδο.
- **Στερεοχημικός τύπος:** δείχνει ό,τι και ο μοριακός τύπος και επιπλέον τη διάταξη και τον τρόπο σύνδεσης των ατόμων στο χώρο.

Εάν ο χημικός τύπος περιγράφει τον τρόπο με τον οποίο κατανέμονται τα ηλεκτρόνια σθένους στα άτομα των στοιχείων που αποτελούν μια χημική ένωση, ονομάζεται *ηλεκτρονικός τύπος ή δομή Lewis*.

Οι ενώσεις που δε σχηματίζουν μόρια, όπως π.χ. οι ιοντικές ενώσεις, σημειώνονται με εμπειρικούς τύπους.

Χημικοί τύποι μερισμών ενώσεων			
	Υπεροξειδίο του υδρογόνου	Αιθάνιο	Νερό
Εμπειρικός τύπος	HO	CH ₃	H ₂ O
Μοριακός τύπος	H ₂ O ₂	C ₂ H ₆	H ₂ O
Συντακτικός τύπος	H-O-O-H	$\begin{array}{c} \text{H H} \\ \\ \text{H-C-C-H} \\ \\ \text{H H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H-O} \\ \\ \text{H} \end{array}$
Στερεοχημικός τύπος ... και αναπαράσταση μορίου			

* Για μερικές χημικές ουσίες, όπως το νερό, ο εμπειρικός και ο μοριακός τύπος είναι ίδιοι, γιατί η μικρότερη ακέραια αναλογία των ατόμων στο μόριο είναι η πραγματική.

5.10 Επίλογος

Μερικές χημικές ουσίες με δομικές μονάδες «υπαρκτά» μόρια είναι:

H₂O, CO₂, SO₂, HCl, HBr, H₂S, NH₃, CH₄, C₆H₆.

Οι δομικές μονάδες της ύλης είναι τα άτομα, τα ιόντα και τα μόρια. Οι ελκτικές δυνάμεις που αναπτύσσονται μεταξύ τους καθορίζουν τις μακροσκοπικές ιδιότητες των χημικών ουσιών, σε οποιαδήποτε φυσική κατάσταση.

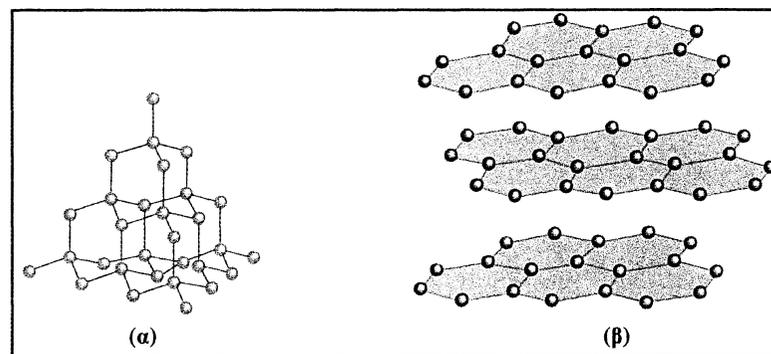
Στις συνήθεις συνθήκες, τα υγρά και τα αέρια αποτελούνται από μόρια, τα οποία αλληλεπιδρούν με διαμοριακές δυνάμεις. Λόγω της μεγάλης τους χημικής αδράνειας, τα ευγενή αέρια εί-

ναι τα μόνα υλικά σώματα που αποτελούνται από ελεύθερα άτομα.

Τα στερεά κρυσταλλικά σώματα διακρίνονται σε ιοντικά, ομοιοπολικά, μοριακά και μεταλλικά στερεά, ανάλογα με το αν αποτελούνται από ιόντα, ουδέτερα άτομα ή μόρια.

Τα ομοιοπολικά στερεά, όπως ο γραφίτης (C), το διαμάντι (C) (σχήμα 5.8), το ανθρακοπυρίτιο (SiC) κ.ά. είναι σκληρά, πολύ δύσπηκτα σώματα, αδιάλυτα σε πολικούς ή μη πολικούς διαλύτες.

Τα μοριακά στερεά είναι τα μόνα που αποτελούνται από πραγματικά διακριτά μόρια. Αυτά συγκρατούνται με ασθενείς διαμοριακές δυνάμεις, με αποτέλεσμα τα μοριακά στερεά να χαρακτηρίζονται συνήθως από χαμηλά σημεία τήξης και βρασμού. Παράδειγμα μοριακού στερεού αποτελεί η ζάχαρη.



Σχήμα 5.8: Η κρυσταλλική δομή: α) του διαμαντιού και β) του γραφίτη. Κάθε σφαίρα είναι ένα άτομο άνθρακα.

ΑΝΑΚΕΦΑΛΑΙΩΣΗ

Χημικός δεσμός είναι η ισχυρή ελκτική δύναμη, που αναπτύσσεται ανάμεσα σε όμοια ή διαφορετικά άτομα και έχει ως αποτέλεσμα τη δημιουργία μιας χημικής ένωσης. Όταν αναπτύσσεται χημικός δεσμός μεταξύ ατόμων, αυτά ανταλλάσσουν ή συνεισφέρουν ηλεκτρόνια, έτσι ώστε να συμπληρώσουν την εξωτερική στιβάδα τους με οκτώ ηλεκτρόνια (ή δύο για τη στιβάδα K).

Ιοντικός είναι ο χημικός δεσμός που σχηματίζεται μεταξύ θετικών και αρνητικών ιόντων, τα οποία έλκονται με ηλεκτροστατικές δυνάμεις.

Ομοιοπολικός είναι ο χημικός δεσμός που δημιουργείται με αμοιβαία συνεισφορά μονήρων ηλεκτρονίων σθένους μεταξύ ατόμων του ίδιου ή διαφορετικών στοιχείων, με αποτέλεσμα το σχηματισμό κοινού ζεύγους ηλεκτρονίων. Όταν το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων προέρχεται εξ ολοκλήρου από το ένα άτομο του δεσμού, ο δεσμός ονομάζεται ημιπολικός.

Ηλεκτραρνητικότητα είναι η τάση ενός ατόμου να έλκει τα ηλεκτρόνια των δεσμών μέσα στις χημικές ενώσεις. Ο ομοιοπολικός δεσμός, στον οποίο το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων είναι μετατοπισμένο προς το πιο ηλεκτραρνητικό άτομο, ονομάζεται πολωμένος ομοιοπολικός δεσμός. Τα μόρια που περιέχουν τέτοιου είδους δεσμούς ονομάζονται πολικά.

Ο μεταλλικός δεσμός είναι ένας ιοντικού τύπου δεσμός μεταξύ των κατιόντων του μεταλλικού κρυσταλλικού πλέγματος και των ελευθέρων ηλεκτρονίων σθένους.

Αριθμός οξειδωσης είναι ένας ακέραιος αριθμός, που εκφράζει το πραγματικό ή υποθετικό φορτίο που αποδίδεται σε ένα άτομο.

Οι διαμοριακές δυνάμεις είναι ηλεκτροστατικές δυνάμεις μεταξύ μορίων και διακρίνονται σε δυνάμεις διπόλου-διπόλου, δυνάμεις διασποράς και δυνάμεις δεσμού υδρογόνου.

Οι χημικοί τύποι είναι παραστάσεις που περιλαμβάνουν τα χημικά σύμβολα των στοιχείων, από τα οποία αποτελείται μια χημική ένωση. Ένας χημικός τύπος, ανάλογα με τις πληροφορίες που παρέχει, μπορεί να είναι: εμπειρικός, μοριακός, συντακτικός ή στερεοχημικός.

ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ - ΑΣΚΗΣΕΙΣ

- Τα άτομα των στοιχείων ενώνονται μεταξύ τους για να:
 - μετατραπούν σε ευγενή αέρια
 - μειώσουν τη συνολική τους ενέργεια
 - αποκτήσουν τον ίδιο αριθμό ηλεκτρονικών στιβάδων με κάποιο ευγενές αέριο
 - αποκτήσουν τον ατομικό αριθμό του αντίστοιχου ευγενούς αερίου. Να επιλεγεί η σωστή απάντηση.
- Να γραφούν τα σύμβολα Lewis των ακόλουθων στοιχείων: K, Ca, P, B, N, S, Br, Ne, Mg.
Πόσα ηλεκτρόνια πρέπει να προσλάβουν ή να αποβάλλουν τα άτομα των παραπάνω στοιχείων για να έχουν συμπληρωμένη την εξωτερική τους στιβάδα, εάν υποθεθεί ότι συμμετέχουν σε ιοντικούς δεσμούς;
- Η ένωση χλωριούχο νάτριο είναι ιοντική διότι:
 - σε συνήθεις συνθήκες βρίσκεται σε στερεά κατάσταση
 - σχηματίζεται με μεταφορά ηλεκτρονίων από τα άτομα του νατρίου στα άτομα του χλωρίου
 - αποτελείται από μόρια που εμφανίζουν πολικότητα
 - τα μόριά της έλκονται με δυνάμεις ηλεκτροστατικής φύσης. Να επιλεγεί η σωστή απάντηση.
- Τα αλογόνα μπορούν να σχηματίζουν:
 - μόνο ομοιοπολικούς δεσμούς
 - μόνο ιοντικούς δεσμούς
 - ομοιοπολικούς και ημιπολικούς δεσμούς
 - ομοιοπολικούς, ιοντικούς και ημιπολικούς δεσμούς. Να επιλεγεί η σωστή απάντηση.
- Ποιος είναι ο μέγιστος αριθμός ομοιοπολικών δεσμών που μπορεί να σχηματίσει:
 - ένα άτομο αζώτου, β) ένα άτομο άνθρακα, γ) ένα άτομο οξυγόνου.

- Δίνονται τα στοιχεία: O, Mg, Na, F.
Να βρεθεί ποια ζευγάρια από τα παραπάνω στοιχεία μπορούν να σχηματίσουν ιοντικές ενώσεις.
- Να γίνει η αντιστοίχιση μεταξύ του κάθε σώματος της στήλης (I) και του είδους χημικού δεσμού που περιγράφεται στη στήλη (II).

(I)	(II)
οξυγόνο (O ₂)	πολωμένος ομοιοπολικός
ωδιούχο κάλιο (KI)	ιοντικός
φθόριο (F ₂)	
νερό (H ₂ O)	ομοιοπολικός μη πολωμένος
υδροβρώμιο (HBr)	

- Να αιτιολογηθεί ποιες από τις ακόλουθες προτάσεις είναι σωστές και ποιες λάθος:
 - Η εξωτερική στιβάδα κάθε ατόμου περιλαμβάνει οχτώ ηλεκτρόνια.
 - Αν από ένα άτομο λιθίου (Z=3) αφαιρεθεί ένα ηλεκτρόνιο, τότε αυτό μετατρέπεται σε άτομο ηλίου.
 - Η ηλεκτρική ουδετερότητα των ιοντικών ενώσεων οφείλεται στο ότι έχουν τον ίδιο αριθμό θετικών και αρνητικών ιόντων.
 - Στο μόριο του υδρογόνου υπάρχουν δεσμοί υδρογόνου.
 - Ο μεταλλικός δεσμός ερμηνεύεται με δυνάμεις διασποράς.
- Να εξηγηθούν οι ακόλουθοι όροι:
Μονήρες ηλεκτρόνιο, ζεύγος ηλεκτρονίων, πολυατομικό ιόν, πολικό μόριο, δεσμικό ηλεκτρόνιο, πολλαπλός ομοιοπολικός δεσμός, δεσμός υδρογόνου, συντακτικός τύπος, ασθενείς δυνάμεις Van der Waals, κρυσταλλικό πλέγμα, ελεύθερα ηλεκτρόνια.
- Πόσα κοινά ζεύγη ηλεκτρονίων υπάρχουν στα μόρια των ενώσεων: H₂O, HCl, CCl₄, NH₃, CH₄;
- Να υπολογιστούν οι αριθμοί οξείδωσης των στοιχείων που έχουν υπογραμμισθεί στις παρακάτω ενώσεις ή πολυατομικά ιόντα:
Cl₂, FeO, Fe₂O₃, CaH₂, K₂O₂, KMnO₄, CrO₃, NO₂⁻, CuCl₄²⁻, Cr₂O₇²⁻, Hg₂Cl₂.

12. Να διαταχθούν οι ακόλουθοι δεσμοί κατ' αύξουσα πολικότητα χρησιμοποιώντας τον πίνακα ηλεκτραρνητικότητας:
Si-O, Si-F, Si-Br, C-Br.

13. Ποια είδη διαμοριακών δυνάμεων εξασκούνται μεταξύ:
α) όλων των μορίων, β) πολικών μορίων, γ) ενός ατόμου υδρογόνου σε ένα πολικό μόριο και ενός κοντινού ισχυρά ηλεκτραρνητικού ατόμου;

14. Ποιοι τύποι ελκτικών δυνάμεων εξασκούνται μεταξύ των δομικών μονάδων στα ακόλουθα σώματα:
α) μοριακά στερεά, β) ιοντικοί κρύσταλλοι, γ) μεταλλικοί κρύσταλλοι, δ) ομοιοπολικά στερεά;

ΚΕΦΑΛΑΙΟ

6

Η Χημική Αντίδραση

6

ΚΕΦΑΛΑΙΟ

Η Χημική Αντίδραση

6.1 Τι είναι οι χημικές αντιδράσεις

Χημεία είναι η μελέτη της ύλης και των αλλαγών της. Οι αλλαγές της ύλης, οι οποίες συνοδεύονται από σχηματισμό νέων ουσιών, δηλαδή νέων μορίων, ονομάζονται χημικά φαινόμενα ή *χημικές αντιδράσεις*.

Κατά τη διάρκεια των χημικών αντιδράσεων, μία ή περισσότερες χημικές ουσίες, τα *αντιδρώντα*, μεταβάλλονται σε άλλες με εντελώς διαφορετικές ιδιότητες, τα *προϊόντα*.

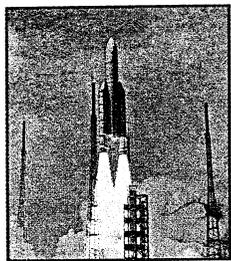
Οι χημικές αντιδράσεις συνοδεύονται από ενεργειακές μεταβολές. Κατά την πραγματοποίησή τους εκλύεται ή απορροφάται ενέργεια, λόγω καταστροφής και δημιουργίας χημικών δεσμών. Σύμφωνα με την ατομική θεωρία:

Η χημική αντίδραση είναι μια διαδικασία ανακατανομής των δεσμών μεταξύ των ατόμων, η οποία συνοδεύεται από ενεργειακές μεταβολές.

Χημικές αντιδράσεις πραγματοποιούνται διαρκώς στη φύση, αυθόρμητα αλλά και με την επέμβαση των ανθρώπων.

Στις χημικές αντιδράσεις δεν αλλάζει το είδος και ο αριθμός των ατόμων που συμμετέχουν αλλά οι μεταξύ τους δεσμοί. Μια ιδιαίτερη κατηγορία αντιδράσεων, στις οποίες μεταβάλλεται το είδος των ατόμων, δηλαδή η σύσταση του πυρήνα τους, είναι γνωστή ως *πυρηνικές αντιδράσεις* (κεφ. 10).

Η μεταφορά ενέργειας προς το περιβάλλον ονομάζεται *έκλυση* ενέργειας, ενώ η αντίστροφη διαδικασία απορρόφηση ενέργειας.



Σχήμα 6.1: Η προώθηση ενός πυραύλου επιτυγχάνεται με χημικές αντιδράσεις καύσης. (Στη φωτογραφία η εκτόξευση του ευρωπαϊκού πυραύλου Ariane-5).

➤ Οι καύσεις είναι χημικές αντιδράσεις, στις οποίες μια χημική ουσία αντιδρά με οξυγόνο. Η καύση του ξύλου έχει ως αποτέλεσμα την έκλυση μεγάλης ποσότητας θερμότητας και τη μετατροπή του σε στάχτη και αέρια, ουσίες με τελείως διαφορετικές ιδιότητες από το ξύλο.

➤ Το σκούριασμα του σιδήρου και η φθορά των μαρμάρων της Ακρόπολης είναι αποτέλεσμα χημικών αντιδράσεων με οξυγόνο, υδρατμούς αλά και ρύπου της ατμόσφαιρας.

➤ Το σάπισμα των φρέσκων φρούτων οφείλεται σε χημικές αντιδράσεις που προκαλούν αλλαγές στο σχήμα, το χρώμα, το άρωμα και τη γεύση τους.

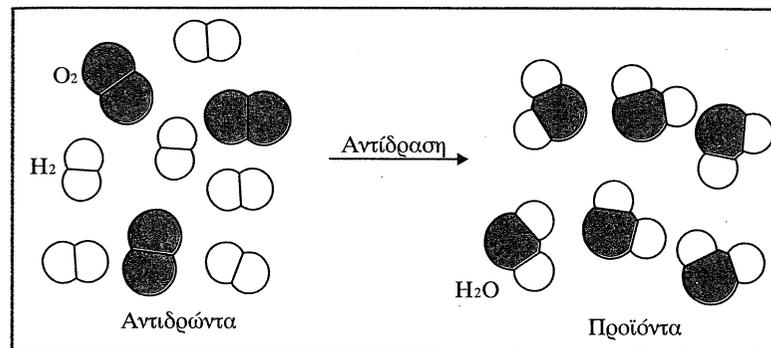
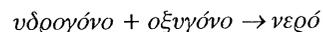
➤ Η αναπνοή των ψαριών ή των θηλαστικών, όπως και του ανθρώπου, η κίνησή τους, η ίδια η ζωή «ενορχηστρώνεται» και «εκτελείται» με πολύπλοκες χημικές αντιδράσεις.

6.2 Χημικές εξισώσεις και τύποι αντιδράσεων

Οι χημικοί έχουν αναπτύξει μια κατάλληλη γλώσσα για τη μελέτη των χημικών αντιδράσεων, η οποία βασίζεται σε χημικούς τύπους και εξισώσεις.

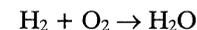
Χημική εξίσωση είναι η συμβολική παράσταση μιας χημικής αντίδρασης με τη γραφή χημικών συμβόλων και τύπων. Οι χημικές εξισώσεις χρησιμοποιούνται για να περιγράψουν ποιοτικά και ποσοτικά τι ακριβώς συμβαίνει κατά τη διάρκεια μιας αντίδρασης.

Ένα απλό παράδειγμα χημικής αντίδρασης είναι ο σχηματισμός του νερού από υδρογόνο και οξυγόνο:



Σχήμα 6.2: Διάσπαση και δημιουργία χημικών δεσμών και ανακατανομή ατόμων κατά τη χημική αντίδραση σχηματισμού του νερού.

Μια αναπαράσταση της αντίδρασης αυτής με χημικά σύμβολα γίνεται ως εξής:



Η παράσταση αυτή δηλώνει ότι μοριακό υδρογόνο αντιδρά με μοριακό οξυγόνο και σχηματίζεται νερό. Η αντίδραση πραγματοποιείται με τη φορά που δείχνει το βέλος, από αριστερά προς τα δεξιά. Όμως, κάτι λείπει. Σύμφωνα με την αρχή διατήρησης της μάζας, θα πρέπει να υπάρχει ο ίδιος αριθμός κάθε είδους ατόμων σε κάθε πλευρά του βέλους (σχήμα 6.2).

Έτσι, η αντίδραση ξαναγράφεται πιο σωστά, πολλαπλασιάζοντας τα σύμβολα με κατάλληλους αριθμούς:



Οι αριθμοί αυτοί, με τους οποίους πολλαπλασιάζονται οι χημικοί τύποι, ονομάζονται **στοιχειομετρικοί συντελεστές** και είναι θετικοί, ακέραιοι ή ρητοί αριθμοί.

Η διατήρηση ίσου αριθμού ατόμων σε κάθε μέλος μιας χημικής εξίσωσης δηλώνει ότι η μάζα

Πρόσθετες πληροφορίες σε μια χημική αντίδραση παρέχουν διάφορα σύμβολα όπως:

(s)	στερεό
(l)	υγρό
(g)	αέριο
↑	αέριο (για προϊόντα)
↓	ίζημα (αδιάλυτη στο νερό ουσία)
(aq)	ουσία διαλυμένη στο νερό
Δ	θέρμανση αντιδρώντων

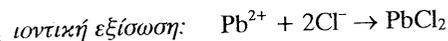
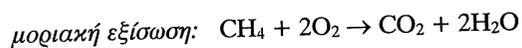
Το Na είναι δραστικό μέταλλο που καίει το δέρμα στην επαφή, ενώ το Cl₂ είναι δύσσομο, δηλητηριώδες αέριο. Η χημική τους αντίδραση όμως αποδίδει το κοινό μαγειρικό αλάτι.

Η αντίδραση αυτή αποτελεί μια κοινή εργαστηριακή μέθοδο παρασκευής οξυγόνου. Πραγματοποιείται με θέρμανση και παρουσία καταλύτη MnO₂.

των αντιδρώντων είναι ίση με τη μάζα των προϊόντων της εξίσωσης.

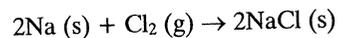
Εκτός από ποιοτικές και ποσοτικές πληροφορίες, δηλαδή το είδος των ατόμων και τις αναλογίες τους, μια χημική αντίδραση συνήθως περιλαμβάνει και άλλες πληροφορίες, που δηλώνουν τη φυσική κατάσταση κάθε ουσίας, τις συνθήκες της αντίδρασης κλπ.

Μια χημική εξίσωση μπορεί να έχει μοριακή ή ιοντική μορφή, ανάλογα με το αν οι χημικοί τύποι που περιλαμβάνει παριστάνουν μόνο μόρια, ή ιόντα και μόρια, π.χ.:



Στα πλαίσια της γενικής χημείας, οι χημικές αντιδράσεις ταξινομούνται, παραδοσιακά, με βάση τον τρόπο με τον οποίο τα άτομα ή οι ομάδες ατόμων ανακατανέμονται κατά τη διάρκεια της αντίδρασης. Έτσι, συνήθως αναφέρονται οι ακόλουθοι τύποι αντιδράσεων:

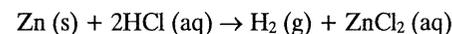
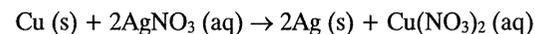
α) *αντιδράσεις σύνθεσης*, όπου δύο χημικές ουσίες συνδυάζονται για να σχηματίσουν μια τρίτη χημική ουσία. Η πιο απλή περίπτωση σύνθεσης είναι η αντίδραση σχηματισμού μιας χημικής ένωσης από τα στοιχεία που την αποτελούν, π.χ. ο σχηματισμός κοινού αλατιού από μεταλλικό νάτριο και αέριο χλώριο:



β) *αντιδράσεις αποσύνθεσης*, όπου μια χημική ουσία διασπάται για να δώσει δύο ή περισσότερες χημικές ουσίες, π.χ. η θέρμανση χλωρικού καλίου σε κατάλληλες συνθήκες δίνει χλωριούχο κάλιο και οξυγόνο:

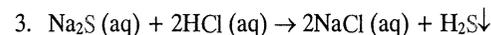
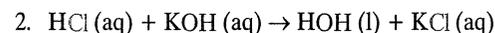
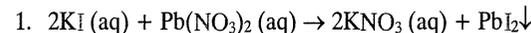


γ) *αντιδράσεις απλής αντικατάστασης*, όπου ένα χημικό στοιχείο αντιδρά με μια χημική ένωση και αντικαθιστά ένα από τα στοιχεία της:



Οι αντιδράσεις απλής αντικατάστασης, καθώς και ορισμένες αντιδράσεις σύνθεσης και αποσύνθεσης, ανήκουν σε μια ευρύτερη κατηγορία αντιδράσεων, που ονομάζονται *οξειδοαναγωγικές αντιδράσεις*. Σε αυτές, κάποια από τα χημικά στοιχεία που συμμετέχουν στην αντίδραση υφίστανται μεταβολή του αριθμού οξειδωσής τους.

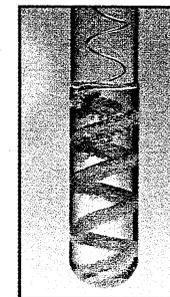
δ) *αντιδράσεις μετάθεσης ή διπλής αντικατάστασης*, όπου οι χημικές ενώσεις ανταλλάσσουν τα ανιόντα και κατιόντά τους. Οι αντιδράσεις αυτές γίνονται συνήθως μέσα σε υδατικά διαλύματα και οδηγούν στο σχηματισμό είτε ιζήματος (1) είτε ελάχιστα ιονιζόμενης ένωσης, όπως το νερό (2), είτε αερίου (3).



☞ **Ίζημα** είναι ένα αδιάλυτο στερεό που διαχωρίζεται από διάλυμα. Είναι, συνήθως, προϊόν αντίδρασης διπλής αντικατάστασης.

Ελάχιστα ιονιζόμενη ουσία είναι μια ένωση που διασπάται ελάχιστα σε ιόντα, μέσα σε διάλυμα (αλλιώς, ασθενής ηλεκτρολύτης).

Οι αντιδράσεις μετάθεσης δεν είναι οξειδοαναγωγικές. Σε αυτές υπάγονται οι *εξουδετερώσεις*, οι οποίες είναι αντιδράσεις μεταξύ οξέων

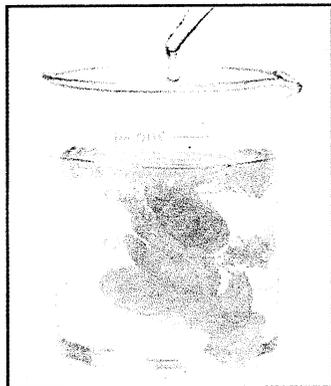


Σχήμα 6.3: Όταν ένα σύρμα χαλκού βυθιστεί σε διάλυμα νιτρικού αργύρου, σχηματίζεται κρυσταλλοειδής αργύρος πάνω στην επιφάνεια του σύρματος.

και βάσεων σε υδατικά διαλύματα, όπως η (2) μεταξύ υδροχλωρικού οξέος και καυστικού καλίου.

Η σύνθεση του νερού είναι στην ουσία μια αντίδραση καύσης του υδρογόνου από οξυγόνο.

Μαζί με τις παραπάνω κατηγορίες αναφέρονται συχνά και οι αντιδράσεις καύσης, στις οποίες μια χημική ουσία αντιδρά με οξυγόνο, απελευθερώνοντας συνήθως, άμεσα, μεγάλα ποσά θερμότητας.



Σχήμα 6.4: Σχηματισμός κίτρινου ιζήματος ιωδιούχου μολύβδου (PbI_2) κατά την προσθήκη σταγόνων υδατικού διαλύματος $Pb(NO_3)_2$ σε υδατικό διάλυμα KI .

6.3 Ποσοτικές και αμφίδρομες χημικές αντιδράσεις - Απόδοση αντίδρασης

Αν είναι γνωστές οι αρχικές ποσότητες των αντιδρώντων σε μια ορισμένη χημική αντίδραση, ποια ποσότητα προϊόντος ή προϊόντων θα σχηματισθεί; Αντίστροφα, ποια ποσότητα αντιδρώντων πρέπει να χρησιμοποιηθεί για να ληφθεί μια καθορισμένη ποσότητα προϊόντων;

Οι στοιχειομετρικοί συντελεστές εκφράζουν το πλήθος των μορίων κάθε χημικής ουσίας που συμμετέχει σε μια χημική αντίδραση. Όμως, οι αναλο-

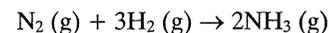
γίες μορίων είναι και αναλογίες moles ή όγκων (για αέριες ουσίες), οπότε οι στοιχειομετρικοί συντελεστές υποδεικνύουν επίσης το πλήθος των moles των αντιδρώντων και των προϊόντων. Αν, κατά τη διεξαγωγή μιας χημικής αντίδρασης, οι ποσότητες των αντιδρώντων έχουν την ίδια αναλογία με αυτή που καθορίζουν οι συντελεστές της χημικής εξίσωσης, τότε ονομάζονται *στοιχειομετρικές*.

Αν οι ποσότητες δύο αντιδρώντων δεν είναι στοιχειομετρικές, τότε, το ένα από αυτά αντιδρά πλήρως, ενώ, από το άλλο αντιδρά ένα μέρος (η στοιχειομετρική ποσότητα) και το υπόλοιπο περυσεύει.

Το αντιδρών που δεν καταναλώνεται πλήρως, βρίσκεται σε περίσσεια.

Παράδειγμα:

Το άζωτο και το υδρογόνο ενώνονται για να σχηματίσουν αμμωνία. Πρόκειται για μια αντίδραση σύνθεσης με χημική εξίσωση:

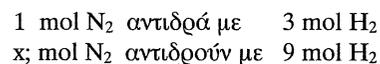


Σύμφωνα με την εξίσωση, 1 mol N_2 αντιδρά με 3 mol H_2 για να σχηματισθούν 2 mol NH_3 . Αν οι ποσότητες των αντιδρώντων είναι, αντίστοιχα, 1 και 3 mol, 2 και 6 mol, 1,5 και 4,5 mol, κ.ο.κ., (οποιοσδήποτε ποσότητες με αναλογία 1:3), οι ποσότητες αυτές είναι *στοιχειομετρικές*.

Αν όμως αρχικά υπάρχουν 4 mol N_2 και 9 mol H_2 , τότε το άζωτο βρίσκεται σε περίσσεια. Τα 4 mol N_2 χρειάζονται 12 mol H_2 για να αντιδράσουν. Στο χώρο όμως της αντίδρασης υπάρχουν μόνο 9 mol H_2 . Το υδρογόνο είναι το αντιδρών που δε βρίσκεται σε περίσσεια και οι υπολογισμοί θα γίνουν με βάση αυτό. Οπότε:

Δύο χημικές ουσίες που αντιδρούν μοιάζουν με άνδρες και γυναίκες που πρόκειται να σχηματίσουν χορευτικά ζευγάρια. Αν υπάρχουν δέκα άνδρες και επτά γυναίκες θα σχηματισθούν επτά ζευγάρια. Οι άνδρες βρίσκονται σε περίσσεια. Αν πάλι υπάρχουν είκοσι άνδρες και δεκατέσσερις γυναίκες, οι άνδρες βρίσκονται σε περίσσεια με την ίδια ακριβώς αναλογία. Δεν ενδιαφέρουν οι απόλυτες ποσότητες παρά μόνο οι σχετικές αναλογίες, για να καθορισθεί ποιο αντιδρών βρίσκεται σε περίσσεια.

Οι υπολογισμοί σε μια χημική εξίσωση γίνονται πάντα με βάση τη ποσότητα του αντιδρώντος που δε βρίσκεται σε περίσσεια.



$$x = 1 \text{ mol N}_2 \times \frac{9 \text{ mol H}_2}{3 \text{ mol H}_2} = 3 \text{ mol N}_2$$

στοιχειομετρική αναλογία

Άρα θα καταναλωθούν 3 mol N₂ και 9 mol H₂.
Επίσης:



$$\psi = 2 \text{ mol NH}_3 \times \frac{9 \text{ mol H}_2}{3 \text{ mol H}_2} = 6 \text{ mol NH}_3$$

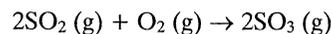
Άρα θα σχηματισθούν 6 mol NH₃.

Ποσοτικές ονομάζονται οι αντιδράσεις, στις οποίες όλη η ποσότητα του αντιδρώντος που δε βρίσκεται σε περίσσεια μετατρέπεται σε προϊόν.

Σε πολλές όμως αντιδράσεις τα προϊόντα που σχηματίζονται αντιδρούν μεταξύ τους και ξανα-σχηματίζουν ως ένα ποσοστό τα αντιδρώντα. Στην πραγματικότητα, λίγες είναι οι αντιδράσεις που πραγματοποιούνται μόνο προς τη μία κατεύθυνση.

Παράδειγμα:

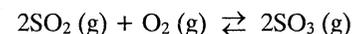
Το διοξείδιο του θείου αντιδρά με οξυγόνο και σχηματίζει τριοξείδιο του θείου (αντίδραση που χρησιμοποιείται στην παραγωγή του θειικού οξέος):



Ταυτόχρονα, όμως, το SO₃ διασπάται και σχηματίζει ξανά τα «αντιδρώντα»:



Αν, δηλαδή, θερμανθεί SO₂ με O₂, θα σχηματισθεί ένα μίγμα το οποίο θα περιέχει και τις τρεις χημικές ουσίες που συμμετέχουν στην αντίδραση. Το μίγμα αυτό, μετά από κάποιο χρονικό διάστημα, αποκτά μια συγκεκριμένη σύσταση, που δε μεταβάλλεται με την πάροδο του χρόνου. Η αντίδραση είναι «αμφίδρομη» και συμβολίζεται με χημική εξίσωση με διπλό βέλος:



Αμφίδρομες ονομάζονται οι χημικές αντιδράσεις που πραγματοποιούνται και προς τις δύο κατευθύνσεις:

αντιδρώντα \rightleftharpoons προϊόντα

Σε μια αμφίδρομη αντίδραση, η ποσότητα του προϊόντος είναι μικρότερη από αυτή που θα παραγόταν αν η αντίδραση ήταν ποσοτική.

Θεωρητικά, όλες οι αντιδράσεις είναι αμφίδρομες. Πρακτικά όμως, μία αντίδραση είναι ποσοτική, όταν μετά την πραγματοποίησή της δεν είναι δυνατόν να ανιχνευθεί το αντιδρών που δε βρίσκεται σε περίσσεια.

Ο συντελεστής απόδοσης (α) μιας χημικής αντίδρασης είναι το πηλίκο της ποσότητας του προϊόντος που παράγεται σε ορισμένες συνθήκες (πρακτική ποσότητα), προς την ποσότητα του προϊόντος που θα παραγόταν αν η αντίδραση ήταν ποσοτική (θεωρητική ποσότητα). Έτσι:

$$\alpha = \frac{\text{πρακτική ποσότητα}}{\text{θεωρητική ποσότητα}}$$

Η εκατοστιαία απόδοση (Α) μιας χημικής αντίδρασης είναι ίση με το συντελεστή απόδοσης, εκφρασμένο σε % ποσοστό:

Στις αμφίδρομες αντιδράσεις, οι όροι «προϊόντα» και «αντιδρώντα» είναι λίγο ασαφείς, γιατί εξαρτώνται από την κατεύθυνση της αντίδρασης. Συνήθως, οι χημικές ουσίες που αναγράφονται αριστερά από το διπλό βέλος αναφέρονται ως αντιδρώντα και αυτές που αναγράφονται δεξιά ως προϊόντα.

Στις ποσοτικές αντιδράσεις, η πρακτική ποσότητα είναι ίση με τη θεωρητική, άρα η εκατοστιαία απόδοση είναι 100 %.

$$A = (\alpha \times 100) \%$$

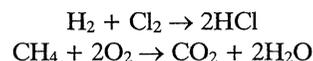
Η απόδοση των αμφίδρομων αντιδράσεων εξαρτάται από τη φύση και την ποσότητα των χημικών ουσιών που αντιδρούν και τις συνθήκες θερμοκρασίας και πίεσης (για αέρια), στις οποίες γίνεται η αντίδραση.

☞ Οι συνθήκες υπό τις οποίες διεξάγονται οι χημικές αντιδράσεις διαφέρουν. Άλλες πραγματοποιούνται σε αερία φάση, άλλες μεταξύ στερεών και αερίων ή μέσα σε υγρούς διαλύτες, μέσα σε ειδικές συσκευές, αντιδραστήρες και δοχεία, κάτω από έντονες ή ήπιες συνθήκες, με καταλύτες ή χωρίς κτλ.

6.4 Ιοντικές και μοριακές αντιδράσεις

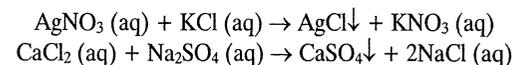
Οι χημικές αντιδράσεις, ανάλογα με το είδος των σωματιδίων των χημικών ουσιών που συμμετέχουν σε αυτές, διακρίνονται σε:

α) *μοριακές αντιδράσεις*, όπου οι χημικές ουσίες συμμετέχουν με τη μορφή μορίων, π.χ. ο σχηματισμός του υδροχλωρίου ή η καύση του μεθανίου:



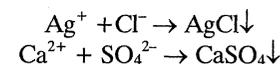
Οι μοριακές αντιδράσεις πραγματοποιούνται συνήθως με μικρή ταχύτητα και είναι αμφίδρομες. Μοριακές είναι οι περισσότερες αντιδράσεις της οργανικής χημείας.

β) *ιοντικές αντιδράσεις*, όπου οι χημικές ουσίες συμμετέχουν με τη μορφή ιόντων. Για παράδειγμα:



Οι ιοντικές αντιδράσεις πραγματοποιούνται συνήθως σε υδατικά διαλύματα, όπου οι διαλυμένες ουσίες βρίσκονται υπό μορφή ιόντων. Σε αντίθεση με τις καθαρά μοριακές αντιδράσεις, οι ιοντικές πραγματοποιούνται ακαριαία και η μετατροπή των αντιδρώντων σε προϊόντα είναι πλήρης, δηλαδή είναι *ποσοτικές* αντιδράσεις.

☞ Οι παραπάνω αντιδράσεις είναι ιοντικές, αλλά έχουν γραφεί με μοριακή εξίσωση. Οι μοριακές εξισώσεις είναι χρήσιμες, γιατί είναι πιο κατάλληλες για στοιχειομετρικούς υπολογισμούς. Το τι ακριβώς συμβαίνει όμως κατά τη διάρκεια μιας ιοντικής αντίδρασης αποδίδεται πιο πιστά με τις *ιοντικές εξισώσεις*. Για τις παραπάνω ιοντικές αντιδράσεις, οι ιοντικές εξισώσεις είναι:



Η καταβύθιση ιζήματος AgCl ή CaSO₄ πραγματοποιείται ανεξάρτητα από το ποια είναι τα ανιόντα και κατιόντα που συνοδεύουν τα Ag⁺, Ca²⁺ και Cl⁻, SO₄²⁻, αντίστοιχα, στα αντιδρώντα.

6.5 Οι μοριακές αντιδράσεις και η θεωρία των συγκρούσεων

Το 19^ο αιώνα ανακαλύφθηκε ότι οι φυσικές ιδιότητες των αερίων μπορούν να εξηγηθούν με βάση την παραδοχή της κίνησης διακεκριμένων μορίων και διατυπώθηκε η *κινητική θεωρία των αερίων*.

Τα αέρια αποτελούνται από διακεκριμένα μόρια, τα οποία διαχωρίζονται μεταξύ τους από με-

Οι χημικές αντιδράσεις που γίνονται μέσα σε υδατικά διαλύματα μπορεί να περιλαμβάνουν μόνο ιόντα ή μόνο μόρια ή μόρια και ιόντα. Συνήθως πάντως περιλαμβάνουν ιόντα, οπότε παριστάνονται με ιοντικές εξισώσεις.

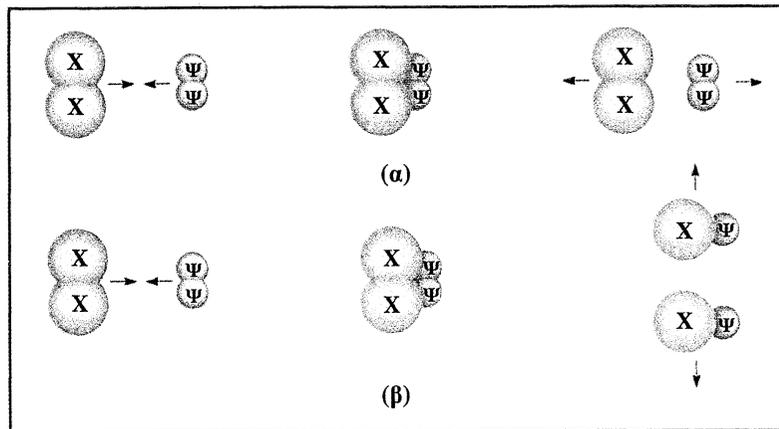
γάλες αποστάσεις και κινούνται συνεχώς σε ευθύγραμμες τροχιές, με τυχαίες διευθύνσεις. Πολύ συχνά, οι τροχιές αυτές διασταυρώνονται με αποτέλεσμα τη σύγκρουση των μορίων. Οι συγκρούσεις αυτές, μεταξύ μορίων του ίδιου ή διαφορετικών αερίων, μπορεί να οδηγήσουν σε διάσπαση και επανασύνθεση των μορίων με διαφορετική κατανομή ατόμων, δηλαδή σε χημική αντίδραση.

Οι συγκρούσεις μεταξύ μορίων, που οδηγούν σε χημική αντίδραση, ονομάζονται ενεργές ή αποτελεσματικές (σχήμα 6.5).

Η μέση κινητική ενέργεια των μορίων των αερίων είναι ανάλογη με την απόλυτη θερμοκρασία τους. Όσο υψηλότερη είναι η θερμοκρασία, τόσο μεγαλύτερη κινητική ενέργεια έχουν τα μόρια. Ο αριθμός των ενεργών συγκρούσεων μεταξύ μορίων εξαρτάται άμεσα από την κινητική τους ενέργεια.

Οι χημικές αντιδράσεις είναι το αποτέλεσμα «ενεργών» (αποτελεσματικών) συγκρούσεων μεταξύ μορίων.

Η τυχαία μοριακή κίνηση αναφέρεται γενικά ως *θερμική κίνηση*.



Σχήμα 6.5: Η σύγκρουση των μορίων των αερίων X_2 και Ψ_2 μπορεί να είναι μη αποτελεσματική (α) ή αποτελεσματική (β). Στην περίπτωση (β) πραγματοποιείται χημική αντίδραση.

Αφού η αποτελεσματικότητα των συγκρούσεων εξαρτάται από την κινητική ενέργεια των μορίων και αυτή με τη σειρά της είναι ανάλογη με την απόλυτη θερμοκρασία, ο χρόνος στον οποίο ολοκληρώνεται μια χημική αντίδραση μειώνεται με την αύξηση της θερμοκρασίας.

Η ερμηνεία των μοριακών αντιδράσεων στην αέρια φάση ως αποτέλεσμα συγκρούσεων μεταξύ μορίων περιγράφεται από τη **θεωρία των συγκρούσεων**.

Μόρια και ιόντα στην υγρή φάση χαρακτηρίζονται από άτακτη κίνηση. Όπως και στην αέρια φάση, η σύγκρουση μεταξύ τους μπορεί να οδηγήσει σε χημική αντίδραση. Έτσι, οι γενικές αρχές της θεωρίας των συγκρούσεων μπορούν να εφαρμοσθούν ποιοτικά και στα υγρά.

Η ανακατανομή των δεσμών μεταξύ των ατόμων μετά από ενεργές συγκρούσεις μορίων ή ιόντων συνοδεύεται από ανταλλαγή ενέργειας με το περιβάλλον. Όταν οι χημικές ενώσεις που προκύπτουν χαρακτηρίζονται από μικρότερη συνολική ενέργεια δεσμών, η χημική αντίδραση συνοδεύεται από απελευθέρωση θερμότητας και είναι εξώθερμη. Στην αντίθετη περίπτωση, συνοδεύεται από απορρόφηση θερμότητας από το περιβάλλον και είναι ενδόθερμη.

6.6 Καταλύτες και κατάλυση

Το πόσο γρήγορα γίνεται μια αντίδραση, δηλαδή, ο ρυθμός με τον οποίο πραγματοποιείται ονομάζεται **ταχύτητα της αντίδρασης**.

➤ Στη συνήθη θερμοκρασία, τα αέρια υδρογόνο και οξυγόνο αντιδρούν προς σχηματισμό νερού με πολύ μικρή ταχύτητα. Με την παρουσία, όμως, λευκόχρυσου (Pt) η αντίδρασή τους πραγματοποιείται ακαριαία.

Το 1827, ο βοτανολόγος R. Brown παρατήρησε ότι μέσα στο νερό οι κόκκοι γύρης, όπως και άλλα σωματίδια παρόμοιου μεγέθους, χαρακτηρίζονται από μια συνεχή ακανόνιστη κίνηση. Το φαινόμενο ονομάστηκε κίνηση Brown.

Η αύξηση της κινητικής ενέργειας των δομικών σωματιδίων των αερίων και των υγρών, που συνοδεύει την αύξηση της θερμοκρασίας, είναι ένα φαινόμενο ανεξάρτητο από την έκλυση ή απορρόφηση θερμότητας λόγω διάσπασης και επανασχηματισμού δεσμών. Η ανταλλαγή ενέργειας με το περιβάλλον λόγω χημικής αντίδρασης μελετάται από τη **θερμοχημεία**.

➤ Η θερμική διάσπαση του χλωρικού καλίου πραγματοποιείται με πολύ αργό ρυθμό. Με την πρόσθεση όμως μιας μικρής ποσότητας σκόνης διοξειδίου του μαγγανίου (MnO_2) η ταχύτητα διάσπασης αυξάνεται θεαματικά.

Μετά το τέλος των παραπάνω αντιδράσεων, ο Pt και το MnO_2 μπορεί να ανακτηθούν στην αρχική τους μορφή και ποσότητα.

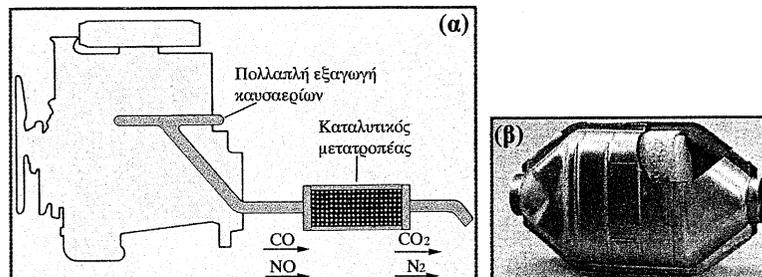
Η παρουσία ορισμένων χημικών ουσιών, όπως ο Pt και το MnO_2 , επηρεάζει σημαντικά την ταχύτητα μιας χημικής αντίδρασης. Οι ουσίες αυτές ονομάζονται καταλύτες και το φαινόμενο κατάλυση.

Καταλύτες είναι οι χημικές ουσίες, η παρουσία των οποίων -σε πολύ μικρές ποσότητες- αυξάνει την ταχύτητα μιας χημικής αντίδρασης. Οι καταλύτες δεν καταναλώνονται κατά τη διάρκεια της αντίδρασης.

Οι καταλύτες επηρεάζουν μόνο την ταχύτητα μιας χημικής αντίδρασης και όχι την απόδοσή της. Στις αμφίδρομες αντιδράσεις οι καταλύτες αυξάνουν στον ίδιο βαθμό τις ταχύτητες των αντιδράσεων και προς τις δύο κατευθύνσεις.

Πολλές χημικές αντιδράσεις με μεγάλη σημασία στη χημική βιομηχανία, αλλά και σε καθημερινές τεχνολογικές εφαρμογές, πραγματοποιούνται με την παρουσία καταλυτών (σχήμα 6.6). Επίσης, οι περισσότερες αντιδράσεις στους ζωντανούς οργανισμούς, όπως και στον άνθρωπο, καταλύονται από ειδικές χημικές ουσίες, οι οποίες ονομάζονται **ένζυμα**.

☛ Τα ένζυμα είναι οι καταλύτες των χημικών αντιδράσεων στους ζώντες οργανισμούς. Κάθε βιολογική χημική αντίδραση καταλύεται από ένα εξειδικευμένο ένζυμο.



Σχήμα 6.6: Οι καταλυτικοί μετατροπέες στα αυτοκίνητα είναι διατάξεις που χρησιμοποιούν καταλύτες για την ταχύτερη μετατροπή βλαβερών ουσιών (π.χ. CO και NO), από τα καυσαέρια της μηχανής, σε λιγότερο επικίνδυνες ουσίες για το περιβάλλον. α) Η θέση του καταλυτικού μετατροπέα στην εξάτμιση μιας μηχανής αυτοκινήτου. β) Ένας σύγχρονος καταλυτικός μετατροπέας.

ΑΝΑΚΕΦΑΛΑΙΩΣΗ

Η χημική αντίδραση είναι μια διαδικασία ανακατανομής των δεσμών μεταξύ των ατόμων, η οποία συνοδεύεται από ενεργειακές μεταβολές.

Χημικές αντιδράσεις πραγματοποιούνται διαρκώς στη φύση, αυθόρμητα αλλά και με την επέμβαση των ανθρώπων.

Οι χημικές αντιδράσεις είναι το αποτέλεσμα ενεργών, δηλαδή αποτελεσματικών, συγκρούσεων μεταξύ μορίων.

Χημική εξίσωση είναι η συμβολική παράσταση μιας χημικής αντίδρασης με τη γραφή χημικών συμβόλων και τύπων. Οι χημικές εξισώσεις χρησιμοποιούνται για να περιγράψουν ποιοτικά και ποσοτικά τι ακριβώς συμβαίνει κατά τη διάρκεια μιας αντίδρασης.

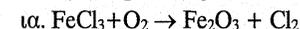
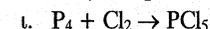
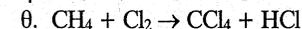
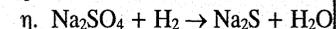
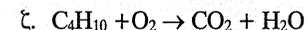
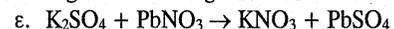
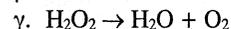
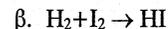
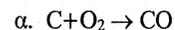
Αμφίδρομες ονομάζονται οι χημικές αντιδράσεις που πραγματοποιούνται και προς τις δύο κατευθύνσεις.

Μοριακές ονομάζονται οι αντιδράσεις, όπου οι χημικές ουσίες συμμετέχουν με τη μορφή μορίων, ενώ ιοντικές είναι οι αντιδράσεις, όπου οι χημικές ουσίες συμμετέχουν με τη μορφή ιόντων.

Οι καταλύτες είναι χημικές ουσίες, η παρουσία των οποίων -σε πολύ μικρές ποσότητες- αυξάνει την ταχύτητα μιας χημικής αντίδρασης. Οι καταλύτες δεν καταναλώνονται κατά τη διάρκεια της αντίδρασης.

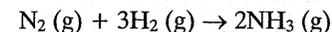
ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ - ΑΣΚΗΣΕΙΣ

- Ποια είναι η διαφορά μεταξύ:
 - χημικής αντίδρασης και χημικής εξίσωσης,
 - ιοντικής και μοριακής εξίσωσης,
 - ιοντικής και μοριακής αντίδρασης;
- Σε ποιο νόμο της χημείας στηρίζεται η εύρεση των στοιχειομετρικών συντελεστών στις χημικές εξισώσεις;
 - Μπορούν να μεταβάλλονται οι δείκτες στους τύπους των χημικών ενώσεων που εμφανίζονται σε μια χημική εξίσωση; Ποια είναι η διαφορά μεταξύ των συμβολισμών Cl_2 και 2Cl ;
- Να γραφούν οι αέριοι στοιχειομετρικοί συντελεστές στις ακόλουθες χημικές εξισώσεις:



Για τις χημικές εξισώσεις α έως ζ να αναφερθεί ο τύπος των αντιδράσεων που παριστάνουν.

- Δίνεται η αντίδραση σχηματισμού της αμμωνίας:



α) Πόσα μόρια NH_3 παράγονται από:

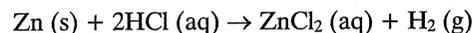
- 1 μόριο N_2 ,
- 18 μόρια N_2 ,
- 9 μόρια H_2 και
- 180 μόρια H_2 ;

β) Πόσα moles μορίων NH_3 παράγονται από:

- 0,6 mol μορίων N_2 ,

- ii) 0,6 mol μορίων H_2 ;
 Πόσα moles μορίων N_2 και H_2 πρέπει να αντιδράσουν για να παραχθούν 3 mol μορίων NH_3 ;
 γ) Πόσα g NH_3 παράγονται από:
 i) 0,4 mol μορίων N_2 ,
 ii) 0,4 g H_2 ;

5. Φωσφορικό οξύ, H_3PO_4 , αντιδρά με υδροξείδιο του ασβεστίου, $Ca(OH)_2$, και παράγεται φωσφορικό ασβέστιο, $Ca_3(PO_4)_2$, και νερό, H_2O .
 α) Να γραφεί η χημική εξίσωση της αντίδρασης και να προσδιοριστεί ο τύπος της.
 β) Να υπολογιστεί η μάζα του $Ca(OH)_2$ που αντιδρά με 50 g H_3PO_4 . Πόσο $Ca_3(PO_4)_2$ παράγεται;
 6. Δίνεται η αντίδραση:



- α) Πόσα L H_2 (σε STP) και πόσα g $ZnCl_2$ παράγονται από 36,5 g HCl ;
 β) Ποιες ποσότητες Zn και HCl πρέπει να αντιδράσουν για να παραχθούν 49,2 L H_2 , μετρημένα σε 1 atm και $27^\circ C$;
 7. Πόσα L O_2 απαιτούνται για την καύση 1 L:
 α) μεθανίου (CH_4), β) αιθενίου (C_2H_4) και γ) αιθινίου (C_2H_2), προς CO_2 και H_2O , αν όλα τα αέρια που αντιδρούν βρίσκονται αρχικά στις ίδιες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας;
 8. Μία χημική αντίδραση χαρακτηρίζεται ως αμφίδρομη όταν:
 α. πραγματοποιείται σε οποιοδήποτε συνθήκες
 β. οι ποσότητες των αντιδρώντων είναι στοιχειομετρικές
 γ. πραγματοποιείται ταυτόχρονα και προς τις δύο κατευθύνσεις
 δ. δίνει διάφορα προϊόντα, ανάλογα με τις συνθήκες.
 Να επιλεγεί η σωστή απάντηση.
 9. Ο συντελεστής απόδοσης κάθε αμφίδρομης αντίδρασης εκφράζει:
 α. το ποσοστό του καθενός από τα αρχικά σώματα που αντέδρασε
 β. το ποσοστό που καταναλώθηκε από το αντιδρών που βρίσκεται σε περίσσεια

- γ. το λόγο της μάζας των προϊόντων προς τη μάζα των αντιδρώντων
 δ. το λόγο της μάζας οποιουδήποτε προϊόντος, προς τη μάζα αυτού του προϊόντος που θα παραγόταν, αν η αντίδραση ήταν ποσοτική.
 Να επιλεγεί η σωστή απάντηση.

10. Πόσα g ιζήματος σχηματίζονται κατά την αντίδραση διπλής αντικατάστασης μεταξύ 11,1 g $CaCl_2$ και 15 g Na_2SO_4 ;
 11. Ο διθειάνθρακας (CS_2) καίγεται με οξυγόνο προς διοξείδιο του άνθρακα και διοξείδιο του θείου (SO_2).
 α) Να γραφεί η χημική εξίσωση της καύσης.
 β) Να υπολογιστεί η μάζα του διοξειδίου του θείου που παράγεται όταν αντιδρούν 15,2 g CS_2 με 15,68 L O_2 , μετρημένα σε STP. Ποιο από τα αντιδρώντα δεν καταναλώνεται πλήρως; Πόσα g από αυτό παραμένουν μετά το τέλος της αντίδρασης;
 12. Οι χλωροφθοράνθρακες είναι χημικές ενώσεις, που χρησιμοποιούνται κυρίως ως ψυκτικά ή ως προωθητικά αέρια στα σπρέι. Όμως, η χρήση τους έχει ως αποτέλεσμα την καταστροφή του όζοντος της στρατόσφαιρας. Για τη βιομηχανική παραγωγή των χλωροφθορανθράκων χρησιμοποιείται και υδροφθόριο (HF), το οποίο παρασκευάζεται από την αντίδραση φθοριούχου ασβεστίου (CaF_2) με θειικό οξύ, ως εξής:
- $$CaF_2 + H_2SO_4 \rightarrow CaSO_4 + 2HF$$
- Αν 156 kg CaF_2 αντιδρούν με περίσσεια θειικού οξέος και παράγονται τελικά 72 kg HF , να υπολογιστεί η εκατοστιαία απόδοση της αντίδρασης.
 13. α) Ποιες συγκρούσεις μεταξύ μορίων στην αέρια φάση ονομάζονται ενεργές; Με ποιον τρόπο μπορεί να μειωθεί ο αριθμός των ενεργών συγκρούσεων;
 β) Να αναφερθούν δύο τρόποι για να μειωθεί ο χρόνος ολοκλήρωσης μιας χημικής αντίδρασης.
 14. Ποια είναι τα χαρακτηριστικά των μοριακών και ποια των ιοντικών αντιδράσεων; Σε ποια από τις δύο κατηγορίες αντιδράσεων θα ήταν πιο πιθανό να χρησιμοποιούνται καταλύτες;

15. Η αύξηση της θερμοκρασίας έχει πάντα ως αποτέλεσμα:
- α. την απελευθέρωση θερμότητας από χημικές αντιδράσεις
 - β. την αύξηση της κινητικής ενέργειας των δομικών σωματιδίων των υγρών και των αερίων
 - γ. τη διάσπαση χημικών δεσμών
 - δ. την αύξηση του χρόνου ολοκλήρωσης μιας χημικής αντίδρασης.
- Να επιλεγεί η σωστή απάντηση.



ΚΕΦΑΛΑΙΟ

7 Διαλύματα

7

ΚΕΦΑΛΑΙΟ

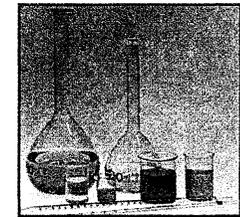
Διαλύματα

7.1 Γενικά για τα διαλύματα - Τύποι διαλυμάτων

➤ Η προσθήκη αλατιού στο νερό έχει ως αποτέλεσμα την «εξαφάνισή» του, με την έννοια ότι οι κρύσταλλοί του δεν είναι πλέον ορατοί. Η παρουσία, όμως, του αλατιού γίνεται αντιληπτή από την αλμυρή γεύση του νερού.

➤ Η προσθήκη μικρής ποσότητας αργύρου σε χρυσό οδηγεί στην παρασκευή ενός μίγματος (κράματος) σκληρότερου από το χρυσό αλλά με χαμηλότερο σημείο τήξης.

Τα παραδείγματα αυτά αφορούν την παρασκευή ομογενών μιγμάτων, που ονομάζονται *διαλύματα*. Τα διαλύματα σχηματίζονται με ανάμιξη δύο ή περισσότερων χημικών ουσιών. Μία από αυτές είναι ο *διαλύτης* και οι υπόλοιπες θεωρείται ότι διαλύονται μέσα σε αυτόν και ονομάζονται *διαλυμένες ουσίες*. Ο σχηματισμός ενός διαλύματος είναι ένα φυσικό φαινόμενο και δε συνοδεύεται από χημικές αλλαγές.



Σχήμα 7.1: Υγρά διαλύματα χημικών ουσιών σε σκεύη χημικού εργαστηρίου.

Διάλυμα ονομάζεται κάθε ομογενές μίγμα, που αποτελείται από δύο ή περισσότερες χημικές ουσίες.

Διαλύτης ονομάζεται το συστατικό του διαλύματος που βρίσκεται σε μεγαλύτερη ποσοτική αναλογία. Τα υπόλοιπα συστατικά του διαλύματος ονομάζονται **διαλυμένες ουσίες**.

Τα διαλύματα είναι μίγματα. Έτσι, η σύστασή τους μπορεί να μεταβάλλεται, σε αντίθεση με τις χημικές ενώσεις που χαρακτηρίζονται από ορισμένη και σταθερή σύσταση.

Τα διαλύματα εμφανίζονται σε οποιαδήποτε από τις τρεις καταστάσεις της ύλης, μπορεί να είναι δηλαδή αέρια, υγρά ή στερεά.

Τα **αέρια διαλύματα** είναι συνήθως μίγματα αερίων. Γενικά, αέρια που δεν αντιδρούν μεταξύ τους χημικά, αναμιγνύονται με κάθε αναλογία σχηματίζοντας διαλύματα αερίας φάσης. Το πιο χαρακτηριστικό παράδειγμα αερίου διαλύματος είναι ο ατμοσφαιρικός αέρας, ο οποίος αποτελείται κυρίως από άζωτο και οξυγόνο αλλά και μικρές ποσότητες πολλών άλλων αερίων (όπως π.χ. το διοξείδιο του άνθρακα).

Τα **υγρά διαλύματα** διακρίνονται σε:

- **Διαλύματα αερίων σε υγρά,** π.χ. διάλυμα αερίου διοξειδίου του άνθρακα σε νερό ή οξυγόνου σε νερό.
- **Διαλύματα υγρών σε υγρά,** π.χ. διάλυμα αιθανόλης (οινόπνευμα) σε νερό ή λαδιού σε εξάνιο.

☞ Δύο υγρά μπορεί να «διαλύονται» το ένα μέσα στο άλλο σχηματίζοντας υγρό διάλυμα, αλλά μπορεί και όχι. Για παράδειγμα, το οινόπνευμα είναι διαλυτό στο νερό σε κάθε αναλογία, ενώ οι υδρογονάνθρακες είναι αδιάλυτοι στο νερό.

Όταν δύο υγρά μπορούν να αναμιχθούν για να σχηματίσουν ομογενές μίγμα ή διάλυμα, είναι *αναμί-*

Στην περίπτωση διαλύματος αερίου ή στερεού σε υγρό, το αέριο ή το στερεό αποτελούν τη *διαλυμένη ουσία* και το υγρό το *διαλύτη*. Σε κάθε άλλη περίπτωση, το συστατικό του διαλύματος με τη μεγαλύτερη αναλογία είναι ο *διαλύτης*, ενώ η ουσία ή οι ουσίες που βρίσκονται σε μικρότερη αναλογία είναι οι *διαλυμένες ουσίες*.

Το νερό και η αιθανόλη έχουν κάποια κοινά χαρακτηριστικά, όπως την ύπαρξη ομάδων υδροξυλίου (OH) στα μόριά τους και την παρουσία διαμοριακών δεσμών υδρογόνου. Αντίθετα, οι υδρογονάνθρακες χαρακτηρίζονται από άλλου τύπου ασθενείς διαμοριακές αλληλεπιδράσεις και αναμιγνύονται εύκολα μεταξύ τους, αλλά όχι και με το νερό.

ξιμα. Στην αντίθετη περίπτωση είναι *μη αναμίξιμα*. Υπάρχουν και περιπτώσεις μερικής *αναμιξιμότητας*, όπως μεταξύ νερού και αιθέρα, που αναμιγνύονται μόνο σε ορισμένες αναλογίες.

Γενικά, τα υγρά που χαρακτηρίζονται από παρόμοιες διαμοριακές δυνάμεις είναι διαλυτά το ένα μέσα στο άλλο.

- **Διαλύματα στερεών σε υγρά,** π.χ. διάλυμα χλωριούχου νατρίου σε νερό.

Ο κυριότερος υγρός διαλύτης είναι το νερό. Άλλοι υγροί διαλύτες είναι η *βενζίνη*, ο *αιθέρας*, η *ακετόνη* κλπ. Τα διαλύματα στερεών σε υγρά είναι η πιο συνήθης περίπτωση υγρών διαλυμάτων.

Τα **στερεά διαλύματα** είναι συνήθως διαλύματα αερίων σε στερεά (π.χ. διάλυμα αερίου υδρογόνου σε παλλάδιο) ή στερεών σε στερεά (κράματα), όπως ο ορείχαλκος (διάλυμα ψευδάργυρου σε χαλκό) ή ο μπρούντζος (διάλυμα κασσίτερου σε χαλκό) (σχήμα 7.2).

Η ποσότητα της διαλυμένης ουσίας που περιέχεται σε ορισμένη ποσότητα διαλύματος ονομάζεται **συγκέντρωση ή περιεκτικότητα**.

Οι περισσότερες χημικές αντιδράσεις, τόσο στη φύση όσο και στο εργαστήριο, πραγματοποιούνται, όχι μεταξύ αμιγών στερεών, υγρών ή αερίων ουσιών, αλλά μεταξύ ιόντων και μορίων τους, διαλυμένων σε νερό ή άλλους διαλύτες.

7.2 Υδατικά διαλύματα - Τύποι υδατικών διαλυμάτων

Το νερό διαλύει πλήθος χημικών ουσιών σχηματίζοντας υδατικά διαλύματα. Οι περισσότερες χημικές αντιδράσεις πραγματοποιούνται μέσα σε αυτά.

Το θαλασσινό νερό είναι διάλυμα στερεών (κυρίως NaCl) και αερίων (όπως O₂ και CO₂ από την ατμόσφαιρα) σε νερό.

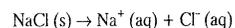


Σχήμα 7.2: Αρχαίο νόμισμα από την Ήπειρο κατασκευασμένο από μπρούντζο.

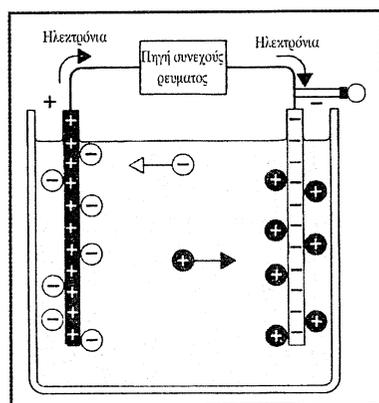
Οι ωκεανοί, οι λίμνες, ακόμα και το αίμα και άλλα υγρά που κυκλοφορούν στο σώμα μας, είναι υδατικά διαλύματα.

Τα υδατικά διαλύματα διακρίνονται σε *ιοντικά* και *μοριακά*, ανάλογα με τη μορφή των σωματιδίων της διαλυμένης ουσίας. Τα ιοντικά διαλύματα περιέχουν θετικά και αρνητικά ιόντα, ενώ τα μοριακά διαλύματα περιέχουν διακεκριμένα μόρια της διαλυμένης ουσίας. Τα σωματίδια αυτά προκύπτουν από την επίδραση του νερού στη χημική ουσία που διαλύεται.

Η διάσπαση ή **διάσταση** του NaCl συμβολίζεται με την ιοντική εξίσωση:



➤ Το NaCl είναι μια ιοντική ένωση, η οποία κατά τη διάλυσή της διασπάται ποσοτικά σε ιόντα Na^+ και Cl^- , τα οποία κινούνται ελεύθερα μέσα στο νερό. Η εφαρμογή ενός ηλεκτρικού πεδίου στο διάλυμα, με τη βοήθεια δυο ηλεκτροδίων συνδεδεμένων με μπαταρία, έχει ως αποτέλεσμα την κίνηση των κατιόντων Na^+ προς τον αρνητικό πόλο και των ανιόντων Cl^- προς το θετικό, μια διαδικασία που μοιάζει πολύ με τη ροή ηλεκτρονίων σε ένα μεταλλικό καλώδιο. Το NaCl ονομάζεται *ηλεκτρολύτης*, γιατί το υδατικό του διάλυμα είναι ιοντικό και άγει το ηλεκτρικό ρεύμα (σχήμα 7.3).



Σχήμα 7.3: Ροή των ιόντων ενός ηλεκτρολύτη κατά την εφαρμογή ηλεκτρικού πεδίου σε υδατικό του διάλυμα. Η λάμπα ανάβει, γιατί το ιοντικό διάλυμα είναι αγώγιμο.

➤ Η ζάχαρη είναι μοριακή ένωση, η οποία διαλύεται στο νερό με τη μορφή μορίων. Τα μόρια, ως σωματίδια χωρίς φορτίο, δεν «υπακούουν» σε δυνάμεις ηλεκτρικών πεδίων. Τα μοριακά διαλύματα ονομάζονται μη ηλεκτρολυτικά, γιατί δεν είναι αγωγοί του ηλεκτρικού ρεύματος.

Οι χημικές ουσίες, οι οποίες με τη διάλυσή τους σχηματίζουν ιοντικά διαλύματα, ονομάζονται *ηλεκτρολύτες* και τα αντίστοιχα διαλύματα τους *ηλεκτρολυτικά*. Οι ουσίες, που με τη διάλυσή τους σχηματίζουν μοριακά διαλύματα, δεν είναι ηλεκτρολύτες και τα αντίστοιχα διαλύματά τους είναι *μη ηλεκτρολυτικά*.

Ιοντικά ή ηλεκτρολυτικά διαλύματα σχηματίζουν οι ιοντικές ενώσεις, όπως τα άλατα και μερικές βάσεις, αλλά και ομοιοπολικές ενώσεις, όπως τα οξέα. Στις ιοντικές ενώσεις τα ιόντα που «απελευθερώνονται» στο διάλυμα προϋπάρχουν στο στερεό, ενώ στις ομοιοπολικές σχηματίζονται με τη διάλυση.

Η διαδικασία σχηματισμού ιόντων κατά τη διάλυση ιοντικών ενώσεων ονομάζεται *διάσταση*. Στην περίπτωση ομοιοπολικών ενώσεων χρησιμοποιείται συνήθως ο όρος *ιοντισμός*.

7.3 Διαλυτότητα

Το ποσό της διαλυμένης ουσίας, που μπορεί να διαλυθεί σε ορισμένη ποσότητα διαλύτη, δεν είναι απεριορίστο, αλλά εξαρτάται από τους ακόλουθους παράγοντες: α) τη φύση της διαλυμένης ουσίας, β) τη φύση του διαλύτη, γ) τη θερμοκρασία και δ) την πίεση (για αέρια).

Η **διαλυτότητα** εκφράζει τη **μέγιστη ποσότητα** μιας χημικής ουσίας που μπορεί να διαλυθεί σε μια ορισμένη ποσότητα διαλύτη, σε ορισμένες συνθήκες θερμοκρασίας και πίεσης.

➤ Κατά την προσθήκη κρυστάλλων KCl σε νερό η συγκέντρωσή του στο διάλυμα αυξάνεται μέ-

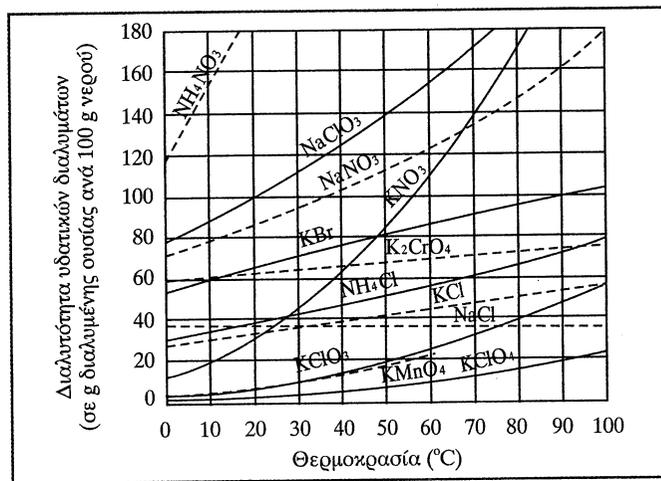
Όταν σε κάποια ποσότητα διαλύτη μπορεί να διαλυθεί σχετικά μεγάλη ποσότητα μιας χημικής ουσίας, η ουσία αυτή είναι **ευδιάλυτη** στο συγκεκριμένο διαλύτη. Όταν η ποσότητα που διαλύεται είναι ελάχιστη η ουσία είναι **δυσδιάλυτη**.

χρη να φθάσει μια σταθερή και αμετάβλητη τιμή, για τη δεδομένη θερμοκρασία. Προσθήκη και άλλης ποσότητας KCl έχει ως αποτέλεσμα τη συσσώρευση αδιάλυτης στερεάς μάζας μέσα στο διάλυμα.

Η διαλυτότητα του KCl μπορεί να αυξηθεί μόνο με θέρμανση του διαλύματος.

Οι ιοντικές ενώσεις διασπώνται ποσοτικά σε ιόντα μέσα στο νερό, αλλά όταν η συγκέντρωσή τους υπερβεί τη διαλυτότητά τους καταβυθίζονται μέσα στο διάλυμα σε στερεά μορφή.

Γενικά, η διαλυτότητα των στερεών στα υγρά αυξάνεται με την αύξηση της θερμοκρασίας (σχήμα 7.4). Αυτό συμβαίνει, γιατί η διάλυση συνοδεύεται συνήθως από απορρόφηση θερμότητας από το περιβάλλον, δηλαδή είναι ένα ενδόθερμο φαινόμενο. Στις περιπτώσεις που συμβαίνει το αντίθετο, δηλαδή η διάλυση είναι εξώθερμη, όπως στη περίπτωση π.χ. του θειικού ασβεστίου (CaSO_4), η αύξηση της θερμοκρασίας μειώνει τη διαλυτότητα.



Σχήμα 7.4: Μεταβολή της διαλυτότητας ιοντικών στερεών ουσιών στο νερό σε συνάρτηση με τη θερμοκρασία.

Η διαλυτότητα των αερίων στα υγρά και στα στερεά ελαττώνεται, όταν αυξάνεται η θερμοκρασία, και αυξάνεται, όταν αυξάνεται η εξωτερική πίεση.

Η διαλυτότητα των υγρών στα υγρά αυξάνεται με τη θερμοκρασία.

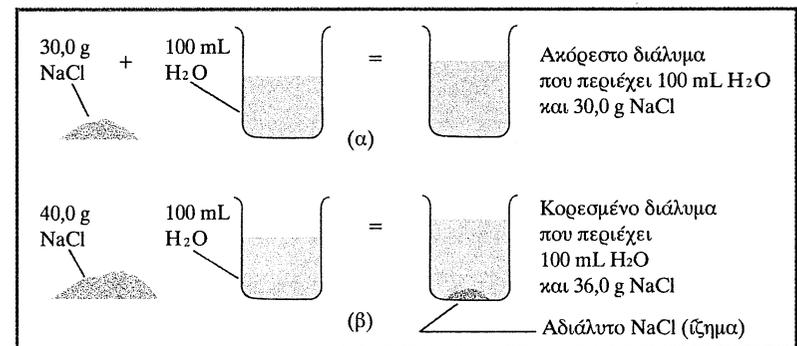
Η εξωτερική πίεση δεν επηρεάζει τις διαλυτότητες των υγρών και των στερεών σε υγρά διαλύματα.

Η διαλυτότητα μιας χημικής ουσίας εκφράζεται συνήθως ως μάζα της διαλυμένης ουσίας (σε g) ανά 100 g διαλύτη.

Ένα διάλυμα, το οποίο περιέχει τη μέγιστη ποσότητα διαλυμένης ουσίας που μπορεί να διαλυθεί σε συγκεκριμένη ποσότητα διαλύτη, σε ορισμένες συνθήκες, ονομάζεται **κορεσμένο διάλυμα**.

Αν σε ένα διάλυμα μπορεί να διαλυθεί επιπλέον ποσότητα διαλυμένης ουσίας, από αυτή που ήδη έχει διαλυθεί, το διάλυμα ονομάζεται **ακόρεστο** (σχήμα 7.5).

Σε ορισμένες συνθήκες, είναι δυνατό να σχηματισθούν διαλύματα τα οποία περιέχουν μεγαλύτερο ποσό διαλυμένης ουσίας από αυτό που «επιτρέπει» η διαλυτότητά της σε αυτές τις συνθήκες. Τα διαλύματα αυτά ονομάζονται **υπέροκρα**. Είναι ασταθή και μετατρέπονται εύκολα σε κορεσμένα με καταβύθιση της πλεονάζουσας ποσότητας της διαλυμένης ουσίας, ως ίζημα.



Σχήμα 7.5: Η διαλυτότητα του NaCl είναι 36 g NaCl/100 g νερού.

α) Παρασκευή ακόρεστου υδατικού διαλύματος NaCl. β) Παρασκευή κορεσμένου υδατικού διαλύματος NaCl. Η επιπλέον -πέραν της διαλυτότητας- ποσότητα NaCl (4 g) έχει καταβυθιστεί ως ίζημα.

7.4 Μονάδες περιεκτικότητας (συγκέντρωσης) διαλυμάτων

Χρησιμοποιούνται πολλοί τρόποι έκφρασης της περιεκτικότητας των διαλυμάτων. Οι πιο συνηθισμένες είναι:

⇒ *Περιεκτικότητα % κατά βάρος (% w/w) είναι η μάζα της διαλυμένης ουσίας (σε g), που περιέχεται σε 100 g διαλύματος.*

$$\% w/w = \frac{\text{μάζα διαλυμένης ουσίας (σε g)}}{\text{συνολική μάζα διαλύματος (σε g)}} \times 100$$

Για παράδειγμα, υδατικό διάλυμα 2,5% w/w NaCl σημαίνει ότι η περιεκτικότητα του διαλύματος είναι 2,5 g NaCl για κάθε 100 g διαλύματος.

☞ Η συνολική μάζα του διαλύματος ισούται με το άθροισμα των μαζών όλων των διαλυμένων ουσιών και του διαλύτη.

⇒ *Περιεκτικότητα % βάρους κατ'όγκο διαλύματος (% w/v) είναι η μάζα της διαλυμένης ουσίας (σε g), που περιέχεται σε 100 mL διαλύματος.*

$$\% w/v = \frac{\text{μάζα διαλυμένης ουσίας (σε g)}}{\text{όγκος διαλύματος (σε mL)}} \times 100$$

Για παράδειγμα, υδατικό διάλυμα 2,5% w/v NaCl σημαίνει ότι η περιεκτικότητα του διαλύματος είναι 2,5 g NaCl για κάθε 100 mL διαλύματος.

⇒ *Περιεκτικότητα % κατ'όγκο διαλύματος (% v/v) είναι ο όγκος της διαλυμένης ουσίας (σε mL), που περιέχεται σε 100 mL διαλύματος.*

$$\% v/v = \frac{\text{όγκος διαλυμένης ουσίας (σε mL)}}{\text{όγκος διαλύματος (σε mL)}} \times 100$$

Η μονάδα αυτή χρησιμοποιείται για αέρια ή υγρά διαλύματα αερίων ή υγρών.

Για παράδειγμα, περιεκτικότητα 80% v/v αζώτου στον ατμοσφαιρικό αέρα σημαίνει ότι σε 100 mL αέρα περιέχονται 80 mL αζώτου.

Στην περίπτωση αλκοολούχων διαλυμάτων (π.χ. οινοπνευματώδη ποτά), η % κατ'όγκο περιεκτικότητα ενός διαλύματος, εκφράζεται σε αλκοολικούς βαθμούς (°). Έτσι, ένα κρασί 16° σημαίνει ότι η περιεκτικότητά του σε αιθανόλη είναι 16% v/v.

⇒ *Μοριακότητα κατ'όγκο διαλύματος (Molarity, M) είναι τα moles της διαλυμένης ουσίας, που περιέχονται σε 1L διαλύματος.*

$$\text{Molarity} = \frac{\text{moles διαλυμένης ουσίας}}{\text{όγκος διαλύματος (σε L)}}$$

Έτσι, υδατικό διάλυμα 0,1M θεικού οξέος σημαίνει ότι η συγκέντρωση του διαλύματος είναι 0,1 mol H₂SO₄ για κάθε λίτρο διαλύματος.

⇒ *Μέρη ανά εκατομμύριο:* Σε πολύ αραιά διαλύματα η περιεκτικότητα συχνά εκφράζεται σε μέρη διαλυμένης ουσίας ανά εκατομμύριο μέρη διαλύματος (*parts per million: ppm*):

$$\text{ppm} = \frac{\text{μάζα διαλυμένης ουσίας}}{\text{συνολική μάζα διαλύματος}} \times 10^6$$

Έτσι, διάλυμα 8 ppm μονοξειδίου του άνθρακα στον ατμοσφαιρικό αέρα σημαίνει ότι η περιεκτικότητά είναι 8 g CO για κάθε 10⁶ g αέρα.

Όταν η συγκέντρωση εκφράζεται σε ποσότητα διαλυμένης ουσίας ανά ορισμένο όγκο διαλύματος, όπως στην περίπτωση της Molarity, ισχύει:

$$\text{ποσότητα διαλυμένης ουσίας} = \text{όγκος διαλύματος} \times \text{συγκέντρωση}$$

Αραιώση ενός διαλύματος είναι η ελάττωση της συγκέντρωσής του σε διαλυμένες ουσίες με προσθήκη διαλύτη. Αντίθετα, συμπύκνωση είναι η αύξηση της συγκέντρωσης με αφαίρεση διαλύτη ή προσθήκη επιπλέον ποσότητας διαλυμένης ουσίας.

Κατά την αραιώση ενός διαλύματος, ο όγκος του αυξάνεται και η συγκέντρωση ελαττώνεται, ενώ η ολική ποσότητα της διαλυμένης ουσίας παραμένει σταθερή.

Έτσι, για ένα διάλυμα πριν (1) και μετά (2) την αραιώση, ισχύει:

$$\begin{aligned} \text{ποσότητα διαλυμένης ουσίας (1)} &= \text{ποσότητα διαλυμένης ουσίας (2)} \Rightarrow \\ \Rightarrow \text{όγκος (1)} \times \text{συγκέντρωση (1)} &= \text{όγκος (2)} \times \text{συγκέντρωση (2)} \end{aligned}$$

Η παραπάνω εξίσωση είναι πολύ χρήσιμη για υπολογισμούς σε προβλήματα αραιώσεων και συμπυκνώσεων με προσθήκη ή αφαίρεση διαλύτη.

Άσκηση

Σε ποιον όγκο πρέπει να αραιωθεί ένα διάλυμα όγκου $V_1=0,05$ L, συγκέντρωσης $C_1=0,1$ M AgNO_3 για να δώσει διάλυμα $C_2=0,01$ M;

Λύση

Έστω ότι ο όγκος του τελικού διαλύματος είναι V_2 L. Ισχύει:

$$V_1 \cdot C_1 = V_2 \cdot C_2 \Rightarrow V_2 = \frac{0,05 \cdot 0,1}{0,01} \Rightarrow V_2 = 0,5 \text{ L}$$

Άρα το διάλυμα πρέπει να αραιωθεί σε όγκο 0,5 L, δηλαδή στο δεκαπλάσιο του αρχικού του όγκου.

Κατά την ανάμιξη διαλυμάτων που περιέχουν την ίδια διαλυμένη ουσία, προκύπτει νέο διάλυμα με όγκο ίσο με το άθροισμα των όγκων των αρχικών διαλυμάτων. Η ποσότητα της διαλυμένης ουσίας στο τελικό διάλυμα ισούται με το άθροισμα των ποσοτήτων των διαλυμένων ουσιών στα αρχικά διαλύματα.

Έτσι, στην περίπτωση ανάμιξης δύο διαλυμάτων ισχύει:

$$\begin{aligned} \text{ποσότητα διαλυμένης ουσίας (1)} + \text{ποσότητα διαλυμένης ουσίας (2)} &= \\ &= \text{ποσότητα διαλυμένης ουσίας (3)} \Rightarrow \\ \Rightarrow \text{όγκος (1)} \times \text{συγκέντρωση (1)} + \text{όγκος (2)} \times \text{συγκέντρωση (2)} &= \\ &= \text{όγκος (3)} \times \text{συγκέντρωση (3)} \end{aligned}$$

Άσκηση

Αναμιγνύεται ένα διάλυμα KOH συγκέντρωσης $C_1=0,5$ M και όγκου $V_1=0,2$ L με άλλο διάλυμα KOH συγκέντρωσης $C_2=1$ M και όγκου $V_2=0,3$ L. Ποια είναι η Molarity του διαλύματος που προκύπτει;

Λύση

Ο όγκος V_3 του τελικού διαλύματος είναι:

$$V_3 = V_1 + V_2 = 0,2 + 0,3 = 0,5 \text{ L}$$

Οπότε ισχύει:

$$V_1 \cdot C_1 + V_2 \cdot C_2 = V_3 \cdot C_3 \Rightarrow$$

$$C_3 = \frac{V_1 C_1 + V_2 C_2}{V_3} = 0,8 \text{ M}$$

Άρα η συγκέντρωση του τελικού διαλύματος σε KOH είναι 0,8M.

7.5 Προσθετικές ιδιότητες διαλυμάτων

Πολλές σημαντικές ιδιότητες των υγρών διαλυμάτων εξαρτώνται από τον αριθμό των σωματιδίων της διαλυμένης ουσίας σε ορισμένη ποσότητα διαλύματος και όχι από τη φύση των σωματιδίων αυτών (δηλαδή από ποια χημική ουσία προέρχονται και ακόμη από το αν είναι άτομα, μόρια ή ιόντα). Οι ιδιότητες αυτές ονομάζονται **προσθετικές ιδιότητες**.

Προσθετικές ιδιότητες είναι η *ελάττωση της τάσης ατμών*, η *ανύψωση του σημείου βρασμού*, η *ταπείνωση του σημείου πήξης* και η *ωσμωτική πίεση*.

Ανύψωση σημείου βρασμού

Η παρουσία των σωματιδίων της διαλυμένης ουσίας σε ένα διάλυμα έχει ως αποτέλεσμα αυτό να παρουσιάζει μικρότερη *τάση ατμών* σε σύγκριση με τον καθαρό διαλύτη, σε οποιαδήποτε θερμοκρασία. Στο σημείο βρασμού, η τάση ατμών εξισώνεται με την εξωτερική ατμοσφαιρική πίεση. Η ελάττωση της τάσης ατμών που προκαλεί η διάλυση μιας χημικής ουσίας έχει ως αποτέλεσμα να απαιτείται υψηλότερη θερμοκρασία σε σχέση με αυτήν του καθαρού διαλύτη, για να προκληθεί βρασμός του διαλύματος. Το φαινόμενο αυτό ονομάζεται *ανύψωση του σημείου βρασμού* του διαλύματος σε σχέση με τον καθαρό διαλύτη.

Για παράδειγμα, η διάλυση 1 mol οποιασδήποτε μη ηλεκτρολυτικής ουσίας σε 1000 g νερό ανυψώνει το σημείο βρασμού κατά $0,52^{\circ}\text{C}$ (σε πίεση 1atm). Έτσι, το διάλυμα βράζει στους $100,52^{\circ}\text{C}$ και όχι στους 100°C .

Κάθε υγρό εξατμίζεται ως ένα βαθμό σε οποιαδήποτε θερμοκρασία, λόγω της κινητικότητας των μορίων του. Έτσι, κάποια μόρια ξεφεύγουν από την επιφάνεια του υγρού και μεταπηδούν από την υγρή στην αέρια φάση.

Τάση ατμών είναι η πίεση που εξασκούν οι ατμοί ενός υγρού σε ένα κλειστό δοχείο, στο οποίο το υγρό και οι ατμοί του βρίσκονται σε ισορροπία.

Ταπείνωση σημείου πήξης

Το σημείο πήξης ενός υγρού είναι η θερμοκρασία στην οποία το υγρό αρχίζει να στερεοποιείται. Η παρουσία της διαλυμένης ουσίας έχει ως αποτέλεσμα τη μείωση της θερμοκρασίας αυτής, δηλαδή την *ελάττωση ή ταπείνωση του σημείου πήξης* του διαλύματος σε σχέση με τον καθαρό διαλύτη.

Έτσι, π.χ. η διάλυση 1 mol οποιασδήποτε μη ηλεκτρολυτικής ουσίας σε 1000 g νερό ελαττώνει το σημείο πήξης κατά $1,86^{\circ}\text{C}$. Με άλλα λόγια, το νερό αρχίζει να παγώνει στους $-1,86^{\circ}\text{C}$. Το στερεό που σχηματίζεται με την πήξη είναι καθαρός πάγος και όχι στερεό διάλυμα της διαλυμένης ουσίας στο υγρό.

Η ανύψωση του σημείου βρασμού και η ταπείνωση του σημείου πήξης βρίσκουν πολλές πρακτικές εφαρμογές. Έτσι, πχ. οι τιμές τους χρησιμοποιούνται στον υπολογισμό της μοριακής μάζας διαλυμένων ουσιών με μεθόδους προσδιορισμού που ονομάζονται *ζεσεοσκοπικές* και *κρυσκοπικές*, αντίστοιχα.

Μια άλλη εφαρμογή τους είναι στα «ψυγεία» των αυτοκινήτων, όπου χρησιμοποιούνται αντιπηκτικές ουσίες, όπως η *αιθυλενογλυκόλη*, που χαμηλώνουν το σημείο πήξης του νερού (για να μην παγώνει το χειμώνα), αλλά ταυτόχρονα ανυψώνουν το σημείο βρασμού δυσκολεύοντας την εξάτμισή του.

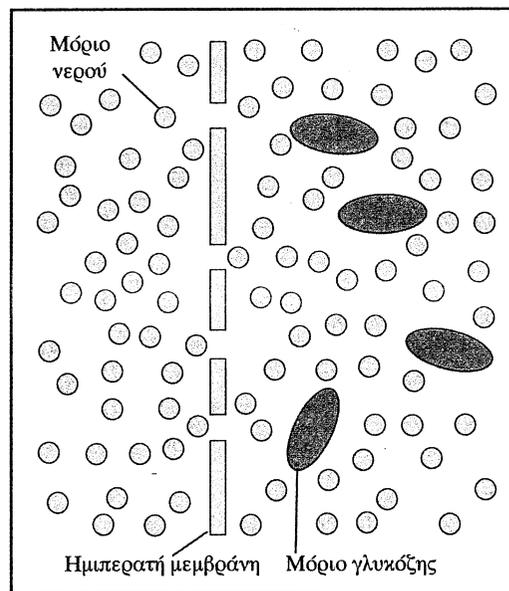
Ώσμωση και ωσμωτική πίεση

Κάποια φυσικά υλικά, όπως οι μεμβράνες σε βιολογικά συστήματα, αλλά και συνθετικά, όπως το σελοφάν, λειτουργούν ως φίλτρα, που επιτρέπουν, όταν βρίσκονται σε επαφή με ένα διάλυμα, τη διέοδο ορισμένων μόνο μορίων. Συνήθως επιτρέπουν τη διέοδο μικρών μορίων, όπως του νερού,

Το σημείο πήξης μιας ουσίας είναι η θερμοκρασία στην οποία η υγρή και η στερεά φάση της βρίσκονται σε ισορροπία, δηλαδή έχουν ίδιες τάσεις ατμών (να, και τα στερεά έχουν τάση ατμών). Ελάττωση της τάσης ατμών ενός υγρού με τη διάλυση σ' αυτό μιας ουσίας, οδηγεί σε ταπείνωση της θερμοκρασίας ισορροπίας, δηλαδή του σημείου πήξης.

Όταν σκορπίζεται αλάτι σε χιονισμένους δρόμους, το σημείο τήξης του πάγου ελαττώνεται κάτω από τη θερμοκρασία περιβάλλοντος και λιώνουν οι πάγοι.

και όχι μεγαλύτερων σωματιδίων (μορίων ή ιόντων) μιας διαλυμένης στο νερό ουσίας. Λόγω της ιδιότητας αυτής, τέτοιου είδους υλικά ονομάζονται ημιπερατά υλικά ή ημιπερατές μεμβράνες (σχήμα 7.6).



Σχήμα 7.6: Ημιπερατή μεμβράνη που διαχωρίζει καθαρό νερό από υδατικό διάλυμα γλυκόζης. Οι «πόροι» της μεμβράνης είναι αρκετά μεγάλοι, ώστε να επιτρέπουν τη διόδο των μορίων του νερού, αλλά όχι και της γλυκόζης.

Όταν δύο διαλύματα με κοινό διαλύτη και διαφορετικές συγκεντρώσεις σε διαλυμένα σωματίδια διαχωρίζονται από μια ημιπερατή μεμβράνη, τα μόρια του διαλύτη περνάνε από το ένα διάλυμα στο άλλο μέσω της μεμβράνης. Καθώς όμως, το πυκνότερο διάλυμα περιέχει μικρότερη ποσότητα διαλύτη, εισέρχονται σε αυτό περισσότερα μόρια από όσα εξέρχονται, με αποτέλεσμα το αραιό διάλυμα να γίνεται πυκνότερο και το πυκνό αραιότερο.

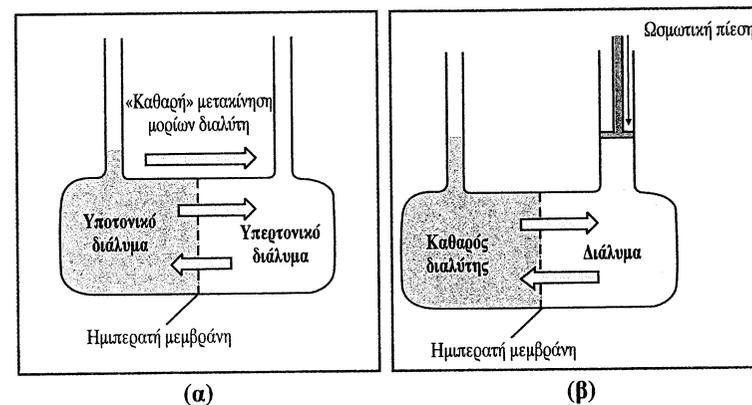
Το φαινόμενο της μετακίνησης των μορίων ενός διαλύτη από ένα αραιό διάλυμα (ή καθαρό διαλύτη) σε ένα πυκνότερο διάλυμα, μέσω μιας ημιπερατής μεμβράνης, ονομάζεται *ώσμωση*.

Η ώσμωση συνεχίζεται, μέχρι η πίεση από τη συνεχώς αυξανόμενη καθαρή μάζα του πυκνότερου διαλύματος να εμποδίσει την είσοδο νέων μορίων διαλύτη. Η πίεση αυτή ονομάζεται *ωσμωτική*.

Η *ωσμωτική πίεση* ενός διαλύματος είναι η πίεση που πρέπει να ασκηθεί εξωτερικά σε αυτό, όταν βρίσκεται σε επαφή μέσω ημιπερατής μεμβράνης με καθαρό διαλύτη, ώστε να εμποδιστεί (σταματήσει) το φαινόμενο της ώσμωσης.

Η ωσμωτική πίεση ενός διαλύματος είναι ένα χαρακτηριστικό μέγεθος, που εξαρτάται από τη συγκέντρωση του διαλύματος και τη θερμοκρασία.

Δύο διαλύματα που χαρακτηρίζονται από την ίδια τιμή ωσμωτικής πίεσης, ονομάζονται *ισοτονικά*. Μεταξύ δυο διαλυμάτων με διαφορετική ωσμωτική πίεση, *υποτονικό* ονομάζεται το διάλυμα με τη μικρότερη ωσμωτική πίεση και *υπερτονικό*, αυτό με τη μεγαλύτερη (σχήμα 7.7).



Σχήμα 7.7: α) Το φαινόμενο της ώσμωσης. Η στάθμη του διαλύματος ανυψώνεται λόγω της «καθαρής» μετακίνησης μορίων διαλύτη από το υποτονικό προς το υπερτονικό διάλυμα. β) Η άσκηση εξωτερικής πίεσης ίσης με την ωσμωτική στο διάλυμα εμποδίζει το φαινόμενο της ώσμωσης.

Η ώσμωση παίζει σημαντικό ρόλο στις βιολογικές διεργασίες. Τα κυτταρικά τοιχώματα είναι ημιπερατές μεμβράνες, που συγκρατούν στο εσωτερικό τους υδατικά διαλύματα. Η ισορροπία των ωσμωτικών πιέσεων των υγρών, μέσα και έξω από τα κύτταρα, είναι ζωτικής σημασίας για την «ασφαλή» λειτουργία τους.

Το φαινόμενο της *ώσμωσης* βρίσκει τεχνολογική εφαρμογή σε διαχωρισμούς ουσιών, όπως π.χ. στην αφαλάτωση του νερού (μέθοδος αντίστροφης ώσμωσης).

☛ Προσθετικές ιδιότητες χαρακτηρίζουν τόσο τα μοριακά, όσο και τα ιοντικά διαλύματα. Συνήθως, όμως, οι ιδιότητες αυτές αναφέρονται σε μοριακά διαλύματα, γιατί οι τιμές τους στα ιοντικά διαλύματα δεν μπορούν να υπολογιστούν με την ίδια απλότητα και ακρίβεια.

Η τιμή καθεμιάς από τις προσθετικές ιδιότητες είναι ίδια για όλα τα διαλύματα της ίδιας συγκέντρωσης, καθώς εξαρτάται μόνο από τον αριθμό των σωματιδίων της διαλυμένης ουσίας σε ορισμένη ποσότητα διαλύματος, προκειμένου βέβαια για τον ίδιο διαλύτη.

ΑΝΑΚΕΦΑΛΑΙΩΣΗ

Διάλυμα ονομάζεται κάθε ομογενές μίγμα, που αποτελείται από δύο ή περισσότερες χημικές ουσίες και έχει την ίδια σύσταση σε όλη την έκταση της μάζας του. Το διάλυμα αποτελείται από το διαλύτη και τις διαλυμένες ουσίες. Ο διαλύτης είναι το συστατικό με τη μεγαλύτερη αναλογία στο διάλυμα, ενώ τα υπόλοιπα συστατικά είναι οι διαλυμένες ουσίες.

Τα διαλύματα εμφανίζονται σε οποιαδήποτε από τις τρεις καταστάσεις της ύλης, είναι δηλαδή αέρια, υγρά ή στερεά.

Όταν διαλύτης είναι το νερό, τα διαλύματα ονομάζονται υδατικά. Τα υδατικά διαλύματα διακρίνονται σε μοριακά και ιοντικά, ανάλογα με τη μορφή των σωματιδίων της διαλυμένης ουσίας.

Η ποσότητα της διαλυμένης ουσίας που περιέχεται σε ορισμένη ποσότητα διαλύματος ονομάζεται συγκέντρωση ή περιεκτικότητα.

Διαλυτότητα είναι η μέγιστη ποσότητα μιας χημικής ουσίας που μπορεί να διαλυθεί σε μια ορισμένη ποσότητα διαλύτη, σε ορισμένες συνθήκες θερμοκρασίας και πίεσης. Κορεσμένο ονομάζεται το διάλυμα στο οποίο η περιεκτικότητα της διαλυμένης ουσίας είναι ίση με τη διαλυτότητά της. Αν η περιεκτικότητα της διαλυμένης ουσίας είναι μικρότερη από τη διαλυτότητά της, το διάλυμα ονομάζεται ακόρεστο. Είναι δυνατό να σχηματιστούν διαλύματα στα οποία η περιεκτικότητα της διαλυμένης ουσίας είναι μεγαλύτερη από τη διαλυτότητά της. Τα διαλύματα αυτά ονομάζονται υπέρκορα.

Προσθετικές είναι οι ιδιότητες των διαλυμάτων που εξαρτώνται από τον αριθμό των σωματιδίων της διαλυμένης ουσίας σε ορισμένη ποσότητα διαλύματος και όχι από τη φύση των σωματιδίων αυτών. Προσθετικές ιδιότητες είναι η ελάττωση της τάσης ατμών, η ανύψωση του σημείου βρασμού, η ταπείνωση του σημείου πήξης και η ωσμωτική πίεση.

ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ - ΑΣΚΗΣΕΙΣ

- Να αιτιολογηθεί ποιες από τις ακόλουθες προτάσεις είναι σωστές και ποιες λάθος:
 - Τα διαλύματα έχουν πάντα σταθερή σύσταση.
 - Τα διαλύματα αποτελούνται από τουλάχιστον δύο διαφορετικές χημικές ουσίες.
 - Όλα τα διαλύματα άγουν το ηλεκτρικό ρεύμα.
 - Ηλεκτρολυτικά ονομάζονται τα διαλύματα που προκύπτουν από τη διάλυση μιας ιοντικής ένωσης στο νερό.
- α) Ένα ποτήρι περιέχει 300 mL διαλύματος αλατιού 5 % w/w. Εάν χυθεί η μισή ποσότητα, ποια θα είναι η % w/w περιεκτικότητα του διαλύματος που έμεινε στο ποτήρι;
 - Ποια είναι η διαφορά μεταξύ 5 mol HCl και 5M HCl;
- α) Πώς επιδρά η μεταβολή της θερμοκρασίας και της εξωτερικής πίεσης στη διαλυτότητα αερίων, υγρών ή στερεών στο νερό;
 - Ποια η διαφορά μεταξύ ενός κορεσμένου και ενός υπέρκορου διαλύματος;
 - Τι συμβαίνει με τη διαλυτότητα μιας χημικής ουσίας σε ακόρεστο, κορεσμένο και υπέρκορο διάλυμά της;
- Η διαλυτότητα του NaCl στο νερό, στους 25°C, είναι περίπου 36 g στα 100 g νερού. Για να παρασκευασθεί κορεσμένο διάλυμα NaCl, στους 25°C, πρέπει να αναμιχθούν:

α. 10,8 g NaCl με 30 g νερό	γ. 9 g NaCl με 20 g νερό
β. 9 g NaCl με 30 g νερό	δ. 100 g NaCl με 36 g νερό.

 Να επιλεγεί η σωστή απάντηση.
- α) 20 g NaCl διαλύονται σε 100 g νερού. Ποια είναι η % w/w περιεκτικότητα του διαλύματος;
 - Σε 120 mL διαλύματος περιέχονται 6 g KOH. Ποια είναι η % w/w περιεκτικότητα του διαλύματος;
 - Ποια είναι η μοριακότητα κατ'όγκο (Molarity) διαλύματος, που περιέχει 147 g H₂SO₄ σε 2,5 L διαλύματος;

- Ποια είναι η μάζα της διαλυμένης ουσίας, που περιέχεται σε:
 - 150 mL υδατικού διαλύματος KBr 1,5M,
 - 230 g υδατικού διαλύματος γλυκόζης (C₆H₁₂O₆) 5 % w/w,
 - 0,5 L υδατικού διαλύματος MgCl₂ 10 % w/v,
 - 100 kg ατμοσφαιρικού αέρα με περιεκτικότητα 5 ppm σε SO₂.
- Τέσσερα διαλύματα Δ₁, Δ₂, Δ₃ και Δ₄ έχουν ίδιο όγκο και συγκεντρώσεις 0,2M, 0,4M, 0,5M και 0,8M αντίστοιχα. Να αντιστοιχηθεί κάθε διάλυμα της στήλης (I) με τον αριθμό moles διαλυμένης ουσίας στη στήλη (II):

(I)	(II)
Δ ₁	0,08 mol
Δ ₂	0,10 mol
Δ ₃	0,04 mol
Δ ₄	0,16 mol

- Δίνεται υδατικό διάλυμα NaOH 20 % w/w μάζας 1120 g. Να υπολογιστεί η % w/w περιεκτικότητα του διαλύματος που προκύπτει μετά από:
 - πρόσθεση 100 g νερού στο διάλυμα,
 - αφαίρεση 100 g νερού από το διάλυμα,
 - πρόσθεση 56g καθαρού NaOH στο διάλυμα.
- Δίνεται υδατικό διάλυμα KOH 20% w/w και πυκνότητας ρ = 1,75 g/mL. Να υπολογιστεί:
 - η % w/v περιεκτικότητα του διαλύματος,
 - η Molarity του διαλύματος.
- Δίνονται 1200 mL διαλύματος H₂S, που περιέχουν διαλυμένο αέριο H₂S όγκου 67,65 L σε θ = 827°C και P = 4 atm. Να υπολογιστεί:
 - η Molarity,
 - η % w/w περιεκτικότητα εάν ρ = 1,25 g/mL.
- Πόσα mL H₂O πρέπει να προστεθούν σε 320 mL υδατικού διαλύματος μιας ουσίας A 35 % w/w και πυκνότητας ρ = 1,25 g/mL, για να προκύψει διάλυμα 20 % w/v;

12. Με ποια αναλογία όγκων πρέπει να αναμιχθούν δύο διαλύματα HCl 3M και 7M, ώστε να προκύψει διάλυμα HCl 6M;
13. 250 mL διαλύματος KOH 2M αναμιγνύονται με 300 mL διαλύματος KOH 2,5M. Το διάλυμα που προκύπτει αραιώνεται μέχρι τελικού όγκου 1 L. Να υπολογιστεί η Molarity του τελικού διαλύματος.
14. Ποιες από τις ακόλουθες ιδιότητες ενός διαλύματος είναι προσθετικές:
- πυκνότητα,
 - ωσμωτική πίεση,
 - ανύψωση σημείου βρασμού,
 - αύξηση της διαλυτότητας με τη θερμοκρασία,
 - ηλεκτρική αγωγιμότητα.
15. Σε τρία μοριακά διαλύματα Δ_1 , Δ_2 και Δ_3 , συγκεντρώσεων A, B και Γ αντίστοιχα, διαπιστώθηκαν τα εξής:
- Κατά την επαφή των Δ_2 και Δ_3 μέσω ημιπερατής μεμβράνης, ελαττώνεται ο όγκος του Δ_3 .
 - Κατά την επαφή των Δ_1 και Δ_2 μέσω ημιπερατής μεμβράνης, ελαττώνεται ο όγκος του Δ_2 .
- Με βάση τις παραπάνω διαπιστώσεις, να επιλεγεί η σχέση που συνδέει τις συγκεντρώσεις των τριών διαλυμάτων:
- $A < B < \Gamma$
 - $B < A < \Gamma$
 - $\Gamma < B < A$
 - $\Gamma < A < B$
16. Να αιτιολογηθεί ποιες από τις ακόλουθες προτάσεις είναι σωστές και ποιες λάθος:
- Το αλατόνερο βράζει σε μικρότερη θερμοκρασία σε σχέση με το καθαρό νερό.
 - Διάλυμα ζάχαρης πήζει στην ίδια θερμοκρασία με το καθαρό νερό.
 - Δύο υδατικά διαλύματα ζάχαρης διαφορετικών συγκεντρώσεων φέρονται σε επαφή μέσω ημιπερατής μεμβράνης. Παρατηρείται ανύψωση του σημείου βρασμού του υποτονικού διαλύματος, λόγω του φαινομένου της ώσμωσης.
 - Όταν κύτταρα βυθιστούν σε καθαρό νερό, συρρικνώνονται.



Οξέα Βάσεις Άλατα Οξειδία

8

ΚΕΦΑΛΑΙΟ

Οξέα - Βάσεις - Άλατα - Οξειδία

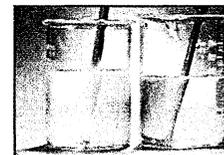
8.1 Οξέα και βάσεις

Τα οξέα και οι βάσεις είναι δύο σημαντικές κατηγορίες χημικών ενώσεων, οι οποίες εμφανίζουν μια σειρά από χαρακτηριστικές ιδιότητες.

8.1.1 Όξινο και βασικός χαρακτήρας

Οι κοινές ιδιότητες των οξέων συνθέτουν τον *όξινο χαρακτήρα*. Έτσι, τα οξέα:

- Έχουν ξινή γεύση.
Για παράδειγμα, η γεύση του ξιδιού οφείλεται στο οξικό οξύ που περιέχει, ενώ του λεμονιού στο κιτρικό οξύ.
- Αλλάζουν το χρώμα των δεικτών.
Για παράδειγμα, μετατρέπουν το βάμμα του ηλιοτροπίου από μενεξεδί σε κόκκινο.
- Τα υδατικά τους διαλύματα άγουν το ηλεκτρικό ρεύμα.
- Δίνουν αντιδράσεις απλής αντικατάστασης με μέταλλα λιγότερο ηλεκτραρνητικά από το υδρογόνο, όπως ο Zn, το Mg και ο Fe, και παράγεται αέριο υδρογόνο (σχήμα 8.1).



Σχήμα 8.1: Όταν ένα έλασμα ψευδαργύρου (αριστερά) ή ένα σιδερένιο καρφί (δεξιά) βυθιστούν σε διάλυμα οξέος (HCl), απελευθερώνονται φυσαλίδες αερίου υδρογόνου.

Οι κοινές ιδιότητες των βάσεων συνθέτουν το **βασικό ή αλκαλικό χαρακτήρα**. Έτσι, οι βάσεις:

- Έχουν πικρή (καυστική) γεύση.
- Αλλάζουν το χρώμα των δεικτών.

Για παράδειγμα, μετατρέπουν το **βάμμα του ηλιοτροπίου** από μενεξεδί σε μπλε.

- Τα υδατικά τους διαλύματα άγουν το ηλεκτρικό ρεύμα.

Το γεγονός ότι τα υδατικά διαλύματα τόσο των οξέων όσο και των βάσεων, επιτρέπουν τη διέλευση ηλεκτρικού ρεύματος δείχνει ότι παρέχουν ιόντα κατά τη διάλυσή τους στο νερό. Έτσι:

Τα οξέα και οι βάσεις είναι ηλεκτρολύτες και τα υδατικά τους διαλύματα είναι ηλεκτρολυτικά.

8.1.2 Η θεωρία του Arrhenius

Κατά καιρούς έχουν διατυπωθεί διάφορες θεωρίες για τα οξέα και τις βάσεις. Η πρώτη ικανοποιητική ερμηνεία για τη συμπεριφορά των ενώσεων αυτών διατυπώθηκε, το 1887, από τον S. Arrhenius (Αρένιους). Σύμφωνα με τον Arrhenius:

Οξέα είναι οι ενώσεις που παρέχουν ιόντα υδρογόνου (H^+) κατά τη διάλυσή τους στο νερό.

Βάσεις είναι οι ενώσεις που παρέχουν ιόντα υδροξυλίου (OH^-) κατά τη διάλυσή τους στο νερό.

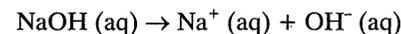
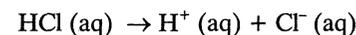
Σύμφωνα με τη θεωρία του Arrhenius, ο όξινος χαρακτήρας οφείλεται στο κατιόν υδρογόνου H^+ , ενώ ο βασικός οφείλεται στο ανιόν υδροξυλίου OH^- .

Έτσι, για παράδειγμα, το HCl είναι οξύ και το $NaOH$ είναι βάση. Οι ενώσεις αυτές, κατά τη διάλυσή τους σε νερό, παρέχουν ιόντα σύμφωνα

Ο Lavoisier διετύπωσε την άποψη ότι όλα τα οξέα περιέχουν οξυγόνο. Η άποψη αυτή εγκαταλείφθηκε, όταν έγινε γνωστό ότι το υδροχλωρικό οξύ (HCl) δεν περιέχει οξυγόνο. Αργότερα, υποστηρίχθηκε ότι όλα τα οξέα περιέχουν υδρογόνο. Δεν ήταν, όμως, δυνατό να εξηγηθεί το γεγονός ότι μερικές ενώσεις που περιέχουν υδρογόνο είναι οξέα, ενώ άλλες όχι.

Svante August Arrhenius (1859-1927). Σουηδός χημικός. Μεγάλη ήταν η συμβολή του στη μελέτη των ηλεκτρολυτικών διαλυμάτων και της κινητικής των χημικών αντιδράσεων. Έκανε την υπόθεση ότι η ζωή στη Γη προήλθε από άλλους πλανήτες και διετύπωσε τη θεωρία της πανσπερμίας. Το 1903 τιμήθηκε με το βραβείο Nobel χημείας.

με τις ακόλουθες αντιδράσεις:



8.1.3 Οξέα

Τα οξέα είναι ομοιοπολικές ενώσεις. Τα ανόργανα οξέα έχουν γενικό τύπο H_xA και ο ιονισμός τους στο νερό γίνεται σύμφωνα με την αντίδραση:



Το A^{x-} μπορεί να είναι μονοατομικό ή πολυατομικό ανιόν.

Μερικά από τα οξέα και οι ονομασίες τους φαίνονται στον επόμενο πίνακα.

Το υδατικό διάλυμα του HCl ονομάζεται **υδροχλωρικό οξύ**.

Ανάλογα με τον αριθμό ατόμων υδρογόνου, τα οξέα H_xA , διακρίνονται σε:

Μονοπρωτικά ($x=1$)
Διπρωτικά ($x=2$)
Τριπρωτικά ($x=3$)

Οξύ	Ονομασία	Ανιόν	Ονομασία
HF	Υδροφθόριο	F^-	Φθορίδιο
HCl	Υδροχλώριο	Cl^-	Χλωρίδιο
HBr	Υδροβρώμιο	Br^-	Βρωμίδιο
HI	Υδροϊώδιο	I^-	Ιωδίδιο
HCN	Υδροκυάνιο	CN^-	Κυανίδιο ή κυάνιο
H_2S	Υδρόθειο	S^{2-}	Σουλφίδιο
H_2SO_4	Θειικό οξύ	SO_4^{2-}	Θειικό
HNO_3	Νιτρικό οξύ	NO_3^-	Νιτρικό
H_2CO_3	Ανθρακικό οξύ	CO_3^{2-}	Ανθρακικό
H_3PO_4	Φωσφορικό οξύ	PO_4^{3-}	Φωσφορικό
$HClO_4$	Υπερχλωρικό οξύ	ClO_4^-	Υπερχλωρικό
$HClO_3$	Χλωρικό οξύ	ClO_3^-	Χλωρικό
$HClO_2$	Χλωριώδες οξύ	ClO_2^-	Χλωριώδες
$HClO$	Υποχλωριώδες οξύ	ClO^-	Υποχλωριώδες

Όταν ένα οξύ ιονίζεται πλήρως σε υδατικό διάλυμα, χαρακτηρίζεται ως *ισχυρό*. Ισχυρά οξέα είναι π.χ. το HCl και το HNO₃. Αντίθετα, τα οξέα που δεν ιονίζονται πλήρως ονομάζονται *ασθενή*. Ασθενή οξέα είναι π.χ. το HCN, το H₂S και τα οργανικά οξέα. Το οξικό οξύ είναι ένα οργανικό οξύ, το οποίο ιονίζεται στο νερό σύμφωνα με την αντίδραση:



8.1.4 Βάσεις

Ανάλογα με τον αριθμό των υδροξυλίων, οι βάσεις M(OH)_x, διακρίνονται σε:

Μονοπρωτικές (x=1)

Διπρωτικές (x=2)

Τριπρωτικές (x=3)

Οι ανόργανες βάσεις είναι ιοντικές ενώσεις με γενικό τύπο M(OH)_x. Η διάστασή τους στο νερό γίνεται σύμφωνα με την αντίδραση:



Το M^{x+} είναι κατιόν μετάλλου ή πολυατομικό κατιόν.

Μερικές γνωστές βάσεις με τις αντίστοιχες ονομασίες δίνονται στον ακόλουθο πίνακα.

Βάση	Ονομασία
NaOH	Υδροξείδιο του νατρίου ή καυστικό νάτριο
KOH	Υδροξείδιο του καλίου ή καυστικό κάλιο
Ca(OH) ₂	Υδροξείδιο του ασβεστίου
Fe(OH) ₂	Υδροξείδιο του σιδήρου (II) ή υδροξείδιο του δισθενούς σιδήρου
Fe(OH) ₃	Υδροξείδιο του σιδήρου (III) ή υδροξείδιο του τρισθενούς σιδήρου
Al(OH) ₃	Υδροξείδιο του αργιλίου

Οι ανόργανες βάσεις είναι συνήθως ισχυροί ηλεκτρολύτες. Ασθενείς βάσεις είναι π.χ. η αμμωνία και οργανικές βάσεις όπως οι αμίνες.

8.1.5 Η θεωρία των Brønsted-Lowry

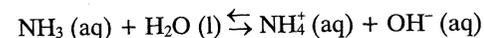
Η θεωρία του Arrhenius αφορά μόνο υδατικά διαλύματα οξέων και βάσεων. Επίσης, δεν περιλαμβάνει στην κατηγορία των βάσεων ενώσεις που, αν και εμφανίζουν βασικό χαρακτήρα, δεν παρέχουν ιόντα OH⁻ σε υδατικό διάλυμα.

Μία πληρέστερη θεωρία για τα οξέα και τις βάσεις διατυπώθηκε, το 1923, από τον J. N. Brønsted (Μπρόνστεντ) και τον T. Lowry (Λώρι). Σύμφωνα με τη θεωρία Brønsted-Lowry, τα οξέα και οι βάσεις ορίζονται ως εξής:

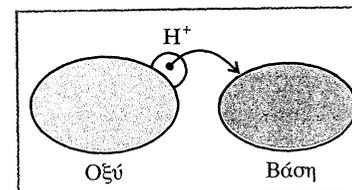
Οξέα είναι οι ενώσεις που έχουν την τάση να παρέχουν πρωτόνια (H⁺). Είναι, δηλαδή, δότες πρωτονίων.

Βάσεις είναι οι ενώσεις που έχουν την τάση να προσλαμβάνουν πρωτόνια. Είναι, δηλαδή, δέκτες πρωτονίων.

Η αμμωνία (NH₃) είναι μία ασθενής βάση. Ο ιονισμός της στο νερό περιγράφεται από την αντίδραση:



Σύμφωνα με τη θεωρία Brønsted-Lowry, η NH₃ είναι βάση, γιατί προσλαμβάνει ένα πρωτόνιο και μετατρέπεται σε NH₄⁺. Το H₂O παρέχει ένα πρωτόνιο στην NH₃ και συμπεριφέρεται ως οξύ.



Σχήμα 8.2: Οξύ και βάση κατά Brønsted-Lowry.

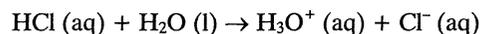
Το κατιόν υδρογόνου (H⁺) είναι ένα άτομο υδρογόνου (¹H), το οποίο έχει χάσει το ηλεκτρόνιο του. Έτσι, στην ουσία, το H⁺ είναι ένα πρωτόνιο.

Η αμμωνία είναι βάση κατά Arrhenius, γιατί κατά τη διάλυσή της στο νερό παρέχει ιόντα OH⁻.

Το αμμώνιο (NH₄⁺) είναι το πιο γνωστό από τα πολυατομικά κατιόντα.

Σύμφωνα με τις νέες αντιλήψεις, δεν υπάρχουν ελεύθερα H^+ μέσα σε υδατικό διάλυμα. Το H^+ συνδέεται με ένα μόριο νερού, με δυνάμεις ιόντος - διπόλου, και μετατρέπεται σε ιόν οξωνίου (H_3O^+).

Ανάλογα περιγράφεται ο ιονισμός του HCl:



Το HCl είναι οξύ, γιατί παρέχει ένα πρωτόνιο στο νερό. Το H_2O , όμως συμπεριφέρεται ως βάση, γιατί προσλαμβάνει ένα πρωτόνιο από το HCl και μετατρέπεται σε H_3O^+ (οξώνιο).

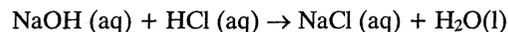
8.2 Αντίδραση εξουδετέρωσης

Η αντίδραση μεταξύ ενός οξέος και μίας βάσης ονομάζεται εξουδετέρωση και παριστάνεται γενικά με τη χημική εξίσωση:



Οι αντιδράσεις εξουδετέρωσης, που πραγματοποιούνται σε υδατικά διαλύματα, είναι ιοντικές, ταχύτατες και εξώθερμες.

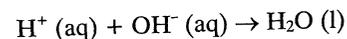
Έτσι, η αντίδραση μεταξύ υδροχλωρικού οξέος και υδροξειδίου του νατρίου σε υδατικό διάλυμα είναι εξουδετέρωση, η οποία περιγράφεται από τη χημική εξίσωση:



Λαμβάνοντας υπόψη τη διάσταση του NaOH και του HCl στο νερό, η αντίδραση εξουδετέρωσης γράφεται με την ακόλουθη ιοντική εξίσωση:

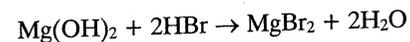
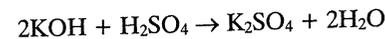


Με διαγραφή των όμοιων ιόντων και από τα δύο μέλη, προκύπτει η χημική εξίσωση:



Αυτή περιγράφει την αντίδραση που πραγματοποιείται κάθε φορά που αντιδρά ένα οξύ με μία βάση σε υδατικό διάλυμα.

Άλλα παραδείγματα αντιδράσεων εξουδετέρωσης είναι τα εξής:

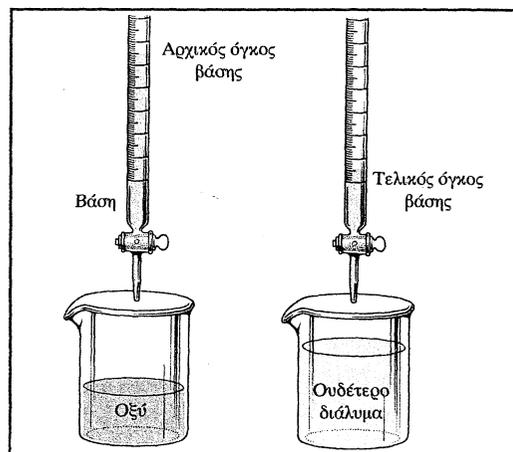


Μια εξουδετέρωση είναι *πλήρης*, όταν οι ποσότητες του οξέος και της βάσης που αντιδρούν είναι στοιχειομετρικές. Όταν κάποιο από τα αντιδρώντα βρίσκεται σε περίσσεια, η εξουδετέρωση είναι *μερική*.

☛ Στο εργαστήριο, ο προσδιορισμός της συγκέντρωσης ενός διαλύματος οξέος γίνεται με τιτλοδότηση: Συγκεκριμένη ποσότητα διαλύματος οξέος αντιδρά με διάλυμα βάσης γνωστής συγκέντρωσης. Μετράται η ποσότητα του διαλύματος βάσης που απαιτείται για την πλήρη εξουδετέρωση του διαλύματος του οξέος. Το σημείο, όπου η εξουδετέρωση ολοκληρώνεται, ονομάζεται τελικό σημείο της εξουδετέρωσης και προσδιορίζεται με τη χρήση δεικτών (σχήμα 8.3).

Ανάλογα, προσδιορίζεται και η συγκέντρωση διαλύματος βάσης, με εξουδετέρωσή του από διάλυμα οξέος γνωστής συγκέντρωσης.

Εξουδετέρωση κατά Arrhenius ονομάζεται η αντίδραση των ιόντων H^+ με ιόντα OH^- για το σχηματισμό νερού.



Σχήμα 8.3: Τитλοδότηση οξέος από βάση με χρήση δείκτη για τον προσδιορισμό του τελικού σημείου της εξουδετέρωσης.

8.3 Άλατα

Τα άλατα είναι ιοντικές ενώσεις, δηλαδή, στερεά, κρυσταλλικά σώματα με υψηλά σημεία τήξης. Όλα σχεδόν τα άλατα είναι ισχυροί ηλεκτρολύτες και μπορούν να είναι ευδιάλυτα ή δυσδιάλυτα στο νερό. Είναι προϊόντα αντιδράσεων εξουδετέρωσης, με γενικό τύπο: $M_{\psi}A_x$.

Σε υδατικά διαλύματα διίστανται σύμφωνα με την αντίδραση:



Το M^{x+} είναι κατιόν μετάλλου ή θετικό πολυατομικό ιόν, με αριθμό οξείδωσης $+x$. Το $A^{\psi-}$ είναι ανιόν αμετάλλου ή αρνητικό πολυατομικό ιόν (εκτός από OH^- ή O^{2-}), με αριθμό οξείδωσης $-\psi$.

Στο άλας με χημικό τύπο $M_{\psi}A_x$, ο αριθμός οξείδωσης του ανιόντος γράφεται ως δείκτης του κατιόντος και ο αριθμός οξείδωσης του κατιόντος γράφεται ως δείκτης του ανιόντος.

☛ Οι αριθμοί οξείδωσης ± 1 δε γράφονται ως δείκτες. Γενικά, οι δείκτες απλοποιούνται με το μέγιστο κοινό διαιρέτη τους.

Τα άλατα διακρίνονται σε:

• Απλά άλατα

Τα απλά άλατα είναι προϊόντα εξουδετέρωσης ενός οξέος από μία βάση. Ανάλογα με το αν η εξουδετέρωση είναι πλήρης ή μερική, διακρίνονται σε ουδέτερα, όξινα και βασικά.

⇒ Ουδέτερα άλατα

Τα ουδέτερα άλατα είναι προϊόντα πλήρους εξουδετέρωσης ενός οξέος από μία βάση,
π.χ. $NaCl$, KNO_3 , $(NH_4)_2SO_4$

⇒ Όξινα άλατα

Τα όξινα άλατα είναι προϊόντα μερικής εξουδετέρωσης ενός δι- ή τρι-πρωτικού οξέος από μια βάση. Διακρίνονται σε μονόξινα ($KHSO_4$, $NaHCO_3$) ή δισόξινα άλατα (NaH_2PO_4).

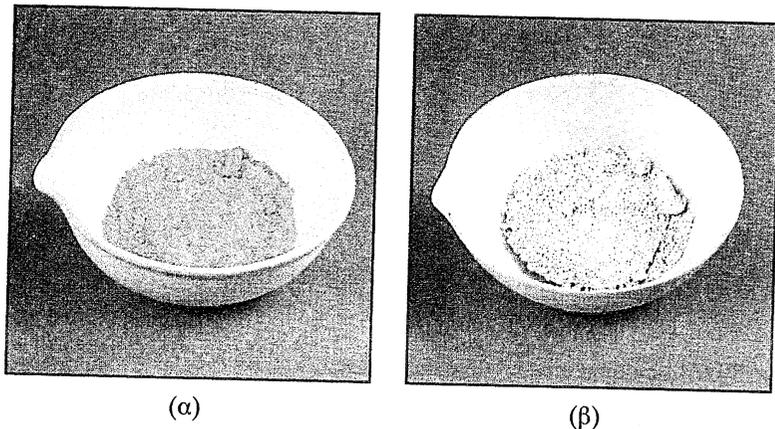
⇒ Βασικά άλατα

Τα βασικά άλατα είναι προϊόντα μερικής εξουδετέρωσης μιας δι- ή τρι-πρωτικής βάσης από ένα οξύ. Περιέχουν δύο διαφορετικά ανιόντα, από τα οποία το ένα είναι OH^- ,
π.χ. $Mg(OH)Cl$, $Pb(OH)NO_3$

• Μικτά άλατα

Τα μικτά άλατα περιέχουν δύο διαφορετικά κατιόντα. Είναι προϊόντα εξουδετέρωσης ενός

δι- ή τρι-πρωτικού οξέος από περισσότερες από μία βάσεις,
π.χ. KNaCO_3 , $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$



Σχήμα 8.4: (α) Ένυδρος θειικός χαλκός ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$). (β) Με θέρμανση οι μπλε κρύσταλλοι του ένυδρου άλατος μετατρέπονται σε λευκό άνυδρο άλας (CuSO_4).

Ένυδρα άλατα

Τα άλατα μέσα στα υδατικά διαλύματα βρίσκονται με τη μορφή ιόντων ή και ιζήματος. Με εξάτμιση του νερού λαμβάνεται, ως στερεό υπόλειμμα, ένυδρο ή άνυδρο άλας.

Ένυδρα ονομάζονται τα άλατα που στο κρυσταλλικό τους πλέγμα περιέχουν ορισμένο αριθμό μορίων νερού. Τα ένυδρα άλατα προκύπτουν κατά την εξάτμιση των υδατικών διαλυμάτων τους. Το νερό των ένυδρων αλάτων ονομάζεται κρυσταλλικό νερό και απομακρύνεται εύκολα με θέρμανση (σχήμα 8.4). Η αναλογία των μορίων του κρυσταλλικού νερού σε σχέση με τα ιόντα του άλατος σημειώνεται ως εξής:



Στον ακόλουθο πίνακα παρουσιάζονται μερικά άλατα και οι ονομασίες τους.

Άλας	Όνομασία
CaF_2	Φθοριούχο ασβέστιο
NaCl	Χλωριούχο νάτριο
MgBr_2	Βρωμιούχο μαγνήσιο
KI	Ιωδιούχο κάλιο
NaCN	Κυανιούχο νάτριο
CaS	Θειούχο ασβέστιο
FeCl_2	Χλωριούχος σίδηρος (II)
FeCl_3	Χλωριούχος σίδηρος (III)
KNO_3	Νιτρικό κάλιο
NaClO	Υποχλωριώδες νάτριο
CaSO_4	Θειικό ασβέστιο
KHSO_4	Όξινο θειικό κάλιο
Na_2CO_3	Ανθρακικό νάτριο
NaHCO_3	Όξινο ανθρακικό νάτριο
KNaCO_3	Ανθρακικό κάλιο νάτριο
Na_3PO_4	Φωσφορικό νάτριο
NaH_2PO_4	Δισόξινο φωσφορικό νάτριο
$\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$	Βασικό χλωριούχο μαγνήσιο
$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	Ένυδρος θειικός χαλκός

Τα άλατα, ανάλογα με τη διαλυτότητά τους στο νερό, διακρίνονται σε:

Ευδιάλυτα άλατα:

Χλωριούχα, εκτός από: AgCl , PbCl_2 , CuCl , Hg_2Cl_2

Βρωμιούχα, εκτός από: AgBr , PbBr_2 , CuBr , Hg_2Br_2

Ιωδιούχα, εκτός από: AgI , PbI_2 , CuI , Hg_2I_2

Θειικά, εκτός από: CaSO_4 , BaSO_4 , PbSO_4

Άλατα K^+ , Na^+ , NH_4^+

Νιτρικά, χλωρικά, όξινα ανθρακικά, οξικά

Λυοδιάλυτα άλατα:

Ανθρακικά, εκτός από: K_2CO_3 , Na_2CO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$

Φωσφορικά, εκτός από: K_3PO_4 , Na_3PO_4 , $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$

Θειούχα, εκτός από: K_2S , Na_2S , $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, CaS , BaS , MgS

Φθοριούχα, εκτός από: KF , NaF , $(\text{NH}_4)\text{F}$, AgF

8.4 Οξείδια

Τα οξείδια είναι δυαδικές ενώσεις με γενικό τύπο:



όπου Σ είναι μέταλλο ή αμέταλλο με θετικό αριθμό οξειδωσης +x.

Οξείδια ονομάζονται οι ενώσεις του οξυγόνου με άλλα στοιχεία, μέταλλα ή αμέταλλα.

Τα οξείδια των μετάλλων είναι, κυρίως, ιοντικές ενώσεις, ενώ τα οξείδια των αμετάλλων είναι ομοιοπολικές ενώσεις.

Μερικά οξείδια και οι ονομασίες τους φαίνονται στον πίνακα που ακολουθεί.

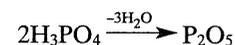
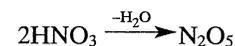
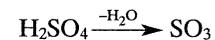
Οξείδιο	Ονομασία
Na ₂ O	Οξείδιο του νατρίου
CaO	Οξείδιο του ασβεστίου
ZnO	Οξείδιο του ψευδαργύρου
Al ₂ O ₃	Οξείδιο του αργιλίου
FeO	Οξείδιο του σιδήρου (II)
Fe ₂ O ₃	Οξείδιο του σιδήρου (III)
Cu ₂ O	Οξείδιο του χαλκού (I)
CuO	Οξείδιο του χαλκού (II)
CO	Μονοξείδιο του άνθρακα
CO ₂	Διοξείδιο του άνθρακα
SO ₂	Διοξείδιο του θείου
SO ₃	Τριοξείδιο του θείου
NO	Μονοξείδιο του αζώτου
NO ₂	Διοξείδιο του αζώτου
N ₂ O ₅	Πεντοξείδιο του αζώτου

Τα οξείδια, ανάλογα με τη χημική τους συμπεριφορά, διακρίνονται στις ακόλουθες κατηγορίες:

• **Όξινα οξείδια**
Όξινα οξείδια μετάλλων, όπου τα μέταλλα εμφανίζονται με το μεγαλύτερο αριθμό οξειδωτικής τους (π.χ. Mn₂O₇, CrO₃).

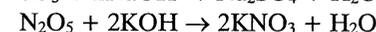
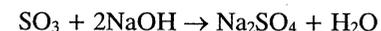
• Όξινα οξείδια

Πρόκειται, κυρίως, για τα οξείδια των αμετάλλων. Ονομάζονται, επίσης, ανυδρίτες οξέων, γιατί σχηματίζονται από οξέα με απόσπαση μορίων νερού:



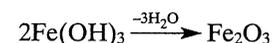
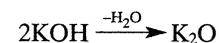
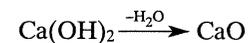
Σχήμα 8.5: Το CO₂ (ανυδρίτης του H₂CO₃), σε στερεά φάση, ονομάζεται ξηρός πάγος. Η θερμοκρασία του ξηρού πάγου, σε ατμοσφαιρική πίεση, είναι -78°C.

Τα όξινα οξείδια, όμοια με τα αντίστοιχα οξέα των οποίων είναι ανυδρίτες, δίνουν αντιδράσεις εξουδετέρωσης με βάσεις:

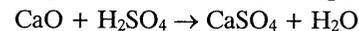
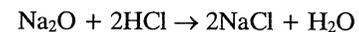


• Βασικά οξείδια

Πρόκειται, γενικά, για τα οξείδια των μετάλλων. Ονομάζονται, επίσης, ανυδρίτες βάσεων, γιατί σχηματίζονται από βάσεις με απόσπαση μορίων νερού:

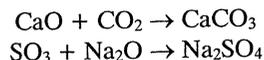


Τα βασικά οξείδια, όμοια με τις αντίστοιχες βάσεις των οποίων είναι ανυδρίτες, δίνουν αντιδράσεις εξουδετέρωσης με οξέα:



Σε υδατικά διαλύματα, τα όξινα και τα βασικά οξείδια προσλαμβάνουν μόρια νερού και μετατρέπονται στα αντίστοιχα οξέα και βάσεις.

Τέλος, τα βασικά και τα όξινα οξειδία αντιδρούν μεταξύ τους δίνοντας άλατα:



• **Επαμφοτερίζοντα οξειδία**

Πρόκειται για ορισμένα οξειδία μετάλλων, τα οποία άλλοτε συμπεριφέρονται σαν όξινα και άλλοτε σα βασικά.

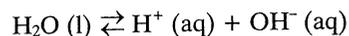
Επαμφοτερίζοντα είναι, για παράδειγμα, τα: Al_2O_3 , ZnO , SnO , PbO .

• **Ουδέτερα οξειδία**

Πρόκειται για ορισμένα οξειδία, όπως τα CO και NO , τα οποία σε συνήθεις εργαστηριακές συνθήκες δεν αντιδρούν με οξέα και βάσεις.

8.5 Ιονισμός του νερού - pH

Το καθαρό νερό εμφανίζει πολύ χαμηλή ηλεκτρική αγωγιμότητα, η οποία οφείλεται στην ύπαρξη ιόντων H^+ και OH^- . Είναι, λοιπόν, ένας πολύ ασθενής ηλεκτρολύτης, ο οποίος (αυτο)διίσταται σύμφωνα με την αντίδραση:



Η συγκέντρωση των ιόντων H^+ συμβολίζεται με $[\text{H}^+]$ και των ιόντων OH^- με $[\text{OH}^-]$. Οι συγκεντρώσεις αυτές μετρώνται σε mol ιόντων/L (Molarity).

Έτσι, σε κάθε υδατικό διάλυμα περιέχονται ιόντα H^+ και OH^- . Η παρουσία διαλυμένων ουσιών έχει ως αποτέλεσμα τη μεταβολή των συγκεντρώσεων των ιόντων αυτών. Όμως, αποδεικνύεται πειραματικά ότι το γινόμενο των συγκεντρώσεών τους είναι πάντα σταθερό. Στους 25°C ισχύει:

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

Στο καθαρό νερό, όπως και σε διαλύματα που δεν παρουσιάζουν ούτε όξινο ούτε βασικό χαρακτήρα, η $[\text{H}^+]$ είναι ίση με την $[\text{OH}^-]$. Τα διαλύματα αυτά χαρακτηρίζονται ως ουδέτερα και σε θερμοκρασία 25°C ισχύει:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ M}$$

Όταν σε ένα διάλυμα η $[\text{H}^+]$ είναι μεγαλύτερη από 10^{-7} M , αυτό χαρακτηρίζεται ως *όξινο*.

Αντίθετα, όταν σε ένα διάλυμα η $[\text{H}^+]$ είναι μικρότερη από 10^{-7} M , αυτό χαρακτηρίζεται ως *βασικό*.

Η οξύτητα ενός διαλύματος, δηλαδή το πόσο όξινο ή βασικό είναι αυτό, μετράται στην κλίμακα **pH** (πε-χα), η οποία καθορίζεται από τη συγκέντρωση των ιόντων H^+ στο διάλυμα.

Για παράδειγμα, αν σε τρία διαλύματα η $[\text{H}^+]$ έχει αντίστοιχα τις τιμές 10^{-2} M , 10^{-5} M και 10^{-9} M , τότε το pH καθενός από τα διαλύματα αυτά είναι ίσο με 2, 5 και 9, αντίστοιχα.

Το pH ενός διαλύματος μπορεί να παίρνει τιμές από 0 έως 14. Στους 25°C , τα όξινα διαλύματα έχουν $\text{pH} < 7$, τα βασικά $\text{pH} > 7$ και τα ουδέτερα $\text{pH} = 7$.

$[\text{H}^+] > 10^{-7}$	Όξινο	$\text{pH} < 7$
$[\text{H}^+] = 10^{-7}$	Ουδέτερο	$\text{pH} = 7$
$[\text{H}^+] < 10^{-7}$	Βασικό	$\text{pH} > 7$

Στα όξινα διαλύματα, όσο μικρότερη είναι η τιμή του pH, τόσο μεγαλύτερη είναι η $[\text{H}^+]$ και τόσο περισσότερο όξινο το διάλυμα.

Στα βασικά διαλύματα, όσο μεγαλύτερη είναι η τιμή του pH, τόσο μικρότερη είναι η $[\text{H}^+]$ (και μεγαλύτερη η $[\text{OH}^-]$) και τόσο περισσότερο βασικό είναι το διάλυμα.

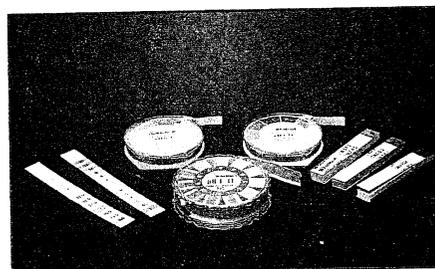
Στο εργαστήριο, το pH των διαλυμάτων μετράται με τη χρήση ειδικών συσκευών, που λέγονται *πεχάμετρα*. Για μετρήσεις που δεν απαιτούν ιδιαίτερη ακρίβεια χρησιμοποιούνται ταινίες χαρτιού εμποτισμένου με δείκτες (*πεχάμετρικό χαρτί*) (σχήμα 8.6).

Όταν είναι γνωστή η $[\text{H}^+]$ ενός διαλύματος, εύκολα υπολογίζεται η $[\text{OH}^-]$ και αντίστροφα. Ο χαρακτηρισμός ενός διαλύματος ως ουδέτερου, όξινου ή βασικού γίνεται εύκολα εάν είναι γνωστή η $[\text{H}^+]$ ή η $[\text{OH}^-]$.

Την έννοια του pH εισήγαγε, το 1909, ο Δανός βιοχημικός S. Sørensen.



(α)



(β)

Σχήμα 8.6: α) Ψηφιακό πεχάμετρο ακριβείας. β) Πεχάμετρικό χαρτί.

Οι τιμές pH ορισμένων κοινών διαλυμάτων δίνονται στον ακόλουθο πίνακα:

Ουσία	pH
Οξέα μπαταρίας	1
Οξέα του στομάχου	1-2
Χυμός λεμονιού	2,4
Ξίδι	3
Χυμός πορτοκαλιού	3,5
Χυμός ντομάτας	4
Καφές	4,2
Μπύρα	4-4,5
Ούρα	4,8-7,5
Βρόχινο νερό	5,5
Γάλα	6,4
Σάλιο	6,5-6,9
Καθαρό νερό	7
Αίμα - Δάκρυα	7,4
Θαλασσινό νερό	8,5
Σαπουνόνερο	10,5
Αμμωνία (φαρμακευτική)	11,5

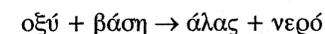
ΑΝΑΚΕΦΑΛΑΙΩΣΗ

Σύμφωνα με τη θεωρία του Arrhenius: οξέα είναι οι ενώσεις που παρέχουν ιόντα υδρογόνου (H^+) κατά τη διάλυσή τους στο νερό, ενώ βάσεις είναι οι ενώσεις που παρέχουν ιόντα υδροξυλίου (OH^-) κατά τη διάλυσή τους στο νερό.

Σύμφωνα με τη θεωρία των Brønsted-Lowry: οξέα είναι οι ενώσεις που έχουν την τάση να παρέχουν πρωτόνια (δότες πρωτονίων), ενώ βάσεις είναι οι ενώσεις που έχουν την τάση να προσλαμβάνουν πρωτόνια (δέκτες πρωτονίων).

Τα οξέα και οι βάσεις είναι ισχυροί ή ασθενείς ηλεκτρολύτες.

Η αντίδραση μεταξύ ενός οξέος και μίας βάσης ονομάζεται εξουδετέρωση και παριστάνεται γενικά με τη χημική εξίσωση:



Τα άλατα είναι ισχυρά ηλεκτρολυτικές, ιοντικές ενώσεις και προκύπτουν ως προϊόντα αντιδράσεων εξουδετέρωσης. Υπάρχουν απλά (ουδέτερα, όξινα, βασικά), μικτά και ένυδρα άλατα.

Οξείδια είναι οι ενώσεις του οξυγόνου με άλλα στοιχεία, μέταλλα ή αμέταλλα. Τα οξείδια των μετάλλων είναι, κυρίως, ιοντικές ενώσεις, ενώ τα οξείδια των αμετάλλων είναι ομοιοπολικές ενώσεις. Υπάρχουν όξινα, βασικά, επαμφοτερίζοντα και ουδέτερα οξείδια.

Σε κάθε υδατικό διάλυμα περιέχονται ιόντα H^+ και OH^- , λόγω του (αυτο)ιονισμού του νερού και της παρουσίας διαλυμένων ουσιών.

Η συγκέντρωση των ιόντων H^+ σε ένα διάλυμα καθορίζει την οξύτητά του, δηλαδή το πόσο όξινο ή βασικό είναι αυτό. Η οξύτητα ενός διαλύματος μετράται στην κλίμακα pH. Έτσι, τα όξινα διαλύματα έχουν $pH < 7$, τα ουδέτερα $pH = 7$ και τα βασικά $pH > 7$.

ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ - ΑΣΚΗΣΕΙΣ

- Σύμφωνα με τη θεωρία του Arrhenius, μια χημική ένωση είναι βάση, διότι:
 - αντιδρά με οξέα
 - ελευθερώνει ιόντα OH^- όταν διαλύεται στο νερό
 - μεταβάλλει το χρώμα των δεικτών
 - είναι ηλεκτρολύτης.
 Να επιλεγεί η σωστή απάντηση.
- Οι χημικές ενώσεις σε καθένα από τα ακόλουθα ζευγάρια έχουν διαφορετικές χημικές ιδιότητες, ως καθαρές ουσίες. Τα διαλύματά τους, όμως, χαρακτηρίζονται από πολλές κοινές ιδιότητες. Να αναφερθούν μερικές από αυτές.
 - HCl και H_2SO_4 ,
 - NaOH και CaO .
- Να γραφεί η χημική εξίσωση ιονισμού του οξικού οξέος στο νερό. Γιατί το οξικό οξύ είναι οξύ κατά Brønsted και Lowry;
- Να γραφούν τα προϊόντα καθώς και οι στοιχειομετρικοί συντελεστές, στις ακόλουθες αντιδράσεις εξουδετέρωσης:
 - $\text{HNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$
 - $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$
 - $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$
 - $\text{HClO}_4 + \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow$
 - $\text{HBr} + \text{NH}_3 \rightarrow$
 - $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH} \rightarrow$
 Σε ποιες από τις παραπάνω αντιδράσεις σχηματίζεται ίζημα;
- Τι είναι όξινο και τι βασικό άλας; Να γραφούν οι χημικοί τύποι όλων των αλάτων που μπορεί να προκύψουν από την εξουδετέρωση του H_3PO_4 από διάφορες ποσότητες NaOH , καθώς και από την εξουδετέρωση του $\text{Mg}(\text{OH})_2$ από διάφορες ποσότητες HCl .
- Τα άλατα κάθε κατηγορίας (ουδέτερα, όξινα, βασικά, μικτά) μπορεί να είναι και ένυδρα. Ποιες από τις ακόλουθες προτάσεις είναι σωστές;

- Ένυδρα είναι τα άλατα που αντιδρούν χημικά με το νερό.
 - Ένυδρα είναι τα απλά άλατα που μπορούν να διαλυθούν στο νερό.
 - Ένυδρα είναι τα άλατα που προσλαμβάνουν μόρια νερού στο κρυσταλλικό τους πλέγμα.
 - Ένυδρα είναι τα άλατα που προκύπτουν, ως στερεά υπολείμματα, μετά από εξάτμιση των διαλυμάτων τους.
 - Το κρυσταλλικό νερό ενός ένυδρου άλατος μπορεί να αποβληθεί με θέρμανση της στερεάς φάσης του.
- Τα μικτά άλατα:
 - σχηματίζονται με μερική εξουδετέρωση ενός οξέος από μια βάση
 - είναι μίγματα δυο διαφορετικών αλάτων
 - σχηματίζονται με μερική εξουδετέρωση βάσης με περισσότερα από ένα υδροξύλια στο μόριό της, από οξύ
 - σχηματίζονται με εξουδετέρωση ενός οξέος που δεν είναι μονοπρωτικό, από δύο ή περισσότερες βάσεις.
 Να επιλεγεί η σωστή απάντηση.
 - Ένα άγνωστο στοιχείο αντιδρά με το οξυγόνο και σχηματίζει οξείδιο, το οποίο κατά τη διάλυσή του στο νερό χρωματίζει το βάμμα του ηλιοτροπίου μπλε. Το άγνωστο στοιχείο είναι μέταλλο ή αμέταλλο και γιατί;
 - Ποια από τα υδατικά διαλύματα των ακόλουθων χημικών ενώσεων παρουσιάζουν όξινο και ποια βασικό χαρακτήρα: α) N_2O_3 , β) BaO , γ) P_4O_{10} και δ) Li_2O .
 - Να γραφούν τα προϊόντα καθώς και οι στοιχειομετρικοί συντελεστές, στις ακόλουθες αντιδράσεις:
 - $\text{NaOH} + \text{SO}_3 \rightarrow$
 - $\text{HBr} + \text{Cu}_2\text{O} \rightarrow$
 - $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow$
 - $\text{BaO} + \text{CO}_2 \rightarrow$
 - $\text{Na}_2\text{O} + \text{Cl}_2\text{O}_5 \rightarrow$
 Σε ποιες από τις παραπάνω αντιδράσεις σχηματίζεται ίζημα;
 - α) Ποιος όγκος διαλύματος H_2SO_4 3M απαιτείται για την πλήρη εξουδετέρωση 336 mL διαλύματος KOH 5% w/v;
 β) Στο εργαστήριο χρησιμοποιείται συνήθως διάλυμα H_2SO_4 περιεκτικότητας 96% w/w και πυκνότητας $\rho = 1,84$ g/mL. Ποιος όγκος

αυτού του διαλύματος H_2SO_4 απαιτείται για την πλήρη εξουδετέρωση της ίδιας ποσότητας διαλύματος KOH 5% w/v με το ερώτημα (α);

12. Ποιος όγκος αερίου CO_2 (σε STP) πρέπει να διαβιβαστεί σε περίσσεια διαλύματος $\text{Ca}(\text{OH})_2$, ώστε να σχηματιστούν 150 g ιζήματος;

13. α) Ποιος όγκος διαλύματος H_2SO_4 2,5M πρέπει να αντιδράσει με περίσσεια Zn , για να εκλυθούν 123 L αερίου μετρημένα σε πίεση 1 atm και θερμοκρασία 27 °C;

β) Ποια μάζα μεταλλικού ψευδαργύρου όταν αντιδράσει με περίσσεια H_2SO_4 απελευθερώνει 11,2 L αερίου μετρημένα σε STP; Το παραγόμενο αέριο αντιδρά με στοιχειομετρική ποσότητα χλωρίου και προκύπτει νέο αέριο, το οποίο εξουδετερώνεται με NaOH . Ποια μάζα διαλύματος NaOH 10% w/w απαιτείται για την πλήρη εξουδετέρωση της παραγόμενης ποσότητας αερίου;

14. Να αιτιολογηθεί ποιες από τις ακόλουθες προτάσεις είναι σωστές και ποιες λάθος:

α. Το pH ενός διαλύματος βάσης είναι πάντα μεγαλύτερο από το pH διαλύματος οξέος.

β. Ένα διάλυμα HCl έχει $\text{pH} = 8$.

γ. Όταν προστεθεί SO_3 σε νερό, προκύπτει διάλυμα με $\text{pH} < 7$.

δ. Όσο το pH ενός διαλύματος πλησιάζει στο μηδέν, το διάλυμα γίνεται ουδέτερο.

ε. Ο χυμός ντομάτας χρησιμοποιείται αποτελεσματικά για την εξουδετέρωση των οξέων του στομάχου.

15. Τι συμπέρασμα προκύπτει για την οξύτητα και το pH ενός διαλύματος, εάν είναι γνωστό ότι η συγκέντρωση των ιόντων υδροξυλίου στο διάλυμα είναι ίση με 10^{-5}M , στους 25 °C; Ποια από τα διαλύματα της σελίδας 188 θα μπορούσαν να χρησιμοποιηθούν για την εξουδετέρωση του παραπάνω διαλύματος;



ΚΕΦΑΛΑΙΟ

9

Θερμοχημεία

9

ΚΕΦΑΛΑΙΟ

Θερμοχημεία

9.1 Χημικές αντιδράσεις και ενεργειακές μεταβολές

Κατά τη διάρκεια των χημικών αντιδράσεων μεταβάλλονται οι ποσότητες των σωμάτων που συμμετέχουν στην αντίδραση. Ταυτόχρονα, όμως, πραγματοποιούνται και ενεργειακές μεταβολές, οι οποίες εμφανίζουν μεγάλο πρακτικό ενδιαφέρον.

Οι ενεργειακές αυτές μεταβολές είναι, κυρίως, αποτέλεσμα της διάσπασης και του επανασχηματισμού των χημικών δεσμών μεταξύ των ατόμων. Η ενέργεια που είναι αποθηκευμένη στους χημικούς δεσμούς ονομάζεται *χημική ενέργεια*. Με την πραγματοποίηση χημικών αντιδράσεων η χημική ενέργεια μπορεί να μετατραπεί σε θερμική, ηλεκτρική, μηχανική και φωτεινή ενέργεια.

Για παράδειγμα:

➤ Κατά την καύση του ξύλου χημική ενέργεια μετατρέπεται σε θερμική.

➤ Ο συσσωρευτής (μπαταρία) του αυτοκινήτου μετατρέπει χημική ενέργεια σε ηλεκτρική.



Σχήμα 9.1: Στους θερμοηλεκτρικούς σταθμούς, η θερμική ενέργεια που παράγεται από την καύση των ορυκτών ανθράκων μετατρέπεται σε μηχανική και ηλεκτρική ενέργεια.

Η ενέργεια που χρειάζεται ο ανθρώπινος οργανισμός προέρχεται από την καύση ουσιών, όπως τα λίπη και οι υδατάνθρακες, τις οποίες ο άνθρωπος λαμβάνει με την τροφή.

► Κατά τη διάρκεια της προπόνησης ενός αθλητή, μέρος της αποθηκευμένης στο σώμα του χημικής ενέργειας μετατρέπεται σε κινητική.

► Χημικές αντιδράσεις στο εσωτερικό ζωντανών οργανισμών, όπως η πυγολαμπίδα, παράγουν φως.

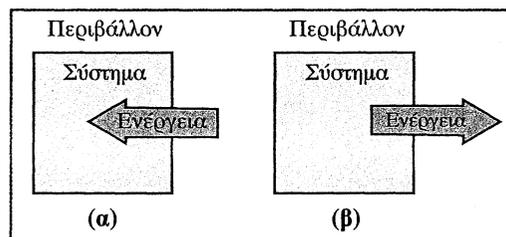
Μία πλήρης θεώρηση των ενεργειακών μεταβολών πρέπει να περιλαμβάνει τις έννοιες: σύστημα, περιβάλλον και εσωτερική ενέργεια.

Οι ενεργειακές μεταβολές είναι ουσιαστικά ανταλλαγή ενέργειας μεταξύ του συστήματος της χημικής αντίδρασης και του περιβάλλοντος. Το σύστημα της αντίδρασης είναι οι ουσίες που συμμετέχουν στη χημική αντίδραση και ο χώρος του δοχείου στο οποίο αυτή πραγματοποιείται. Οτιδήποτε βρίσκεται έξω από αυτό ονομάζεται περιβάλλον.

Γενικά, τα δομικά σωματίδια της ύλης, καθώς και τα υποατομικά σωματίδια, διαθέτουν *κινητική ενέργεια*, λόγω της κίνησής τους, και *δυναμική ενέργεια*, ως αποτέλεσμα των αλληλεπιδράσεων μεταξύ τους.

Εσωτερική ενέργεια ενός συστήματος ονομάζεται το άθροισμα της κινητικής και της δυναμικής ενέργειας όλων των σωματιδίων που το αποτελούν. Η χημική ενέργεια είναι μέρος της εσωτερικής ενέργειας του συστήματος.

Η πραγματοποίηση μιας χημικής αντίδρασης συνοδεύεται από μεταβολή της εσωτερικής ενέργειας του συστήματος, η οποία εμφανίζεται, συνήθως, με μορφή θερμότητας που εκλύεται ή απορροφάται (σχήμα 9.2).



Σχήμα 9.2: Ανταλλαγή ενέργειας μεταξύ συστήματος και περιβάλλοντος, κατά τη διάρκεια φαινομένων στα οποία απορροφάται (α) ή εκλύεται (β) ενέργεια.

Ο κλάδος της Χημείας που ασχολείται με τη μελέτη των ποσών θερμότητας, που ανταλλάσσονται κατά τη διάρκεια των χημικών αντιδράσεων, ονομάζεται θερμοχημεία.

Οι αλλαγές της φυσικής κατάστασης της ύλης συνοδεύονται, επίσης, από ενεργειακές μεταβολές, οι οποίες μελετώνται στα πλαίσια της θερμοχημείας. Έτσι, για παράδειγμα, η τήξη και η εξάτμιση πραγματοποιούνται με απορρόφηση, ενώ η πήξη και η υγροποίηση με έκλυση θερμότητας.

Η μονάδα μέτρησης της ενέργειας στο SI είναι το **joule (J)**. Η ενέργεια, όμως που εκλύεται ή απορροφάται κατά τη διάρκεια χημικών αντιδράσεων, είναι αρκετά μεγαλύτερη. Έτσι, χρησιμοποιείται το **kJ (kilojoule, 1kJ = 1000J)**.

1 cal = 4,184 J
1 J = 0,24 cal

Όταν σε μία δίαιτα αναφέρεται πως 100 g ψωμί περιέχουν 250 θερμίδες, σημαίνει ότι, με το μεταβολισμό αυτής της ποσότητας ψωμιού από το σώμα, απελευθερώνονται 250 kcal ενέργειας, αν δεν αποθηκευτούν σε ...λίπη.

Οι περισσότερες φυσικές και χημικές μεταβολές πραγματοποιούνται σε συνθήκες σταθερής πίεσης. Το μέγεθος, που χρησιμοποιείται για να εκφράσει τη θερμότητα που εκλύεται ή απορροφάται κατά τη διάρκεια χημικών αντιδράσεων υπό σταθερή πίεση, λέγεται **ενθαλπία (H)**.

Η παραδοσιακή μονάδα μέτρησης ενέργειας σε μορφή θερμότητας είναι η **θερμίδα (cal, calorie)**.

Μία θερμίδα (1 cal) ορίζεται ως η θερμότητα που απαιτείται για την αύξηση της θερμοκρασίας 1 g νερού από τους 15 °C στους 16 °C.

Η κατάλληλη μονάδα για τον υπολογισμό των ενεργειακών μεταβολών στις χημικές αντιδράσεις είναι η **χιλιοθερμίδα (kcal, 1kcal = 1000cal)**.

Η χιλιοθερμίδα χρησιμοποιείται και για να εκφράσει το ενεργειακό περιεχόμενο των τροφίμων.

9.2 Ενδόθερμες και εξώθερμες χημικές αντιδράσεις

Σύμφωνα με την **αρχή διατήρησης της ενέργειας**, η ενέργεια δε δημιουργείται ούτε καταστρέφεται, απλώς αλλάζει μορφή.

Οι ενεργειακές μεταβολές που παρατηρούνται κατά τη διάρκεια των χημικών αντιδράσεων οφείλονται στη διαφορετική ενέργεια μεταξύ των προϊόντων και των αντιδρώντων. Αυτή η διαφορά ενέργειας ανταλλάσσεται, συνήθως με μορφή θερμότητας, μεταξύ συστήματος και περιβάλλοντος.

Κάθε χημική αντίδραση κατά τη διάρκεια της οποίας εκλύεται θερμότητα ονομάζεται εξώθερμη.

Στις εξώθερμες αντιδράσεις, η ενέργεια των προϊόντων είναι μικρότερη από την ενέργεια των αντιδρώντων. Η διαφορά ενέργειας μεταφέρεται ως θερμότητα από το αντιδρών σύστημα στο περιβάλλον.

Κάθε χημική αντίδραση κατά τη διάρκεια της οποίας απορροφάται θερμότητα ονομάζεται ενδόθερμη.

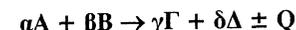
Στις ενδόθερμες αντιδράσεις, η ενέργεια των προϊόντων είναι μεγαλύτερη από την ενέργεια των αντιδρώντων. Η διαφορά ενέργειας μεταφέρεται ως θερμότητα από το περιβάλλον στο αντιδρών σύστημα.

Οι αντιδράσεις κατά τη διάρκεια των οποίων εκλύεται ή απορροφάται ένα πολύ μικρό ποσό θερμότητας ονομάζονται **θερμοουδέτερες**.

9.3 Θερμοχημικές εξισώσεις

Οι χημικές εξισώσεις στις οποίες αναγράφεται το ποσό θερμότητας που εκλύεται ή απορροφάται κατά τη διάρκειά τους ονομάζονται θερμοχημικές εξισώσεις.

Ο γενικός τύπος μίας θερμοχημικής εξίσωσης είναι ο εξής:



Με βάση αυτή τη θερμοχημική εξίσωση:

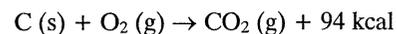
Θερμότητα αντίδρασης ονομάζεται το ποσό της θερμότητας που εκλύεται (+Q) ή απορροφάται (-Q) κατά τη μετατροπή a mol A και β mol B σε γ mol Γ και δ mol Δ.

Η θερμότητα αντίδρασης αναφέρεται πάντα σε μια καθορισμένη θερμοκρασία, χωρίς αυτό να σημαίνει ότι η θερμοκρασία κατά τη διάρκεια της αντίδρασης παραμένει σταθερή.

Η θερμότητα μίας αντίδρασης εξαρτάται από τη θερμοκρασία, τη φυσική κατάσταση των σωμάτων που συμμετέχουν, καθώς και την αλλοτροπική τους μορφή. Έτσι, σε κάθε θερμοχημική εξίσωση σημειώνεται η θερμοκρασία και η φυσική κατάσταση των αντιδρώντων και των προϊόντων.

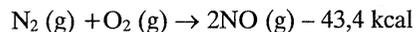
Αλλοτροπικές είναι οι διάφορες μορφές που μπορεί να έχει κάποιο στοιχείο, ανάλογα με τις συνθήκες, ενώ βρίσκεται στην ίδια φυσική κατάσταση. Οι αλλοτροπικές μορφές ενός στοιχείου διαφέρουν στη δομή και τις φυσικές και χημικές τους ιδιότητες. Για παράδειγμα, το διαμάντι και ο γραφίτης είναι αλλοτροπικές μορφές του άνθρακα, ενώ το οξόν (O₃) και το O₂ είναι αλλοτροπικές μορφές του οξυγόνου.

Έτσι, η θερμοχημική εξίσωση:



δείχνει ότι 1 mol στερεού άνθρακα αντιδρά με 1 mol αερίου οξυγόνου και δίνει 1 mol αερίου διοξειδίου του άνθρακα. Παράλληλα, εκλύονται 94 kcal θερμότητας.

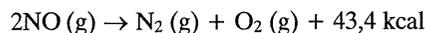
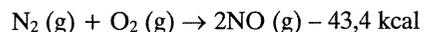
Όμοια, η:



δείχνει ότι 1 mol αερίου αζώτου αντιδρά με 1 mol αερίου οξυγόνου και δίνει 2 mol αερίου μονοξειδίου του αζώτου. Παράλληλα, απορροφούνται 43,4 kcal θερμότητας.

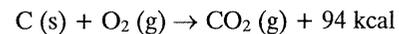
Όταν μία θερμοχημική εξίσωση γραφεί αντίστροφα, θεωρείται ότι η θερμότητα που ανταλλάσσεται με το περιβάλλον παραμένει η ίδια. Αλλάζει, όμως, το πρόσημό της και η εξώθερμη αντίδραση γράφεται ως ενδόθερμη και αντίστροφα.

Έτσι, οι ακόλουθες θερμοχημικές εξισώσεις εωροούνται ισοδύναμες:



Όταν πολλαπλασιαστούν και τα δύο μέλη μιας θερμοχημικής εξίσωσης επί έναν συντελεστή n , τότε και το ποσό της θερμότητας πολλαπλασιάζεται με τον ίδιο συντελεστή.

Για παράδειγμα:



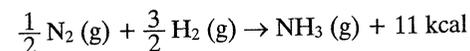
9.4 Χαρακτηριστικές θερμότητες αντιδράσεων

9.4.1 Θερμότητα σχηματισμού

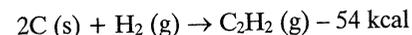
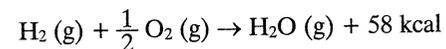
Θερμότητα σχηματισμού μίας χημικής ένωσης ονομάζεται το ποσό θερμότητας που εκλύεται ή απορροφάται κατά το σχηματισμό 1 mol της ένωσης από τα στοιχεία που την αποτελούν.

Η θερμότητα σχηματισμού των χημικών στοιχείων θεωρείται μηδέν.

Για παράδειγμα, η θερμότητα σχηματισμού της αμμωνίας (NH_3) είναι 11 kcal/mol. Η αντίστοιχη θερμοχημική εξίσωση είναι:



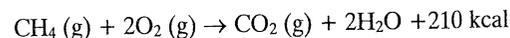
Άλλα παραδείγματα είναι τα εξής:



9.4.2 Θερμότητα καύσης

Θερμότητα καύσης ενός στοιχείου ή μίας χημικής ένωσης ονομάζεται το ποσό θερμότητας που εκλύεται κατά την πλήρη καύση 1 mol του στοιχείου ή της χημικής ένωσης.

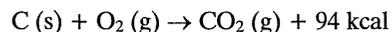
Για παράδειγμα, η θερμότητα καύσης του μεθανίου ισούται με 210 kcal/mol. Η αντίστοιχη θερμοχημική εξίσωση είναι:



Θερμότητα διάσπασης μίας χημικής ένωσης ονομάζεται το ποσό θερμότητας που απορροφάται ή εκλύεται κατά τη διάσπαση 1 mol της ένωσης στα στοιχεία που την αποτελούν.

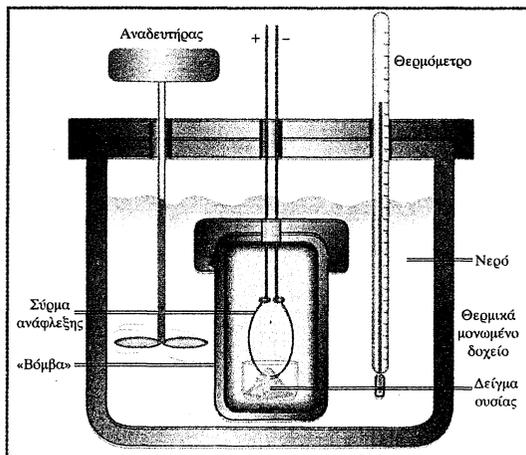
Οι αντιδράσεις καύσης είναι πάντοτε εξώθερμες, επομένως οι θερμοότητες καύσης έχουν πάντοτε θετικό πρόσημο.

Θα πρέπει να τονιστεί ότι μία θερμοχημική εξίσωση καύσης μπορεί να αντιστοιχεί και σε θερμοχημική εξίσωση σχηματισμού. Για παράδειγμα, η



μπορεί να αναφέρεται είτε στην καύση του άνθρακα είτε στο σχηματισμό του CO_2 . Έτσι, η θερμοότητα καύσης του άνθρακα είναι 94 kcal/mol, όση είναι και η θερμοότητα σχηματισμού του CO_2 .

☛ Η θερμοότητα καύσης μιας ουσίας μετράται, συνήθως, με το θερμιδόμετρο τύπου βόμβας (σχήμα 9.3). Πρόκειται για κλειστό δοχείο («βόμβα») που περιέχει οξυγόνο σε υψηλή πίεση και ορισμένη ποσότητα ουσίας που καίγεται. Το δοχείο είναι βυθισμένο σε νερό, από την αύξηση της θερμοκρασίας του οποίου υπολογίζεται το ποσό θερμότητας που εκλύεται κατά την καύση.

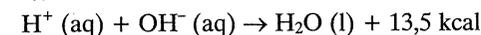


Σχήμα 9.3: Θερμιδόμετρο τύπου βόμβας.

9.4.3 Θερμότητα εξουδετέρωσης

Θερμότητα εξουδετέρωσης ονομάζεται το ποσό θερμότητας που εκλύεται κατά την πλήρη εξουδετέρωση 1 mol ιόντων H^+ , που προέρχονται από κάποιο οξύ, από 1 mol ιόντων OH^- , που προέρχονται από κάποια βάση.

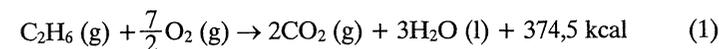
Για παράδειγμα:



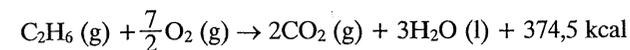
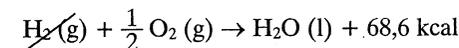
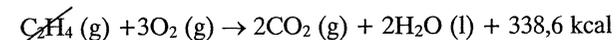
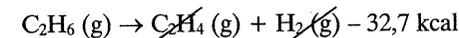
Οι αντιδράσεις εξουδετέρωσης είναι πάντοτε εξώθερμες.

9.5 Ο νόμος του Hess

Η καύση του αιθανίου περιγράφεται από την ακόλουθη θερμοχημική εξίσωση:



Η αντίδραση αυτή μπορεί να πραγματοποιηθεί σε περισσότερα από ένα στάδια, το άθροισμα των θερμοχημικών εξισώσεων των οποίων δίνει την (1):



Το ποσό θερμότητας που εκλύεται από την καύση 1 mol C_2H_6 είναι το ίδιο, είτε η αντίδραση γίνεται σε ένα είτε σε τρία στάδια.

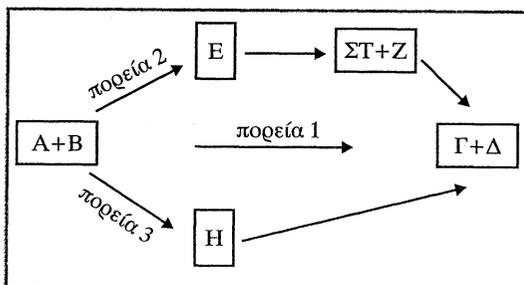
Germain Henri Hess (1802-1850). Ελβετός χημικός, ο οποίος έζησε τα περισσότερα χρόνια της ζωής του στη Ρωσία. Θεωρείται ο ιδρυτής της Θερμοχημείας.

Ο G. Hess (Ες) απέδειξε πειραματικά ότι αυτό ισχύει για ένα μεγάλο αριθμό αντιδράσεων. Διεύρυνσε, έτσι, την ακόλουθη πρόταση, που είναι γνωστή ως **νόμος του Hess**:

Το ποσό της θερμότητας που εκλύεται ή απορροφάται κατά τη διάρκεια μίας χημικής αντίδρασης είναι το ίδιο, ανεξάρτητα από το αν η αντίδραση πραγματοποιείται σε ένα ή σε περισσότερα στάδια.

Σύμφωνα με το νόμο του Hess, η μεταβολή της ενέργειας ενός συστήματος εξαρτάται μόνο από την αρχική και την τελική του κατάσταση και όχι από την πορεία που ακολουθείται για να πραγματοποιηθεί η μεταβολή.

Με βάση το νόμο του Hess επιτρέπεται η πρόσθεση κατά μέλη και η αλγεβρική άθροιση θερμοχημικών εξισώσεων. Έτσι, είναι δυνατός ο *έμμεσος* υπολογισμός των θερμοτήτων για αντιδράσεις οι οποίες δεν πραγματοποιούνται ή είναι πολύ αργές ή συνοδεύονται από δευτερεύουσες αντιδράσεις (σχήμα 9.4).



Σχήμα 9.4: Η θερμότητα της αντίδρασης μετατροπής των A και B σε Γ και Δ είναι ανεξάρτητη από την πορεία που ακολουθείται για την πραγματοποίησή της.

9.6 Οι «μεγάλες αποθήκες» χημικής ενέργειας

Η θερμότητα που εκλύεται από αντιδράσεις καύσης χρησιμοποιείται σε διάφορες μορφές από τον άνθρωπο, για την κάλυψη των αναγκών του σε ενέργεια. Τα φυσικά καύσιμα, δηλαδή, ο ορυκτός άνθρακας, το πετρέλαιο και το φυσικό αέριο παρέχουν περισσότερο από το 90% της ενέργειας αυτής.

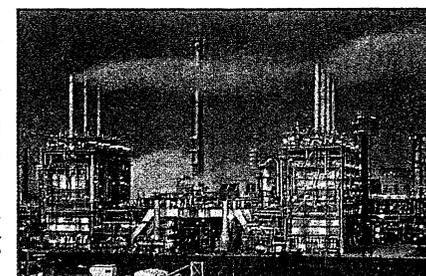
Τα φυσικά καύσιμα είναι ορυκτές ουσίες, οι οποίες εξάγονται από υπόγειες ή υποθαλάσσιες κοιλάδες του στερεού φλοιού της Γης. Είναι προϊόντα αποσύνθεσης φυτικών και ζωικών υλών, οι οποίες εκτέθηκαν σε συνθήκες υψηλής πίεσης και θερμοκρασίας για εκατομμύρια χρόνια, στο εσωτερικό της Γης. Αποτελούν, λοιπόν, μη ανανεώσιμες πηγές ενέργειας.

Η υπερεντατική εκμετάλλευση των φυσικών καυσίμων από τον άνθρωπο, λόγω της διαρκώς αυξανόμενης ζήτησης σε ενέργεια, οδηγεί σε γρήγορη εξάντληση των περιορισμένων αποθεμάτων τους.

Οι ενεργειακές ανάγκες της ανθρωπότητας στο μέλλον πρέπει να καλύπτονται σε ολοένα και μεγαλύτερο βαθμό από τη χρήση εναλλακτικών και ανανεώσιμων μορφών ενέργειας, όπως η ηλιακή, η αιολική, η γεωθερμική, η υδραυλική, η βιοενέργεια και άλλες ήπιες μορφές ενέργειας. Η πυρηνική ενέργεια καλύπτει ήδη μεγάλο μέρος των ενεργειακών αναγκών σε πολλές χώρες του κόσμου, αλλά η χρήση της απαιτεί ιδιαίτερη προσοχή, γιατί συνδέεται με πλήθος σοβαρών κινδύνων για τον άνθρωπο και το περιβάλλον.

Μικρά ποσά ενέργειας παράγονται από υδροηλεκτρικές εγκαταστάσεις και από πυρηνικούς αντιδραστήρες.

Η ηλιακή ενέργεια, μέσω της διαδικασίας της φωτοσύνθεσης, αποθηκεύεται στα φυτά και κατ' επέκταση στα ζώα, μέσω της τροφικής αλυσίδας, με τη μορφή χημικής ενέργειας. Η ενέργεια, λοιπόν, που αποδίδεται από τα ορυκτά καύσιμα, προέρχεται ουσιαστικά από τον ήλιο.



Σχήμα 9.5: Στα διυλιστήρια πετρελαίου, το ορυκτό πετρέλαιο διαχωρίζεται σε χρήσιμα προϊόντα, όπως η βενζίνη, η κηροζίνη, το ντίζελ (diesel) κ.ά.

ΑΝΑΚΕΦΑΛΑΙΩΣΗ

Κατά τη διάρκεια των χημικών αντιδράσεων πραγματοποιούνται ενεργειακές μεταβολές, οι οποίες εμφανίζουν μεγάλο πρακτικό ενδιαφέρον. Οι ενεργειακές αυτές μεταβολές είναι, κυρίως, αποτέλεσμα της διάσπασης και του επανασηματισμού των χημικών δεσμών μεταξύ των ατόμων.

Ο κλάδος της Χημείας, που ασχολείται με τη μελέτη των ποσών θερμότητας, που ανταλλάσσονται κατά τη διάρκεια των χημικών αντιδράσεων, ονομάζεται θερμοχημεία. Οι χημικές εξισώσεις, στις οποίες αναγράφεται το ποσό θερμότητας που εκλύεται ή απορροφάται κατά τη διάρκειά τους, ονομάζονται θερμοχημικές εξισώσεις.

Κάθε χημική αντίδραση κατά τη διάρκεια της οποίας εκλύεται θερμότητα ονομάζεται εξώθερμη. Κάθε χημική αντίδραση κατά τη διάρκεια της οποίας απορροφάται θερμότητα ονομάζεται ενδόθερμη.

Θερμότητα σχηματισμού μίας χημικής ένωσης ονομάζεται το ποσό θερμότητας που εκλύεται ή απορροφάται κατά το σχηματισμό 1 mol της ένωσης από τα στοιχεία που την αποτελούν.

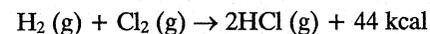
Θερμότητα καύσης ενός στοιχείου ή μίας χημικής ένωσης ονομάζεται το ποσό θερμότητας που εκλύεται κατά την πλήρη καύση 1 mol του στοιχείου ή της χημικής ένωσης.

Θερμότητα εξουδετέρωσης ονομάζεται το ποσό θερμότητας που εκλύεται κατά την πλήρη εξουδετέρωση 1 mol ιόντων H^+ , που προέρχονται από κάποιο οξύ, από 1 mol ιόντων OH^- , που προέρχονται από κάποια βάση.

Σύμφωνα με το νόμο του Hess: «Το ποσό της θερμότητας που εκλύεται ή απορροφάται κατά τη διάρκεια μίας χημικής αντίδρασης είναι το ίδιο, ανεξάρτητα από το αν η αντίδραση πραγματοποιείται σε ένα ή σε περισσότερα στάδια».

ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ - ΑΣΚΗΣΕΙΣ

- Να αιτιολογηθεί ποιες από τις ακόλουθες προτάσεις είναι σωστές και ποιες λάθος:
 - Κατά τη διάρκεια των χημικών αντιδράσεων παρατηρούνται μεταβολές στις ποσότητες των χημικών ουσιών που συμμετέχουν, καθώς και ενεργειακές μεταβολές, που οφείλονται σε καταστροφή και δημιουργία χημικών δεσμών.
 - Στις ενδόθερμες χημικές αντιδράσεις, η ενέργεια των προϊόντων είναι μεγαλύτερη από την ενέργεια των αντιδρώντων.
 - Κατά τη διάρκεια ορισμένων χημικών αντιδράσεων δημιουργείται ενέργεια.
 - Η εσωτερική ενέργεια κατά τη διάρκεια των χημικών αντιδράσεων παραμένει σταθερή.
- Το ποσό θερμότητας που εκλύεται ή απορροφάται σε μια χημική αντίδραση εξαρτάται:
 - μόνο από τη φυσική κατάσταση των σωμάτων που συμμετέχουν
 - μόνο από την ποσότητα των αντιδρώντων
 - μόνο από τη θερμοκρασία στην οποία έγινε η μέτρηση
 - από όλα τα παραπάνω.
 Να επιλεγεί η σωστή απάντηση.
- Δίνεται η θερμοχημική εξίσωση:



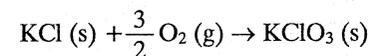
Η θερμότητα σχηματισμού του HCl είναι:

- 22 kcal/mol
- 88 kcal/mol
- 44 kcal/mol
- 22 kcal.

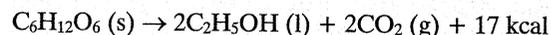
Να επιλεγεί η σωστή απάντηση.

- Η θερμοχημική εξίσωση της διάσπασης του $KClO_3$ είναι:

$$2 KClO_3(s) \rightarrow 2 KCl(s) + 3 O_2(g) + 11 \text{ kcal}$$
 Να υπολογιστεί η θερμότητα της αντίδρασης:



5. Κατά την ενζυματική ζύμωση των φρούτων και των δημητριακών, η γλυκόζη που περιέχουν μετατρέπεται σε αιθανόλη, σύμφωνα με τη θερμοχημική εξίσωση:

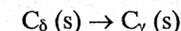


- α) Ποια έχουν μεγαλύτερη ενέργεια, τα αντιδρώντα ή τα προϊόντα;
 β) Πόση ενέργεια, σε kcal και J, εκλύεται κατά το σχηματισμό 0,8 mol C_2H_5OH ;
6. Η θερμότητα καύσης του C είναι 94 kcal/mol, του CH_4 είναι 210 kcal/mol και του H_2 είναι 69 kcal/mol. Ποιο ποσό θερμότητας εκλύεται κατά την καύση:
 α) 1,5 mol C,
 β) 40 g CH_4 και
 γ) 4,48 L H_2 μετρημένων σε STP;
 Όλα τα ποσά θερμότητας μετρήθηκαν στην ίδια θερμοκρασία.
7. Το οκτάνιο είναι το κύριο συστατικό της βενζίνης. Η θερμοχημική εξίσωση καύσης του οκτανίου είναι:



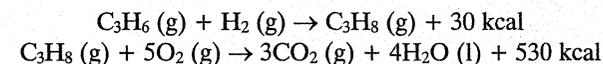
- Πόση ενέργεια εκλύεται κατά την καύση 456 mL βενζίνης; Να θεωρηθεί ότι η βενζίνη έχει πυκνότητα 0,7 g/mL και ότι αποτελείται από καθαρό οκτάνιο.
8. Η θερμότητα σχηματισμού των υδρατμών, $H_2O(g)$, είναι 58 kcal/mol, ενώ η θερμότητα σχηματισμού του υγρού νερού, $H_2O(l)$, είναι 69 kcal/mol. Να υπολογιστούν:
 α) Η θερμότητα που εκλύεται ή απορροφάται κατά τη διάσπαση:
 i) 2 mol υδρατμών και
 ii) 2 mol υγρού νερού στα συστατικά τους στοιχεία.
 β) Η θερμότητα της αντίδρασης υγροποίησης των υδρατμών:
- $$H_2O (g) \rightarrow H_2O (l)$$
- γ) Η θερμότητα που εκλύεται ή απορροφάται κατά την υγροποίηση 9 g υδρατμών.
 Όλα τα ποσά θερμότητας μετρήθηκαν στην ίδια θερμοκρασία.

9. Η θερμότητα καύσης του γραφίτη (C_γ) είναι 94,05 kcal/mol, ενώ του διαμαντιού (C_δ) 94,5 kcal/mol. Ποια είναι η θερμότητα της αντίδρασης μετατροπής του διαμαντιού σε γραφίτη:



Ποια από τις δύο αλλοτροπικές μορφές του άνθρακα έχει μεγαλύτερη ενέργεια;

10. Κατά την πλήρη εξουδετέρωση διαλύματος HCl 4M από NaOH, εκλύονται 67,5 kcal θερμότητας. Αν η θερμότητα εξουδετέρωσης του HCl από το NaOH είναι ίση με 13,5 kcal/mol, να υπολογιστεί ο όγκος του διαλύματος HCl που εξουδετερώθηκε.
 Όλα τα ποσά θερμότητας μετρήθηκαν στην ίδια θερμοκρασία.
11. Χρησιμοποιώντας τα δεδομένα της άσκησης 6 και με εφαρμογή του νόμου του Hess, να υπολογιστεί η θερμότητα σχηματισμού του CH_4 .
12. Δίνονται οι ακόλουθες θερμοχημικές εξισώσεις:



Να βρεθεί η θερμότητα σχηματισμού του C_3H_6 (προπένιο), εάν είναι γνωστό ότι η θερμότητα σχηματισμού του CO_2 είναι 94 kcal/mol και η θερμότητα καύσης του H_2 είναι 69 kcal/mol.
 Όλα τα ποσά θερμότητας μετρήθηκαν στην ίδια θερμοκρασία.

13. Καίγονται 25,6 g CH_4 και η θερμότητα που εκλύεται χρησιμοποιείται για τη διάσπαση του $CaCO_3$ σε CaO και CO_2 . Να βρεθούν:
 α) Το ποσό θερμότητας που ελευθερώθηκε κατά την καύση.
 β) Η θερμότητα της αντίδρασης: $CaCO_3 (s) \rightarrow CaO (s) + CO_2 (g)$.
 γ) Η μάζα του $CaCO_3$ που διασπάστηκε.
 Δίνονται: θερμότητα καύσης του CH_4 : 210 kcal/mol, θερμότητα καύσης του C: 94 kcal/mol, θερμότητα σχηματισμού του $CaCO_3$: 288 kcal/mol και θερμότητα σχηματισμού του CaO : 152 kcal/mol.
 Όλα τα ποσά θερμότητας μετρήθηκαν στην ίδια θερμοκρασία.

14. Κατά την καύση 17,92 L αερίου μίγματος CH_4 και H_2 , μετρημένα σε STP, ελευθερώθηκε θερμότητα ίση με 97,5 kcal. Αν οι θερμότητες καύσης του CH_4 και του H_2 είναι αντίστοιχα 210 kcal/mol και 69 kcal/mol, να υπολογιστούν:

- α) Η σύσταση του μίγματος που κάηκε.
β) Ο όγκος του O_2 , μετρημένος σε STP, που καταναλώθηκε κατά την καύση.

Όλα τα ποσά θερμότητας μετρήθηκαν στην ίδια θερμοκρασία.



ΚΕΦΑΛΑΙΟ

Ραδιενέργεια

10

Ραδιενέργεια

10.1 Ραδιενέργεια και ραδιενεργές διασπάσεις

Ο Α. Η. Becquerel, το 1896, αναζητώντας ουσίες που θα μπορούσαν να είναι πηγές ακτίνων X, ανακάλυψε τυχαία ότι ένα άλας ουρανίου εξέπεμπε έναν άγνωστο έως τότε, τύπο ακτινοβολίας. Οι «ακτίνες» του ουρανίου (U) εκπέμπονταν αυθόρμητα από τα άτομα του στοιχείου, ανεξάρτητα από τη χημική ένωση στην οποία συμμετείχε ή τη φυσική του κατάσταση. Ήταν διεισδυτικές στην ύλη και έμοιαζαν σε ορισμένα χαρακτηριστικά τους με τις ακτίνες X.

Μετά την ανακάλυψη του Becquerel, ο Pièrre και η Marie Curie μελέτησαν εκτενώς το φαινόμενο αυτό και κατόρθωσαν να απομονώσουν δυο νέα στοιχεία που εξέπεμπαν ίδιου τύπου ακτινοβολία, το ράδιο (Ra) και το πολώνιο (Po).

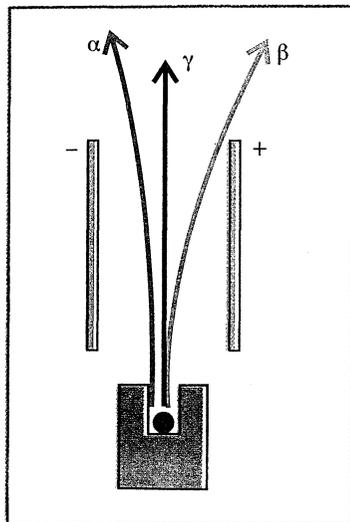
Η ακτινοβολία αυτή ονομάστηκε **ραδιενέργεια** και τα στοιχεία που την εκπέμπουν ραδιενεργά.

Τα ραδιενεργά στοιχεία αποτελούνται από άτομα με ασταθείς πυρήνες, οι οποίοι εκπέμπουν ακτινοβολίες τύπου α, β ή γ και μετατρέπονται αυθόρμητα σε σταθερότερους πυρήνες με χαμηλότερη ενέργεια (σχήμα 10.1).



Pièrre Curie (1859-1906) - Γάλλος χημικός και **Marie S. Curie** (1867-1934) - Πολωνέζα χημικός και φυσικός.

Η Μ. Curie τιμήθηκε δυο φορές στη ζωή της με το βραβείο Nobel. Το 1903 πήρε το Nobel Φυσικής από κοινού με το σύζυγό της και τον Α. Becquerel για τις εργασίες τους σχετικά με τη ραδιενέργεια. Το 1911 τιμήθηκε με το Nobel Χημείας για την ανακάλυψη των στοιχείων ράδιο και πολώνιο.



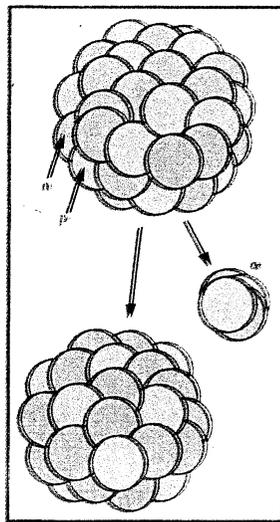
Σχήμα 10.1: Το γεγονός ότι η ραδιενεργός ακτινοβολία αποτελείται από τρεις διαφορετικούς τύπους διαπιστώνεται με την εικονιζόμενη πειραματική διάταξη. Οι ακτινοβολίες α και β είναι δέσμες θετικά και αρνητικά φοτισμένων, αντίστοιχα, σωματιδίων, αφού εκτρέπονται υπό την επίδραση ηλεκτρικού πεδίου, ενώ η γ συνιστά ηλεκτρομαγνητική ακτινοβολία καθώς δεν επηρεάζεται από την ύπαρξή του.

Στην πυρηνική χημεία, ο μαζικός αριθμός ενός πυρήνα αναγράφεται, συχνά, δίπλα στο όνομα του στοιχείου. Για παράδειγμα το ουράνιο-238 (U-238) δηλώνει πυρήνες ουρανίου ${}_{92}^{238}\text{U}$.

Ραδιενέργεια ονομάζεται το φαινόμενο της αυθόρμητης ακτινοβολίας ορισμένων ασταθών στοιχείων.

Το φαινόμενο της ραδιενέργειας έχει σχέση με μεταβολές στους πυρήνες των ατόμων και όχι με τα ηλεκτρόνια τους.

Η αυθόρμητη εκπομπή σωματιδίων α και β ονομάζεται ραδιενεργός διάσπαση (ή αποσύνθεση) (σχήμα 10.2) και έχει ως αποτέλεσμα τη μεταβολή του ατομικού αριθμού ενός πυρήνα, δηλαδή,



Σχήμα 10.2: Ραδιενεργός διάσπαση α.

Η διάσπαση α ισοδυναμεί με την εκπομπή δύο πρωτονίων και δύο νετρονίων από έναν ατομικό πυρήνα. Η διάσπαση β ισοδυναμεί με τη μετατροπή ενός νετρονίου σε πρωτόνιο, με ταυτόχρονη εκπομπή ενός ηλεκτρονίου από τον ατομικό πυρήνα.

τη μετατροπή του σε πυρήνα διαφορετικού στοιχείου. Η διαδικασία αυτή συνοδεύεται συνήθως από εκπομπή ακτινοβολίας γ.

Για παράδειγμα, το ραδόνιο-222 ($A=222$), διασπάται με εκπομπή σωματιδίων α και μετατρέπεται σε πολώνιο-218, ενώ το ιώδιο-131 διασπάται με εκπομπή σωματιδίων βήτα και μετατρέπεται στο ευγενές αέριο ξένο-131.

Όλα τα στοιχεία με ατομικό αριθμό μεγαλύτερο του 83 είναι ραδιενεργά. Όμως, ισότοπα άτομα οποιουδήποτε στοιχείου μπορεί να είναι σταθερά ή ραδιενεργά.

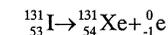
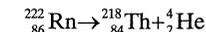
Τα ραδιενεργά ισότοπα των στοιχείων ονομάζονται ραδιοϊσότοπα (ή ραδιονουκλίδια).

Κάθε ραδιοϊσότοπο διασπάται με έναν ορισμένο και σταθερό ρυθμό. Ένα ραδιοϊσότοπο είναι τόσο πιο ραδιενεργό, όσο μεγαλύτερος είναι ο αριθμός των πυρήνων που διασπώνται σε ένα ορισμένο χρονικό διάστημα.

Οι ρυθμοί των ραδιενεργών διασπάσεων εκφράζονται συνήθως με το **χρόνο ημιζωής** ή **υποδιπλασιασμού** ($t_{1/2}$):

Ο χρόνος ημιζωής ενός ραδιοϊσοτόπου είναι το χρονικό διάστημα μέσα στο οποίο διασπώνται ραδιενεργά οι μισοί από τους αρχικούς πυρήνες του. Ο χρόνος ημιζωής είναι χαρακτηριστικός για κάθε ραδιοϊσότοπο.

Στον ακόλουθο πίνακα δίνονται οι χρόνοι ημιζωής και ο τύπος της ραδιενεργού ακτινοβολίας, που εκπέμπουν μερικά γνωστά ραδιοϊσότοπα.



Τα υποατομικά σωματίδια (πρωτόνια, νετρόνια, ηλεκτρόνια) που συμμετέχουν στις πυρηνικές αντιδράσεις σημειώνονται με λατινικά γράμματα και αναγραφή του «ατομικού» και «μαζικού» τους αριθμού, ως εξής:

Πρωτόνιο	${}^1_1\text{p}$
Νετρόνιο	${}^1_0\text{n}$
Ηλεκτρόνιο	${}^0_{-1}\text{e}$

Ισότοπα	Ραδιενεργός διάσπαση	Χρόνος ημιζωής ($t_{1/2}$)
Ουράνιο-238 ($^{238}_{92}\text{U}$)	άλφα	4,5 δισεκατομμύρια χρόνια
Κάλιο-40 ($^{40}_{19}\text{K}$)	βήτα	1,3 δισεκατομμύρια χρόνια
Ουράνιο-235 ($^{235}_{92}\text{U}$)	άλφα	710 εκατομμύρια χρόνια
Πλουτώνιο-239 ($^{239}_{94}\text{Pu}$)	άλφα	24000 χρόνια
Άνθρακας-14 ($^{14}_6\text{C}$)	βήτα	5730 χρόνια
Ράδιο-226 ($^{226}_{88}\text{Ra}$)	άλφα	1600 χρόνια
Καίσιο-137 ($^{137}_{55}\text{Cs}$)	βήτα	30 χρόνια
Στρόντιο-90 ($^{90}_{38}\text{Sr}$)	βήτα	28,8 χρόνια
Τρίτιο (^3_1H)	βήτα	12,3 χρόνια
Ιώδιο-131 ($^{131}_{53}\text{I}$)	βήτα	8 ημέρες
Ραδόνιο-222 ($^{222}_{86}\text{Rn}$)	άλφα	3,8 ημέρες
Πολώνιο-214 ($^{214}_{84}\text{Po}$)	άλφα	2,7 λεπτά

10.2 Μονάδες ραδιενέργειας - Ανίχνευση και μέτρηση ραδιενέργειας

$$1 \text{ MBq} = 10^6 \text{ Bq}$$

$$1 \text{ GBq} = 10^9 \text{ Bq}$$

Η μονάδα MBq ονομάζεται και *ράδε-φορντ*.

$$1 \text{ Ci} = 3,7 \times 10^{10} \text{ Bq}$$

Η ραδιενέργεια μετράται σε αριθμό διασπάσεων ραδιενεργών πυρήνων στη μονάδα του χρόνου. Μονάδα ραδιενέργειας στο SI είναι το Becquerel (Bq), το οποίο αντιστοιχεί σε μία διάσπαση ανά δευτερόλεπτο. Καθώς ο ρυθμός διασπάσεων των πυρήνων των ραδιενεργών στοιχείων είναι συνήθως πολύ μεγαλύτερος, χρησιμοποιούνται πολλαπλάσια του Bq, όπως το MBq και το GBq. Παραμένει επίσης σε χρήση η ιστορική μονάδα Curie (Ci), η οποία αντιστοιχεί σε $3,7 \times 10^{10}$ διασπάσεις/s.

Η ραδιενεργός ακτινοβολία μεταφέρει ενέργεια, η οποία επιδρά με διάφορους τρόπους στην ύλη.

Η συνολική ποσότητα της ακτινοβολίας, στην οποία εκτίθεται ένα υλικό σώμα, ονομάζεται **δόση έκθεσης** και μετράται σε μονάδες *röntgen* (R).

Συνήθως, μόνο ένα ποσοστό της ενέργειας που μεταφέρει η ακτινοβολία αυτή απορροφάται από το σώμα.

Το ποσό της ενέργειας που απορροφά ένα σώμα ορισμένης μάζας, λόγω ακτινοβολίας, ονομάζεται **δόση απορρόφησης** ή **απορροφούμενη δόση** (D) και συνήθως μετράται σε μονάδες rad. Ένα rad αντιστοιχεί σε απορρόφηση ενέργειας 0,01 J/kg σώματος.

Η ραδιενεργός ακτινοβολία επιδρά στους βιολογικούς ιστούς των ζωντανών οργανισμών και μπορεί να επιφέρει αλλοιώσεις στα κύτταρα και το γενετικό υλικό τους.

Το μέγεθος των βιολογικών αποτελεσμάτων που προκαλεί μια ραδιενεργός ακτινοβολία εξαρτάται από τη δόση απορρόφησης και τον τύπο της ακτινοβολίας.

Κάθε τύπος ακτινοβολίας (α , β , γ) χαρακτηρίζεται από βιολογική αποτελεσματικότητα, η οποία εκφράζεται με έναν παράγοντα η . Το γινόμενο του η επί τη δόση απορρόφησης δίνει τη **βιολογικά αποτελεσματική δόση απορρόφησης**, η οποία εκφράζεται σε μονάδες rem.

Στον ακόλουθο πίνακα παρατίθενται τα κλινικά αποτελέσματα ραδιενεργών ακτινοβολιών σε ανθρώπους.

Δόση (rem)	Κλινικά αποτελέσματα
25-50	Ελαφρά, παροδική ελάττωση λευκών αιμοσφαιρίων
100-200	Ναυτία, σημαντική ελάττωση λευκών αιμοσφαιρίων
500	Θάνατος του 50% του πληθυσμού που έχει εκτεθεί στην ακτινοβολία μέσα σε 30 ημέρες μετά την έκθεση
> 600	Θάνατος για το σύνολο σχεδόν του πληθυσμού

Στο SI, η μονάδα της δόσης απορρόφησης είναι το Gray (Gy).

$$1 \text{ Gy} = 1 \text{ J/kg} = 100 \text{ rad}$$

Ο παράγοντας η ονομάζεται *σχετική βιολογική αποτελεσματικότητα*.

Για τις ακτινοβολίες β και γ το η είναι ίσο με 1.

Για την ακτινοβολία α είναι $\eta=10$.

Στο SI, η μονάδα της βιολογικά αποτελεσματικής δόσης απορρόφησης είναι το *Sievert* (Sv).

$$1 \text{ Sv} = 100 \text{ rem}$$

Μια οδοντιατρική ακτινογραφία αντιστοιχεί σε δόση ακτινοβολίας 0,5 mrem.

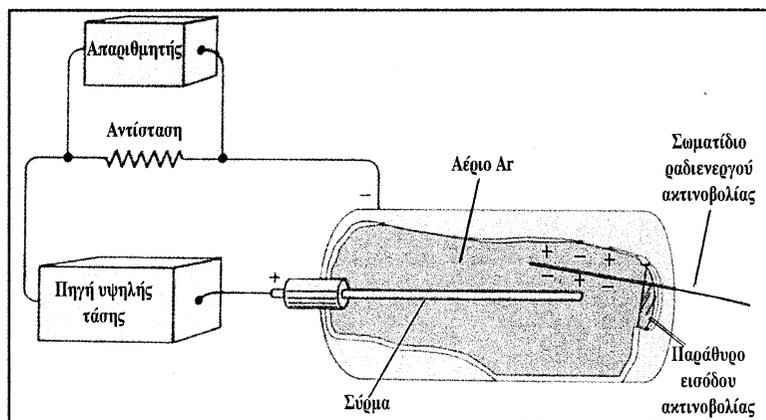
Στο ατύχημα του πυρηνικού σταθμού του Chernobyl (Τσερνομπίλ) στην Ουκρανία το 1986, το προσωπικό του εργοστασίου και οι πυροσβέστες δέχτηκαν περισσότερα από 100 rem ακτινοβολίας.

Ο Becquerel ανακάλυψε τη ραδιενεργό ακτινοβολία λόγω της επίδρασής της πάνω σε φωτογραφική πλάκα.

Η ραδιενεργός ακτινοβολία μπορεί να ανιχνευθεί από το *φωσφορισμό* ή *φθορισμό* που προκαλεί όταν προσπίπτει πάνω σε ορισμένες χημικές ουσίες, καθώς επίσης και από την επίδρασή της στα *φωτογραφικά φιλμ*. Όσο μεγαλύτερη είναι η έκθεση ενός φιλμ στην ακτινοβολία, τόσο περισσότερο μαυρίζει το αρνητικό του. Έτσι, άνθρωποι που εργάζονται με ραδιενεργές ουσίες, όπως ακτινολόγοι, ερευνητές κ.ά. συνήθως φέρουν ένα ενδεικτικό σήμα-φιλμ για να διαπιστώνουν το βαθμό έκθεσής τους στην ακτινοβολία.

Η μέτρηση της ραδιενέργειας επιτυγχάνεται με ειδικές συσκευές που εντοπίζουν και καταγράφουν (απαριθμούν) τα σωματίδια που προκύπτουν άμεσα από τις ραδιενεργές διασπάσεις (α, β) ή έμμεσα, από την επίδραση της ραδιενεργού ακτινοβολίας στα άτομα της ύλης μέσα από την οποία περνά.

Ο *μετρητής ή απαριθμητής Geiger-Müller* (Γκίνγκερ-Μίλερ) είναι μια απλή συσκευή, που χρησιμοποιείται συχνά για την ανίχνευση και ποσοτική μέτρηση της ραδιενέργειας (σχήμα 10.3).



Σχήμα 10.3: Σχηματική απεικόνιση ενός μετρητή Geiger-Müller.

Η ραδιενεργός ακτινοβολία έχει ως αποτέλεσμα την απόσπαση ηλεκτρονίων σθένους από τα άτομα του αερίου αργού (Ar) και τη μετατροπή τους σε ιόντα. Τα ηλεκτρικά φαινόμενα που προκαλούνται επιτρέπουν την ποσοτική μέτρηση της ραδιενέργειας, με χρήση κατάλληλης ηλεκτρονικής διάταξης.

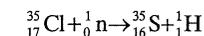
10.3 Πυρηνικές αντιδράσεις

Ο βομβαρδισμός ατομικών πυρήνων με άλλους πυρήνες ή σωματίδια (π.χ. σωματίδια α, νετρόνια, πρωτόνια κ.ά.) μπορεί να προκαλέσει αλλαγές στην ενέργεια και τη φύση τους.

Κάθε φαινόμενο, που έχει ως αποτέλεσμα την αλλαγή της ενεργειακής κατάστασης ή τη μεταβολή του αριθμού των πρωτονίων ή νετρονίων ενός ατομικού πυρήνα, ονομάζεται **πυρηνική αντίδραση**. Στις πυρηνικές αντιδράσεις περιλαμβάνονται και οι ραδιενεργές διασπάσεις.

Η ενέργεια που ανταλλάσσεται με το περιβάλλον κατά τη διάρκεια των πυρηνικών αντιδράσεων είναι συχνά πολύ μεγαλύτερη από αυτήν που ανταλλάσσεται στις χημικές αντιδράσεις.

Μια πυρηνική αντίδραση μπορεί να οδηγήσει στη μετατροπή ενός σταθερού πυρήνα σε ραδιοϊσότοπο. Για παράδειγμα, ο βομβαρδισμός του χλωρίου-35 (σταθερό ισότοπο) με νετρόνια έχει ως αποτέλεσμα τη μετατροπή του σε ραδιενεργό θείο-35.



Με πυρηνικές αντιδράσεις είναι δυνατή, επίσης, η παρασκευή ραδιενεργών ισωτόπων που δεν υπάρχουν στη φύση. Επομένως, τα ραδιοϊσότοπα των στοιχείων μπορεί να είναι *φυσικά* ή *τεχνητά*.

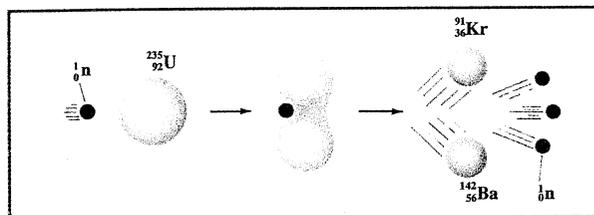
Δύο σημαντικά είδη πυρηνικών αντιδράσεων είναι οι αντιδράσεις **σχάσης** και **σύντηξης**.

Στις αντιδράσεις σχάσης, ένας πυρήνας με μεγάλο μαζικό αριθμό διασπάται σε δύο μικρότερους πυρήνες (σχήμα 10.4). Στις αντιδράσεις σύντηξης, δύο ελαφροί πυρήνες συνενώνονται και σχηματίζουν ένα μεγαλύτερο πυρήνα.

Οι αντιδράσεις σχάσης και σύντηξης συνοδεύονται από έκλυση πολύ μεγάλων ποσών ενέργειας (πυρηνική ενέργεια). Έτσι, βρίσκουν εφαρμογή τόσο στην παραγωγή ωφέλιμης ενέργειας (σχάση), όσο και στην κατασκευή πυρηνικών όπλων (σχάση και σύντηξη).

Το 1934, ο J. F. Joliot και η I. Curie, γαμπρός και κόρη αντίστοιχα των P. και M. Curie, ανακάλυψαν πως τα στοιχεία βόριο και αργίλιο είναι δυνατό να γίνουν ραδιενεργά, αν βομβαρδιστούν με σωματίδια α.

Στη φύση έχουν βρεθεί περίπου 260 σταθερά ισότοπα, αλλά είναι γνωστά πάνω από 1100 ραδιοϊσότοπα. Από αυτά, τα 65 είναι φυσικά και τα υπόλοιπα έχουν δημιουργηθεί τεχνητά με πυρηνικές αντιδράσεις.



Σχήμα 10.4: Σχηματική αναπαράσταση μιας από τις δυνατές αντιδράσεις σχάσης ενός πυρήνα U-235, με βομβαρδισμό με νετρόνια.

Η μετατροπή της μάζας σε ενέργεια περιγράφεται από τη γνωστή εξίσωση του Α. Einstein:

$$E = m \cdot c^2$$

όπου m η μάζα και $c \approx 3 \cdot 10^8$ m/s η ταχύτητα του φωτός.

Σύμφωνα με την εξίσωση αυτή, η ολική μετατροπή 1 mg οποιασδήποτε μάζας σε ενέργεια αποδίδει 90 δισεκατομμύρια Joule.

Σύμφωνα με τη θεωρία της σχετικότητας, η μάζα είναι μια εξαιρετικά συμπυκνωμένη μορφή ενέργειας.

Τα «ίχνη» των ραδιοϊσοτόπων είναι η ακτινοβολία τους.

☛ Σε αντίθεση με τις χημικές αντιδράσεις, στις πυρηνικές αντιδράσεις παραβιάζεται η αρχή διατήρησης της μάζας, αλλά ισχύει η γενικότερη αρχή διατήρησης του αθροίσματος μάζας και ενέργειας. Το άθροισμα των μαζών των πυρήνων που προκύπτουν από μια σχάση υπολείπεται ελάχιστα από τη μάζα του αρχικού πυρήνα που διασπάστηκε. Ομοίως, η μάζα του πυρήνα που προκύπτει από μια σύντηξη είναι ελάχιστα μικρότερη από το άθροισμα των μαζών των αρχικών πυρήνων. Η διαφορά μάζας μεταξύ των προϊόντων και των αντιδρώντων στις αντιδράσεις αυτές μετατρέπεται σε ενέργεια, η οποία εκλύεται στο περιβάλλον.

Σε μια ποσότητα υλικού που αντιδρά (πυρηνικό «καύσιμο»), ο αριθμός των ατομικών πυρήνων που διασπώνται ή συντήκονται είναι πολύ μεγάλος. Έτσι, το συνολικό «έλλειμμα» μάζας αντιστοιχεί, σύμφωνα με την εξίσωση ισοδυναμίας μάζας-ενέργειας, στην έκλυση τεράστιων ποσών ενέργειας.

10.4 Εφαρμογές ραδιενέργειας

10.4.1 Εφαρμογές ραδιοϊσοτόπων

Η ακτινοβολία που εκπέμπουν τα ραδιοϊσότοπα συντελεί στην εύκολη ανίχνευση και τον εντο-

πισμό τους, ακόμα και όταν βρίσκονται σε πολύ μικρές ποσότητες. Η ιδιότητα αυτή καθιστά τα ραδιοϊσότοπα εξαιρετικά χρήσιμα στη μελέτη χημικών και βιολογικών δράσεων, καθώς και σε πολλές τεχνολογικές εφαρμογές.

Τεχνικές με ραδιοϊσότοπα εφαρμόζονται στη μελέτη της ροής των ρευστών, στη μεταλλουργία, στην ορυκτολογία (εντοπισμός πολύτιμων ορυκτών, μεταλλευμάτων και κοιτασμάτων πετρελαίου), σε μετρήσεις ακριβείας στον τομέα των κατασκευών, στον εντοπισμό διαρροών σωληνώσεων, στην πρόληψη πυρκαγιών και αλλού.

Η κατεργασία τροφίμων με ακτινοβολίες ραδιοϊσοτόπων, με σκοπό την απολύμανσή τους και την καταστροφή των παθογόνων μικροοργανισμών που τυχόν περιέχουν, είναι μια μέθοδος που μελετάται εντατικά τις τελευταίες δεκαετίες. Η μέθοδος αυτή, όταν εφαρμόζεται ορθά και σύμφωνα με τις προδιαγραφές ασφαλείας που έχουν θεσπιστεί, φαίνεται να είναι ένα αποτελεσματικό και αξιόπιστο μέσο βελτίωσης της υγιεινής των τροφίμων.

Ιατρική

Ραδιοϊσότοπα χρησιμοποιούνται ευρύτατα στην ιατρική τόσο για διαγνωστικούς, όσο και για θεραπευτικούς σκοπούς. Για παράδειγμα:

Το Na-24 εισάγεται στο αίμα και με παρακολούθηση της ακτινοβολίας του ελέγχεται το κυκλοφορικό σύστημα. Το I-131 χρησιμοποιείται για τον έλεγχο της λειτουργίας του θυρεοειδούς αδένου, ενώ το I-123 χρησιμοποιείται σε τεχνικές ραδιοαπεικόνισης του εγκεφάλου. Το Te-99 εισάγεται στον οργανισμό ασθενών, με κατάποση, και καθιστά δυνατή την απεικόνιση ζωτικών οργάνων, όπως η καρδιά, το συκώτι και οι πνεύμονες.



Σχήμα 10.5: Ραδιοαπεικόνιση εγκεφάλου με χρήση ιωδίου-123. (α) Φυσιολογικός εγκεφάλος. (β) Εγκέφαλος ασθενούς που πάσχει από τη νόσο Alzheimer.

Τα καρκινικά κύτταρα είναι πολύ πιο ευαίσθητα στις ακτινοβολίες από τα υγιή. Για το λόγο αυτό, η ακτινοβολία των ραδιοϊσοτόπων χρησιμοποιείται για την καταστροφή των καρκινικών κυττάρων και τη θεραπεία διαφόρων μορφών καρκίνου.

Έτσι, ο καρκίνος του θυρεοειδούς καταπολεμάται με εισαγωγή και εκλεκτική απορρόφηση I-131 από τον κακοήθη όγκο, με αποτέλεσμα τη συρρίκνωσή του. Επίσης, ο P-32 χρησιμοποιείται για τη θεραπεία της λευχαιμίας και του καρκίνου του δέρματος, ενώ το Co-60 και το Cs-137 για άλλες μορφές καρκίνου.

Η ακτινοβολία των ραδιοϊσοτόπων αναπόφευκτα καταστρέφει και υγιή κύτταρα δημιουργώντας συχνά σοβαρές παρενέργειες στους ασθενείς.

Τέλος, ακτινοβολία γ από ραδιοϊσότοπα χρησιμοποιείται και για την αποστείρωση ιατρικών εργαλείων.

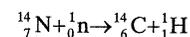
Αρχαιολογία-Ραδιοανθρακική χρονολόγηση

Ο σταθερός ρυθμός με τον οποίο πραγματοποιείται η αυθόρμητη ραδιενεργός διάσπαση, καθιστά δυνατή τη χρήση ορισμένων ραδιοϊσοτό-

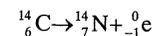
πων στον προσδιορισμό της ηλικίας αρχαιολογικών ευρημάτων και γεωλογικών σχηματισμών.

Η μέθοδος του άνθρακα-14 χρησιμοποιείται, κυρίως, στην αρχαιολογία για την εκτίμηση της ηλικίας ευρημάτων οργανικής προέλευσης. Η τεχνική αυτή ονομάζεται και ραδιοανθρακική χρονολόγηση.

Το ραδιοϊσότοπο ^{14}C παράγεται με σταθερό ρυθμό από την πυρηνική αντίδραση βομβαρδισμού του αζώτου της ατμόσφαιρας από νετρόνια της κοσμικής ακτινοβολίας:



Οι πυρήνες του, όμως, διασπώνται ραδιενεργά:



Έτσι, η συνολική ποσότητά του C-14 στην ατμόσφαιρα είναι περίπου σταθερή.

Ο C-14 αντιδρά με το οξυγόνο της ατμόσφαιρας, όπως και το σταθερό ισότοπο C-12, σχηματίζοντας διοξείδιο του C-14.

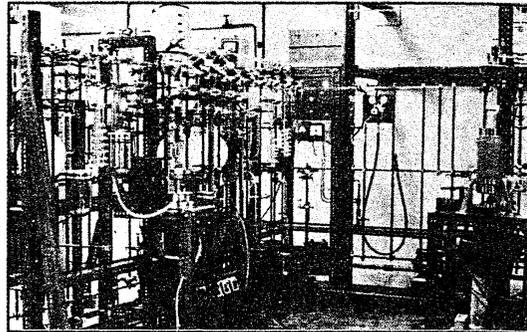
Το $^{14}\text{CO}_2$, μαζί με το $^{12}\text{CO}_2$, απορροφάται από τους φυτικούς οργανισμούς με τη διαδικασία της φωτοσύνθεσης και στη συνέχεια μεταφέρεται μέσω της τροφικής αλυσίδας στους ζωικούς οργανισμούς.

Η ποσότητα του C-14 στα φυτά και τα ζώα παραμένει σταθερή κατά τη διάρκεια της ζωής τους. Μετά το θάνατό τους, όμως, η πρόσληψη του ραδιοϊσοτόπου σταματά και η ποσότητα που ήδη υπάρχει στους ιστούς μειώνεται συνεχώς, λόγω της ραδιενεργού διάσπασης.

Ο ρυθμός διάσπασης ενός ραδιοϊσοτόπου εκφράζεται με το χρόνο ημιζωής του.

Τα ραδιοϊσότοπα χρησιμοποιούνται σαν «ατομικά ρολόγια».

Ο άνθρακας συναντάται στη φύση, βασικά, με τη μορφή δύο σταθερών ισοτόπων του: του άνθρακα-12 (98,892%) και του άνθρακα-13 (1,108%). Οι ποσότητες του ραδιοϊσοτόπου άνθρακα-14 είναι εξαιρετικά μικρές.



Σχήμα 10.6: Τμήμα εγκατάστασης ραδιοχρονολόγησης με άνθρακα-14.

Η ραδιενέργεια του C-14 που μετράται στους ζωντανούς οργανισμούς, καθώς και στην ατμόσφαιρα, είναι ίση με 0,255 Bq ανά g άνθρακα ή 15,3 διασπάσεις/mn·g άνθρακα.

Υπολογίζεται ότι οι δοκιμές πυρηνικών όπλων έχουν αυξήσει την περιεκτικότητα της ατμόσφαιρας σε άνθρακα-14 κατά 10% περίπου.

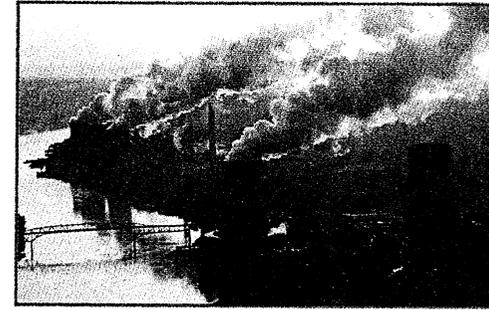
Η εξαιρετικά μικρή ποσότητα του C-14 στην οργανική ύλη δεν μπορεί να μετρηθεί άμεσα, αλλά ανιχνεύεται από τη ραδιενέργεια που εκπέμπει. Έτσι, αν η ραδιενέργεια ενός ευρήματος είναι η μισή από αυτήν που εξέπεμπε όταν ήταν «ζωντανό», οι πυρήνες έχουν μειωθεί στο μισό του αρχικού αριθμού τους και το εύρημα έχει ηλικία ίση με το χρόνο ημιζωής, 5730 χρόνια. Αν η ραδιενέργεια είναι το 1/4 της αρχικής, έχουν μείνει οι μισοί από τους μισούς αρχικούς πυρήνες και η ηλικία του ευρήματος είναι $2 \times 5730 = 11460$ χρόνια.

Η ραδιοχρονολόγηση με C-14 δίνει ικανοποιητικά αποτελέσματα στον προσδιορισμό της ηλικίας ευρημάτων από 500 έως 40000 χρόνια.

10.4.2 Πυρηνική ενέργεια

Ο πρώτος πυρηνικός αντιδραστήρας λειτούργησε το 1942 στο Σικάγο των Η.Π.Α.

Η πυρηνική ενέργεια σχάσης χρησιμοποιείται για την παραγωγή ηλεκτρικής ενέργειας σε *πυρηνικούς σταθμούς* ή *εργοστάσια*. Η εκμετάλλευση της ενέργειας των αντιδράσεων σχάσης επιτυγχάνεται σε διατάξεις, οι οποίες ονομάζονται *πυρηνικοί αντιδραστήρες*. Η ασφάλεια στους πυρηνικούς σταθμούς είναι ένα θέμα εξαιρετικά κρίσι-



Σχήμα 10.7: Πυρηνικός σταθμός παραγωγής ηλεκτρικής ενέργειας.

μο, γιατί οι αντιδράσεις σχάσης πραγματοποιούνται «αλυσιδωτά» και εύκολα μπορούν να ξεφύγουν από κάθε έλεγχο.

Η πυρηνική ενέργεια χρησιμοποιείται, επίσης, για στρατιωτικούς σκοπούς. Οι ατομικές βόμβες σχάσης και οι θερμοπυρηνικές βόμβες σύντηξης, που βρίσκονται αποθηκευμένες στα οπλοστάσια πολλών κρατών, είναι όπλα ικανά για απελευθέρωση τρομακτικών ποσών ενέργειας σε ελάχιστο χρόνο.

Η εκμετάλλευση της πυρηνικής σύντηξης για την παραγωγή ωφέλιμης ενέργειας θεωρείται ότι μπορεί να αποτελέσει μια αστείρευτη πηγή ενέργειας στο μέλλον. Η ελεγχόμενη σύντηξη συναντά, προς το παρόν, αξεπέραστα τεχνολογικά προβλήματα, αλλά θεωρείται ότι θα είναι τεχνικά κατά πολύ ασφαλέστερη της σημερινής πυρηνικής τεχνολογίας.

Η πυρηνική ενέργεια ενέχει πολλούς και σοβαρούς κινδύνους, αλλά βοηθά ταυτόχρονα στη λύση του ενεργειακού προβλήματος της ανθρωπότητας, αρκεί η χρήση της να διέπεται από αυστηρούς κανονισμούς ασφαλείας.

Τα γνωστότερα ατυχήματα σε πυρηνικούς σταθμούς είναι αυτό στο Three Mile Island στα Η.Π.Α. το 1979, αλλά κυρίως στο Chernobyl της Ουκρανίας το 1986. Το ατύχημα στο Chernobyl είχε πολύ σοβαρές περιβαλλοντικές επιπτώσεις.

Ο ίδιος ο Ήλιος είναι ένας τεράστιος (θερμοπυρηνικός) αντιδραστήρας, στον οποίο απελευθερώνεται ενέργεια από αντιδράσεις σύντηξης.

10.5 Επιλογος

Το ουράνιο-235 είναι το κύρια χρησιμοποιούμενο πυρηνικό καύσιμο. Οι αντιδράσεις σχάσης του μέσα στους πυρηνικούς αντιδραστήρες οδηγούν σταδιακά στη δημιουργία περισσότερων από 300 στοιχείων, από τα οποία τα 180 είναι ραδιενεργά. Επικίνδυνα στοιχεία, που παράγονται σε μεγάλες ποσότητες, είναι το στρόντιο-90 και το κάισιο-137.

Η ραδιενεργός ακτινοβολία αποτελεί έναν άορατο εχθρό, με σοβαρές επιπτώσεις στο περιβάλλον και την ανθρώπινη υγεία. Η πυρηνική βιομηχανία παραγωγής ηλεκτρισμού, τα ορυχεία εξόρυξης ουρανίου, καθώς και ερευνητικά κέντρα ή νοσοκομεία, που χρησιμοποιούν ραδιοϊσότοπα, είναι πηγές ραδιενεργών αποβλήτων. Η συσσώρευση αυτών αυξάνει επικίνδυνα τα ποσοστά ακτινοβολίας που δέχονται οι ζωντανοί οργανισμοί.

Ξεχωριστά πρέπει να αναφερθούν οι δοκιμές πυρηνικών όπλων και τα ατυχήματα σε πυρηνικούς σταθμούς, που επιβαρύνουν δραματικά το περιβάλλον με ακτινοβολία και ραδιενεργά υλικά.

Η κύρια πηγή ραδιενεργών αποβλήτων είναι η πυρηνική βιομηχανία. Καθώς, η ραδιενέργεια δεν μπορεί να εξουδετερωθεί, παρά μόνο με αποθήκευση των ραδιενεργών υλικών για πολύ μεγάλο χρονικό διάστημα, η απαλλαγή από τα απόβλητα αποτελεί ένα πολύ δύσκολο πρόβλημα. Η ραδιενέργεια των αποβλήτων, στις περιοχές όπου αποθηκεύονται, απειλεί με εκτεταμένη ρύπανση τη βιόσφαιρα. Έτσι, η επιλογή του τόπου καθώς και του τρόπου αποθήκευσης πρέπει να γίνεται με εξαιρετική προσοχή και μακρόπνοο σχεδιασμό.

Η αλόγιστη χρήση της ραδιενέργειας και της πυρηνικής ενέργειας σε τεχνολογικές εφαρμογές αλλά και δοκιμές πυρηνικών όπλων, καθώς και η κακή διαχείριση των ραδιενεργών αποβλήτων, εμπειριέχουν τεράστιους κινδύνους για το περιβάλλον και τον άνθρωπο.

Αντίθετα, η ορθολογική διαχείριση της πυρηνικής τεχνολογίας σε ειρηνικές εφαρμογές είναι ή μπορεί να γίνει ένα ισχυρό «όπλο» στα χέρια της ανθρωπότητας.

ΑΝΑΚΕΦΑΛΑΙΩΣΗ

Ραδιενέργεια ονομάζεται το φαινόμενο της αυθόρμητης ακτινοβολίας ορισμένων ασταθών στοιχείων. Το φαινόμενο αυτό έχει σχέση με μεταβολές στους πυρήνες των ατόμων και όχι με τα ηλεκτρόνια τους. Τα στοιχεία που εκπέμπουν ραδιενέργεια ονομάζονται ραδιενεργά. Τα ραδιενεργά ισότοπα των στοιχείων ονομάζονται ραδιοϊσότοπα και μπορεί να είναι φυσικά ή τεχνητά.

Η εκπομπή σωματιδίων α και β ονομάζεται ραδιενεργός διάσπαση και έχει ως αποτέλεσμα τη μεταβολή του ατομικού αριθμού των πυρήνων. Η ραδιενεργός διάσπαση συνοδεύεται συχνά από εκπομπή ακτινοβολίας γ.

Ο χρόνος ημιζωής ενός ραδιοϊσοτόπου είναι το χρονικό διάστημα μέσα στο οποίο διασπώνται ραδιενεργά οι μισοί από τους πυρήνες του. Είναι ένα χαρακτηριστικό μέγεθος για κάθε ραδιοϊσότοπο.

Η ραδιενεργός ακτινοβολία μεταφέρει ενέργεια, η οποία επιδρά με διάφορους τρόπους στην ύλη. Προκαλεί βλάβες στους βιολογικούς ιστούς των ζωντανών οργανισμών και επιφέρει αλλοιώσεις στο γενετικό υλικό των κυττάρων.

Η ραδιενέργεια μετράται σε αριθμό διασπάσεων ραδιενεργών πυρήνων στη μονάδα του χρόνου, με ειδικές συσκευές (απαριθμητές) που καταγράφουν αριθμούς σωματιδίων. Η ενέργεια της ραδιενεργού ακτινοβολίας, καθώς και τα χημικά και βιολογικά της αποτελέσματα, μετρώνται με κατάλληλες, για κάθε περίπτωση, μονάδες.

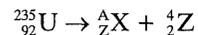
Κάθε φαινόμενο που έχει ως αποτέλεσμα την αλλαγή της ενεργειακής κατάστασης ή τη μεταβολή της φύσης ενός ατομικού πυρήνα, ονομάζεται πυρηνική αντίδραση. Δύο σημαντικά είδη πυρηνικών αντιδράσεων είναι οι αντιδράσεις σχάσης και σύντηξης. Η πυρηνική σχάση χρησιμοποιείται ευρύτατα για την παραγωγή ενέργειας.

Τα ραδιοϊσότοπα χρησιμοποιούνται στην ιατρική (για διαγνωστικούς και θεραπευτικούς σκοπούς), στην αρχαιολογία (για την εκτίμηση της ηλικίας αρχαιολογικών ευρημάτων), στη γεωλογία, στη βιολογία και σε διάφορες τεχνολογικές εφαρμογές.

ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ - ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Ποιοι μπορεί να είναι οι τύποι της ακτινοβολίας που εκπέμπεται από τους πυρήνες των ατόμων ενός στοιχείου, χωρίς προηγούμενες αυτές να έχουν υποστεί οποιαδήποτε επίδραση από το περιβάλλον; Ποιες είναι οι μεταβολές που μπορεί να συμβαίνουν στους πυρήνες του στοιχείου αυτού;
2. Να δοθεί ο ορισμός των ακόλουθων όρων:
ραδιενεργός διάσπαση, ραδιονουκλίδια, πυρηνική αντίδραση, σχάση, πυρηνική ενέργεια, δόση έκθεσης, απορροφούμενη δόση, βιολογικά αποτελεσματική δόση απορρόφησης.
3. Ο χρόνος ημιζωής εκφράζει:
 - α. το μισό του συνολικού χρόνου που μια ποσότητα ενός στοιχείου εκπέμπει ραδιενεργό ακτινοβολία
 - β. το χρόνο μετά από τον οποίο οι μισοί από τους πυρήνες μιας ποσότητας ενός ραδιοϊσοτόπου είναι ακόμα ραδιενεργοί
 - γ. το μισό χρόνο ζωής βιολογικών ιστών μετά από ακτινοβόλησή τους
 - δ. το χρόνο απορρόφησης του άνθρακα-14 από τους ζωντανούς οργανισμούς.
 Να επιλεγεί η σωστή απάντηση.
4. Το πλήθος των πυρήνων ενός ραδιοϊσοτόπου, κάποια χρονική στιγμή, είναι Α. Το πλήθος τους μετά από χρόνο ίσο με $t_{1/2}$ είναι Β. Μετά την πάροδο επιπλέον χρόνου $t_{1/2}$, το πλήθος τους γίνεται ίσο με Γ. Ποια είναι η μαθηματική σχέση που συνδέει τα Α και Β; Ποια είναι η σχέση μεταξύ Β και Γ και ποια μεταξύ Α και Γ; Να εξαχθούν παρόμοιες σχέσεις για το πλήθος των πυρήνων μετά την πάροδο άλλων δύο χρόνων ημιζωής.
5. Το ραδιοϊσότοπο ράδιο-226 έχει χρόνο ημιζωής 1600 χρόνια.
 - α) Από μια ποσότητα πυρήνων του ραδιοϊσοτόπου που απομονώθηκε σήμερα, πόση θα έχει απομείνει μετά από 3200 χρόνια;
 - β) Πόσα χρόνια πρέπει να περάσουν για να διασπαστούν τα $7/8$ της σημερινής του ποσότητας;

6. Μια ποσότητα πυρήνων, οποιουδήποτε ραδιοϊσοτόπου, μετά από χρόνο δεκαπλάσιο του χρόνου ημιζωής του, ουσιαστικά έχει διασπαστεί πλήρως. Μετά από πόσο χρόνο μια ποσότητα στροντίου-90 (Sr-90) που διέρρευσε στο περιβάλλον από πυρηνικό ατύχημα θα πάψει να είναι πλέον ραδιενεργή; Αν υποθεθεί ότι ένα πέτρωμα ουρανίου υπάρχει στο φλοιό της Γης εδώ και 2 δισεκατομμύρια χρόνια και δεν υφίσταται εξωτερικές επιδράσεις, τότε θα πάψει να είναι ραδιενεργό το ουράνιο-235 που περιέχει; Να χρησιμοποιηθούν οι χρόνοι ημιζωής που δίνονται στο κείμενο.
7. Το θάλλιο-206 (Tl-206) μετατρέπεται σε μόλυβδο-206 (Pb-206) με ραδιενεργό διάσπαση β. Ο χρόνος ημιζωής της διάσπασης του Tl-206 είναι 4,2 mn. Αν η αρχική ποσότητα του Tl-206 είναι 6×10^{18} πυρήνες, πόσοι πυρήνες Pb-206 έχουν σχηματιστεί μετά από 8,4 mn;
8. Κατά τη ραδιοανθρακική χρονολόγηση δειγμάτων ξύλου που βρέθηκαν σε περιοχή που στο παρελθόν είχε προσβληθεί από παγετώνες, διαπιστώθηκε ότι η εκπεμπόμενη ραδιενέργεια λόγω άνθρακα-14 είναι το 25% αυτής που μετράται σήμερα σε «ζωντανό» ξύλο (256 Bq/kg ξύλου). Πόσα Bq/g ξύλου και πόσες διασπάσεις/mn·g ξύλου είναι η ραδιενέργεια που μετρήθηκε στα δείγματα του ξύλου; Πότε προσβλήθηκε η περιοχή από παγετώνες;
9. Να αναφερθούν δυο διαφορές μεταξύ των πυρηνικών και των χημικών αντιδράσεων.
10. Η θερμότητα καύσης του άνθρακα είναι 94 kcal/mol. Ποια μάζα άνθρακα (σε τόνους) πρέπει να καεί για να εκλυθεί τόση ενέργεια, όση ελευθερώνεται κατά την πραγματοποίηση μιας πυρηνικής αντίδρασης, στην οποία παρατηρείται έλλειμμα μάζας 1g;
11. Ποιος είναι ο ατομικός και ποιος ο μαζικός αριθμός του νουκλιδίου X, που προκύπτει από την πυρηνική αντίδραση:

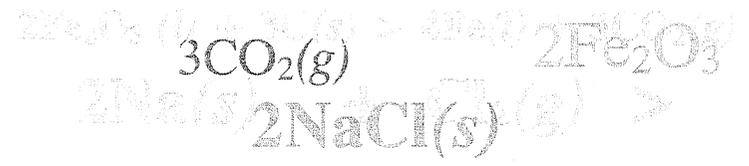


Σε ποιο στοιχείο ανήκει το νουκλίδιο X;

12. Να γίνει η αντιστοίχιση μεταξύ των μονάδων της στήλης (I) και των μεγεθών που περιέχονται στη στήλη (II)

(I)	(II)
1 Curie (Ci)	<ul style="list-style-type: none"> • δόση απορρόφησης ακτινοβολίας • ραδιενέργεια • απορροφούμενη δόση ακτινοβολίας σε σχέση με τις βιολογικές της επιπτώσεις
1 rem	
1 Gray (Gy)	

13. Να αναφερθούν εφαρμογές ραδιοϊσοτόπων του ιωδίου στην ιατρική.



Γλωσσάρι

Γλωσσάρι

αγωγιμότητα ηλεκτρική: το μέγεθος που εκφράζει την ικανότητα ενός σώματος να διαρρέεται από ηλεκτρικό ρεύμα. Είναι το αντίστροφο της ηλεκτρικής αντίστασης.

αλλοτροπία: η ιδιότητα ενός στοιχείου να παρουσιάζει διαφορετικές μορφές (δομές), ανάλογα με τις συνθήκες, ενώ βρίσκεται στην ίδια φυσική κατάσταση. Στην περίπτωση χημικών ενώσεων, το φαινόμενο αυτό ονομάζεται πολυμορφισμός.

αλλοτροπικές μορφές: οι διάφορες μορφές που μπορεί να έχει κάποιο στοιχείο, το οποίο εμφανίζει αλλοτροπία.

άλφα ακτινοβολία: ροή σωματιδίων άλφα.

άλφα σωματίδια: σωματίδια με θετικό φορτίο (+2) που αποτελούνται από δυο πρωτόνια και δυο νετρόνια. Αντιστοιχούν σε πυρήνες ηλίου (${}^4_2\text{He}^{2+}$) και εκπέμπονται κατά τη ραδιενεργό διάσπαση ορισμένων ατομικών πυρήνων.

αναγωγή: η πρόσληψη ηλεκτρονίων από ένα άτομο με αποτέλεσμα τη μείωση του αριθμού οξειδωσής του.

αναμίξιμα υγρά: τα υγρά που μπορούν να αναμιχθούν σε οποιαδήποτε αναλογία.

ανιόν: αρνητικά φορτισμένο ιόν.

ανιχνευτές ραδιενέργειας: υλικά ή διατάξεις με τη χρήση των οποίων γίνεται αντιληπτή η ραδιενεργός ακτινοβολία.

άνοδος: ο θετικός πόλος τάσης σε καθοδικό σωλήνα ή, γενικότερα, ένα ηλεκτρόδιο στο οποίο πραγματοποιείται οξειδωση.

απόλυτο μηδέν: η θερμοκρασία 0 K της κλίμακας απόλυτων θερμοκρασιών (Kelvin). Είναι η χαμηλότερη θεωρητικά δυνατή θερμοκρασία και αντιστοιχεί σε $-273,15\text{ }^{\circ}\text{C}$.

ασθενής ηλεκτρολύτης: ουσία που διίσταται (ιονίζεται) μερικά σε ιόντα κατά τη διάλυσή της, δηλαδή, ουσία που η διάστασή (ιονισμός) της σε διάλυμα δεν είναι ποσοτική.

αυτο-ιονισμός: η διαδικασία κατά την οποία τα μόρια του νερού ιονίζονται αυθόρμητα, σε μικρό ποσοστό, παρέχοντας ιόντα υδρογόνου και υδροξυλίου.

βήτα ακτινοβολία: ροή σωματιδίων βήτα.

βήτα σωματίδια: ηλεκτρόνια (${}_{-1}^0\text{e}$) που εκπέμπονται από ορισμένους ατομικούς πυρήνες κατά τη ραδιενεργό διάσπασή τους.

βιόσφαιρα: κάθε σημείο της Γης όπου υπάρχει ζωή. Εκτείνεται από τα βάθη των ωκεανών μέχρι, τουλάχιστον, 10 km πάνω από την επιφάνεια της θάλασσας και καλύπτει σχεδόν όλη την επιφάνεια του πλανήτη.

γάμμα ακτινοβολία: διεισδυτική ηλεκτρομαγνητική ακτινοβολία που εκπέμπεται από ραδιενεργούς πυρήνες.

γενετικές αλλοιώσεις: βλάβες στα γονίδια και χρωμοσώματα ζωντανών οργανισμών, που μπορεί να μεταφερθούν στις επόμενες γενεές.

δείκτες: ασθενή οξέα ή βάσεις, τα μόρια των οποίων έχουν διαφορετικό χρώμα από τα ιόντα στα οποία ιονίζονται.

δεσμικό ζεύγος ηλεκτρονίων: κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων σε ομοιοπολικούς ή ημιπολικούς δεσμούς.

διαμοριακές αλληλεπιδράσεις: οι ελκτικές δυνάμεις που εξασκούνται μεταξύ των μορίων των υγρών και στερεών.

διάσταση: η διαδικασία σχηματισμού ιόντων κατά τη διάλυση ιοντικών ενώσεων.

διατομικό μόριο: μόριο που αποτελείται από δύο άτομα.

διεισδυτική ακτινοβολία: ακτινοβολία (ηλεκτρομαγνητική ή σωματιδίων) που διαπερνά την ύλη.

ελατότητα: η ιδιότητα ενός υλικού να μπορεί να μετατραπεί σε λεπτά φύλλα όταν σφυρηλατηθεί.

έλλειμμα μάζας πυρήνα: η διαφορά μάζας μεταξύ ενός ατομικού πυρήνα και του αθροίσματος των μαζών των διακεκριμένων νουκλεονίων που περιέχει. Στις πυρηνικές αντιδράσεις σχάσης και σύντηξης ισοδυναμεί με την ενέργεια που εκλύεται.

ενέργεια δεσμού: η ενέργεια που απαιτείται για τη διάσπαση ενός χημικού δεσμού.

ένζυμο: πρωτεϊνική ουσία που δρα ως καταλύτης σε χημικές αντιδράσεις στους ζωντανούς οργανισμούς.

εφυδάτωση: το φαινόμενο κατά το οποίο τα ιόντα μιας διαλυμένης στο νερό ουσίας ενώνονται με χαλαρούς δεσμούς (ιόντος-διπόλου) με μόρια του νερού.

ηλεκτρόδιο: μεταλλικός, συνήθως, αγωγός μέσω του οποίου μεταφέρονται ηλεκτρόνια. Αποτελεί το θετικό ή αρνητικό πόλο ηλεκτρικών διατάξεων.

ηλεκτρολύτης: χημική ουσία, η οποία κατά τη διάλυσή της παράγει ιόντα, δίνοντας ηλεκτρικά αγωγικά διαλύματα.

ηλεκτρομαγνητική ακτινοβολία: εκπομπή και μετάδοση ενέργειας με τη μορφή ηλεκτρομαγνητικών κυμάτων. Διαδίδεται στο κενό με την ταχύτητα του φωτός. Το ορατό φως, οι ακτίνες X και οι ακτίνες γ είναι ηλεκτρομαγνητική ακτινοβολία.

ηλεκτρονική δομή: η περιγραφή του τρόπου με τον οποίο κατανέμονται τα ηλεκτρόνια γύρω από τον πυρήνα ενός ατόμου.

ηλεκτρονική τροχιά: η τροχιά που ακολουθεί ένα ηλεκτρόνιο κατά την κίνηση του γύρω από τον πυρήνα στις επιτρεπόμενες στιβάδες του Bohr.

θεμελιώδης κατάσταση: η κατάσταση στην οποία ένα άτομο χαρακτηρίζεται από ελάχιστη ενέργεια.

θερμοπυρηνική αντίδραση: η πυρηνική αντίδραση σύντηξης.

θερμότητα: η ενέργεια που μεταφέρεται μεταξύ δυο σωμάτων λόγω διαφοράς θερμοκρασίας.

ίζημα: αδιάλυτο στερεό που διαχωρίζεται από διάλυμα.

ιόν: ηλεκτρικά φορτισμένο άτομο ή ομάδα ατόμων.

ιονισμός: η διαδικασία σχηματισμού ιόντων κατά τη διάλυση ομοιοπολικών ενώσεων που αποτελούνται από διακριτά μόρια.

ισχυρός ηλεκτρολύτης: ουσία που διίσταται (ιονίζεται) πλήρως, δηλαδή ποσοτικά, σε ιόντα κατά τη διάλυσή της.

καθοδικές ακτίνες: ροή ηλεκτρονίων που παράγονται κατά την εφαρμογή υψηλής ηλεκτρικής τάσης ανάμεσα σε δύο ηλεκτρόδια, σε σωλήνα από τον οποίον έχει αφαιρεθεί ο αέρας.

κάθοδος: ο αρνητικός πόλος τάσης σε καθοδικό σωλήνα ή, γενικότερα, ένα ηλεκτρόδιο στο οποίο πραγματοποιείται αναγωγή.

κατιόν: θετικά φορτισμένο ιόν.

κβάντο: το μικρότερο ποσό ή «πακέτο» ενέργειας που μπορεί να εκπέμφθει ή να απορροφηθεί.

κοσμική ακτινοβολία: το σύνολο των σωματιδίων διάφορων ειδών (πρωτόνια, νετρόνια, σωματίδια α κλπ.), τα οποία κατευθύνονται προς τη Γη με ταχύτητες που πλησιάζουν την ταχύτητα του φωτός και προέρχονται από όλες τις διευθύνσεις του διαστήματος.

κράμα: ομογενές ή ετερογενές μίγμα περισσότερων από ένα στοιχείων, από τα οποία το ένα τουλάχιστον είναι μέταλλο. Τα κράματα εμφανίζουν τις χαρακτηριστικές ιδιότητες της μεταλλικής κατάστασης αλλά και μερικές ιδιότητες που δε συναντώνται στα καθαρά μέταλλα.

κρυσταλλικό πλέγμα: τρισδιάστατη, περιοδικά επαναλαμβανόμενη διάταξη των δομικών μονάδων των στερεών.

κρυσταλλικό στερεό: στερεό, οι δομικές μονάδες του οποίου συγκροτούν ένα κρυσταλλικό πλέγμα. Οι κόκκοι ενός κρυσταλλικού στερεού αποτελούνται από επίπεδες επιφάνειες, οι οποίες σχηματίζουν χαρακτηριστικές γωνίες μεταξύ τους.

μακροσκοπικός: πολύ μεγάλος σε σύγκριση με τις διαστάσεις των ατόμων.

μήκος κύματος: η απόσταση μεταξύ δύο διαδοχικών κυματικών κορυφών, π.χ. στην ηλεκτρομαγνητική ακτινοβολία. Όσο μικρότερο είναι το μήκος κύματος, τόσο μεγαλύτερη είναι η ενέργεια της ακτινοβολίας.

μηχανική ενέργεια: άθροισμα της δυναμικής και της κινητικής ενέργειας ενός σώματος.

μικροσκοπικός: μικρός, της τάξης των διαστάσεων των ατόμων ή μικρότερος.

μοριακό στερεό: στερεό που αποτελείται από διακεκριμένα μόρια.

μόριο: το μικρότερο σωματίδιο ενός στοιχείου ή μιας χημικής ένωσης που διατηρεί τις χημικές του/της ιδιότητες.

νουκλεόνιο: σωματίδιο (πρωτόνιο ή νετρόνιο) που βρίσκεται στον πυρήνα του ατόμου.

όζον: αλλοτροπική μορφή του οξυγόνου (O₃).

ολκιμότητα: η ιδιότητα ενός υλικού να μπορεί να μετατραπεί σε σύρματα.

οξειδωση: η απώλεια ηλεκτρονίων από ένα άτομο με αποτέλεσμα την αύξηση του αριθμού οξειδωσής του.

ορυκτό: φυσικό, στερεό και ομογενές υλικό που συναντάται στην επιφάνεια ή εξορύσσεται από το εσωτερικό του φλοιού της Γης και από το οποίο μπορούν να εξαχθούν, με ειδικές κατεργασίες, μία ή περισσότερες καθαρές χημικές ουσίες.

ουσία: ένας απλός, καθαρός τύπος ύλης.

πλάσμα: η τέταρτη κατάσταση της ύλης, στην οποία όλα τα υλικά -ανεξάρτητα από το αν σε συνήθη θερμοκρασία και πίεση είναι στερεά, υγρά ή αέρια- βρίσκονται υπό μορφή αερίου, που συνίσταται από θετικά ιόντα και ηλεκτρόνια (ιονισμένο αέριο).

ποιοτική ανάλυση: η αναγνώριση των ουσιών που περιέχονται σε ένα δείγμα ύλης.

πολυατομικό ιόν: ηλεκτρικά φορτισμένη ομάδα δύο ή περισσότερων ατόμων που συνδέονται μεταξύ τους με χημικούς δεσμούς.

πολυπρωτική βάση: βάση, που κατά τη διάλυσή της στο νερό παρέχει περισσότερα από ένα ιόντα υδροξυλίου (OH^-), για κάθε μόριο της που διίσταται.

πολυπρωτικό οξύ: οξύ, που κατά τη διάλυσή του στο νερό παρέχει περισσότερα από ένα ιόντα υδρογόνου (H^+), για κάθε μόριο του που ιονίζεται.

ποσοτική ανάλυση: ο προσδιορισμός της ποσότητας μιας δεδομένης ουσίας, που περιέχεται σε ένα δείγμα ύλης.

πυρηνικά καύσιμα: υλικά που χρησιμοποιούνται στους πυρηνικούς αντιδραστήρες για την παραγωγή ενέργειας από αντιδράσεις σχάσης.

πυρηνική ενέργεια: ενέργεια που εκλύεται ως αποτέλεσμα πυρηνικών αντιδράσεων, κυρίως σχάσης ή σύντηξης.

πυρηνικοί αντιδραστήρες: διατάξεις στις οποίες επιτυγχάνεται η μετατροπή πυρηνικής ενέργειας από αντιδράσεις σχάσης, σε άλλη μορφή ωφέλιμης ενέργειας, όπως είναι ο ηλεκτρισμός.

ραδιενεργά απόβλητα: άχρηστα παραπροϊόντα από πυρηνικούς σταθμούς (πυρηνικά απόβλητα) ή απόβλητα ορυχείων εξόρυξης ουρανίου, ερευνητικών κέντρων και νοσοκομείων που χρησιμοποιούν ραδιοϊσότοπα. Χαρακτηρίζονται, γενικά, από επικίνδυνα για το περιβάλλον επίπεδα ραδιενέργειας.

ραδιονουκλίδιο: το ραδιενεργό ισότοπο ενός στοιχείου.

σπιν (spin): η περιστροφή ενός σώματος γύρω από τον άξονά του. Στην κβαντομηχανική εκφράζει την ιδιοπεριστροφή του ηλεκτρονίου, όπως και άλλων στοιχειωδών σωματιδίων ή και του πυρήνα. Το σπιν συνδέεται με τις μαγνητικές ιδιότητες των ηλεκτρονίων.

στοιχειομετρία αντίδρασης: η αριθμητική σχέση που συνδέει τις ποσότητες των αντιδρώντων και των προϊόντων στις χημικές αντιδράσεις. Εκφράζεται με τους στοιχειομετρικούς συντελεστές στις χημικές εξισώσεις.

συμπιεστότητα: η ιδιότητα των ουσιών να ελαττώνεται ο όγκος που καταλαμβάνουν με άσκηση εξωτερικής πίεσης.

σύσταση (χημική): τα στοιχεία ή οι χημικές ενώσεις από τα οποία αποτελείται ένα υλικό (ποιοτική σύσταση), καθώς και οι ποσοτικές τους αναλογίες (ποσοτική σύσταση).

συχνότητα: ο αριθμός των κυμάτων που περνούν από δεδομένο σημείο στη μονάδα του χρόνου, π.χ. στην ηλεκτρομαγνητική ακτινοβολία. Η συχνότητα είναι μέγεθος αντίστροφα ανάλογο του μήκους κύματος.

τάση ατμών: η πίεση που ασκούν οι ατμοί ενός υγρού ή στερεού σώματος, όταν οι ατμοί και το υγρό ή το στερεό βρίσκονται σε ισορροπία. Εκφράζει την τάση των μορίων του υγρού ή του στερεού να εξατμισθούν από την επιφάνειά του.

τυπική μάζα: το άθροισμα των μαζών των ατόμων που συμπεριλαμβάνονται στο χημικό τύπο μιας χημικής ένωσης, ανεξάρτητα αν αυτή αποτελείται από μόρια ή όχι.

υποατομικά σωματίδια: τα σωματίδια με διαστάσεις μικρότερες από αυτές των ατόμων, δηλαδή, τα σωματίδια που δομούν το άτομο, συμπεριλαμβανομένου και του πυρήνα του.

φάσμα ατομικό: η κατανομή της ενέργειας της ακτινοβολίας που εκπέμπει ή απορροφά ένα άτομο, μεταξύ διάφορων μηκών κύματος.

φθορισμός: εκπομπή ηλεκτρομαγνητικής ακτινοβολίας από τα άτομα ενός σώματος, που οφείλεται στη διέγερσή τους από κάποια μορφή ενέργειας.

φυσικές ιδιότητες: οι ιδιότητες μιας ουσίας, που η μεταβολή τους δε συνοδεύεται από αλλαγή της χημικής σύστασης της ουσίας.

φωσφορισμός: ο φθορισμός που παραμένει και μετά τη διακοπή της διέγερσης των ατόμων ενός σώματος.

φωτόνιο: σωματίδιο με μηδενική μάζα και καθορισμένη ενέργεια, που αποτελεί το ελάχιστο ενεργειακό «πακέτο» (κβάντο) της ηλεκτρομαγνητικής ακτινοβολίας. Η ενέργεια ενός φωτονίου είναι ανάλογη της συχνότητας της ακτινοβολίας.

φωτοσύνθεση: διεργασία, που πραγματοποιείται στο πράσινο μέρος των φυτών με την παρουσία ηλιακού φωτός και έχει ως αποτέλεσμα τη μετατροπή του ατμοσφαιρικού CO₂ και του νερού σε υδατάνθρακες και οξυγόνο.

χημικές ιδιότητες: οι ιδιότητες μιας ουσίας, που περιγράφουν τη σύσταση και τη δραστηριότητά της, δηλαδή, πώς η ουσία αντιδρά και πώς μετατρέπεται σε άλλες ουσίες.

χημική ενέργεια: η ενέργεια που είναι αποθηκευμένη στους χημικούς δεσμούς. Είναι ίση με την ενέργεια που απαιτείται για τη διάσπασή τους.



Βιβλιογραφία

Βιβλιογραφία

Α. Ελληνική

1. Τ. Γεωργιάδου, Κ. Καφετζόπουλος, Ν. Προβής, Ν. Σπυρέλλης, Δ. Χη-
νιάδης, «Χημεία, Β' Γυμνασίου», ΟΕΔΒ, Αθήνα, 1997
2. Τ. Γεωργιάδου, Κ. Καφετζόπουλος, Ν. Προβής, Ν. Σπυρέλλης, Δ. Χη-
νιάδης, «Χημεία, Γ' Γυμνασίου», ΟΕΔΒ, Αθήνα, 1998
3. Σ. Καρβούνης, «Διαχείριση του Περιβάλλοντος», Εκδόσεις Α. Σταμού-
λης, Αθήνα-Πειραιάς, 1995
4. Δ. Κατάκης, Γ. Πνευματικάκης, «Πανεπιστημιακή Ανόργανος Χημεία
Α'», ΟΕΔΒ, Αθήνα, 1984
5. Ζ.Γ. Λοΐζος, «Γενική Χημεία: Τεύχος 1^ο, Γενικό Μέρος», ΕΜΠ, Αθή-
να, 1998
6. Ζ.Γ. Λοΐζος, «Πυρηνική Χημεία, Πυρηνική Χημική Τεχνολογία: Τεύ-
χος 1^ο, Γενικό Μέρος», ΕΜΠ, Αθήνα, 1998
7. Μ. Μαυρόπουλος, Ε. Καπετάνου, «Χημεία, Α' Ενιαίου Λυκείου»,
ΟΕΔΒ, Αθήνα, 1998
8. Μ. Μαυρόπουλος, Ε. Καπετάνου-Ζαμπετάκη, Τ. Γανωτόπουλος, Ν.
Προβής, «Χημεία, Α' τάξη ΕΠΑ», ΟΕΔΒ, Αθήνα, 1991

9. Γ. Πεπόνης, Α. Βαρονάβα, Ι. Βλάχος, Ε. Λιοδάκης, «Αξιολόγηση των μαθητών της Α' Λυκείου στο μάθημα της Χημείας», Υπ.Ε.Π.Θ-Κ.Ε.Ε, Αθήνα, 1998
10. Π.Οδ. Σακελλαρίδης, «Γενική Χημεία: Ι. Γενικό Μέρος», Συμμετρία, Αθήνα, 1992
11. Π.Οδ. Σακελλαρίδης, «Χημεία: Τόμος Α'», Ίδρυμα Ευγενίδου, Αθήνα, 1986
12. Θ.Π. Χατζήγιάννου, «Ποιοτική Ανάλυσις και Χημική Ισορροπία», 8^η έκδ., ΟΕΔΒ, Αθήνα, 1984
13. Ι. Ασιμον, «Το χρονικό των επιστημονικών ανακαλύψεων», Πανεπιστημιακές Εκδόσεις Κρήτης, Ηράκλειο, 1997
14. Η.Μ. Leicester, «Ιστορία της Χημείας», Τροχαλία, Αθήνα, 1993
15. Nuffield Advanced Science, «Χημεία: Βιβλίο του Σπουδαστή Ι», Γ.Α. Πνευματικού, Αθήνα, 1998

B. Ξενόγλωσση

1. P.W. Atkins, J.A. Beran, "General Chemistry", 2nd ed., Scientific American Books, USA, 1990
2. J.E. Brady, "General Chemistry – Principles and Structure", 5th ed., John Wiley & Sons Inc., USA, 1990
3. T.L. Brown, H.E. LeMay, Jr., B.E. Bursten, "Chemistry – The Central Science", 5th ed., Prentice Hall, USA, 1991
4. R. Chang, "Chemistry", 5th ed., McGraw-Hill Inc., USA, 1994
5. D.D. Ebbing, M.S. Wrighton, "General Chemistry", 3rd ed., Houghton Mifflin Company, USA, 1990

6. R.J. Gillespie, D.A. Humphreys, N. Colin Baird, E.A. Robinson, "Chemistry", 2nd ed., Prentice Hall Inc., USA, 1989
7. B.H. Mahan, "University Chemistry", 3rd ed., Addison-Wesley Publishing Company Inc., USA, 1975
8. McGraw Hill, "Dictionary of Scientific and Technical Terms", McGraw-Hill Inc., USA, 1984
9. J.L. Rosenberg, L.M. Epstein, "Theory and Problems of College Chemistry", 7th ed., Schaum's Outline Series-McGraw-Hill Inc., USA, 1990
10. J.B. Russel, "General Chemistry", 2nd ed., McGraw-Hill Inc., USA, 1992



Παράρτημα

Παράρτημα

ΠΙΝΑΚΑΣ ΑΤΟΜΙΚΩΝ ΜΑΖΩΝ ΤΩΝ ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ

(Πρόκειται για μέσες ατομικές μάζες των στοιχείων σε u, με τέσσερα σημαντικά ψηφία)

Ατομικός αριθμός (Z)	Όνομασία	Σύμβολο	Ατομική μάζα
1	Υδρογόνο	H	1,008
2	Ήλιο	He	4,003
3	Λίθιο	Li	6,941
4	Βηρύλλιο	Be	9,012
5	Βόριο	B	10,81
6	Άνθρακας	C	12,01
7	Αζωτο	N	14,01
8	Οξυγόνο	O	16,00
9	Φθόριο	F	19,00
10	Νέο	Ne	20,18
11	Νάτριο	Na	22,99
12	Μαγνήσιο	Mg	24,31
13	Αργίλιο	Al	26,98
14	Πυρίτιο	Si	28,09
15	Φωσφόρος	P	30,97
16	Θείο	S	32,07
17	Χλώριο	Cl	35,45
18	Αργό	Ar	39,95
19	Κάλιο	K	39,10
20	Ασβέστιο	Ca	40,08

Ατομικός αριθμός (Z)	Όνομασία	Σύμβολο	Ατομική μάζα
21	Σκάνδιο	Sc	44,96
22	Τιτάνιο	Ti	47,88
23	Βανάδιο	V	50,94
24	Χρώμιο	Cr	52,00
25	Μαγγάνιο	Mn	54,94
26	Σίδηρος	Fe	55,85
27	Κοβάλτιο	Co	58,93
28	Νικέλιο	Ni	58,69
29	Χαλκός	Cu	63,55
30	Ψευδάργυρος	Zn	65,39
31	Γάλλιο	Ga	69,72
32	Γερμάνιο	Ge	72,59
33	Αρσενικό	As	74,92
34	Σελήνιο	Se	78,96
35	Βρώμιο	Br	79,90
36	Κρυπτό	Kr	83,80
37	Ρουβίδιο	Rb	85,47
38	Στρόντιο	Sr	87,62
39	Ύτριο	Y	88,91
40	Ζιρκόνιο	Zr	91,22
41	Νιόβιο	Nb	92,91
42	Μολυβδαίνιο	Mo	95,94
43	Τεχνήτιο	Tc	98,91
44	Ρουθήνιο	Ru	101,1
45	Ρόδιο	Rh	102,9
46	Παλλάδιο	Pd	106,4
47	Άργυρος	Ag	107,9
48	Κάδμιο	Cd	112,4
49	Ίνδιο	In	114,8
50	Κασσίτερος	Sn	118,7
51	Αντιμόνιο	Sb	121,8
52	Τελλούριο	Te	127,6
53	Ιώδιο	I	126,9
54	Ξένο	Xe	131,3
55	Καίσιο	Cs	132,9
56	Βάριο	Ba	137,3
57	Λανθάνιο	La	138,9

Ατομικός αριθμός (Z)	Όνομασία	Σύμβολο	Ατομική μάζα
58	Διμήτριο	Ce	140,1
59	Πρασεοδύμιο	Pr	140,9
60	Νεοδύμιο	Nd	144,2
61	Προμήθειο	Pm	144,9
62	Σαμάριο	Sm	150,4
63	Ευρώπιο	Eu	152,0
64	Γαδολίνιο	Gd	157,3
65	Τέρβιο	Tb	158,9
66	Δυσπρόσιο	Dy	162,5
67	Όλμιο	Ho	164,9
68	Έρβιο	Er	167,3
69	Θούλιο	Tm	168,9
70	Υπτέρβιο	Yb	173,0
71	Λουτήτιο	Lu	175,0
72	Άφνιο	Hf	178,5
73	Ταντάλιο	Ta	180,9
74	Βολφράμιο	W	183,9
75	Ρήνιο	Re	186,2
76	Όσμιο	Os	190,2
77	Ιρίδιο	Ir	192,2
78	Λευκόχρυσος	Pt	195,1
79	Χρυσός	Au	197,0
80	Υδράργυρος	Hg	200,6
81	Θάλλιο	Tl	204,4
82	Μόλυβδος	Pb	207,2
83	Βισμούθιο	Bi	209,0
84	Πολώνιο	Po	209,0
85	Αστάτιο	At	210,0
86	Ραδόνιο	Rn	222,0
87	Φράγκιο	Fr	223,0
88	Ράδιο	Ra	226,0
89	Ακτίνιο	Ac	227,0
90	Θόριο	Th	232,0
91	Πρωτακτίνιο	Pa	231,0
92	Ουράνιο	U	238,0
93	Ποσειδώνιο	Np	237,0
94	Πλουτώνιο	Pu	244,1

Ατομικός αριθμός (Z)	Όνομασία	Σύμβολο	Ατομική μάζα
95	Αμερίκιο	Am	243,1
96	Κιούριο	Cm	247,1
97	Μπερκέλιο	Bk	247,1
98	Καλιφόρνιο	Cf	251,0
99	Αϊνστάινιο	Es	252,1
100	Φέρμιο	Fm	257,1
101	Μεντελέβιο	Md	258,1
102	Νομπέλιο	No	259,1
103	Λωρέντζιο	Lr	260,1
104	Ραδερφόντιο	Rf	261,1
105	Χάνιο	Ha	262,1