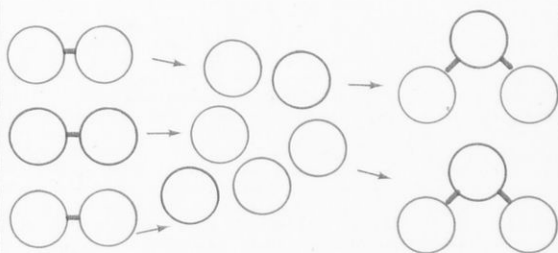


ΧΗΜΕΙΑ

Παύλου Όδ. Σακελλαρίδη
ΚΑΘΗΓΗΤΟΥ Ε.Μ.Π.





ΧΗΜΕΙΑ

ΚΑΤΗΓΟΡΙΑ ΒΑΛΛΟΝΤΟΣ

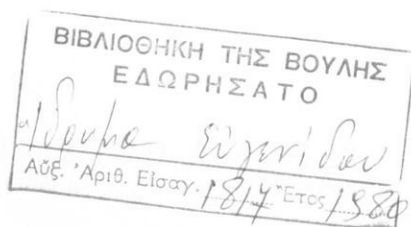
ΕΥΡΩΠΑΪΚΟ



ΙΔΡΥΜΑ ΕΥΓΕΝΙΔΟΥ

ΧΡΥΣΟΥΝ ΜΕΤΑΛΛΙΟΝ ΑΚΑΔΗΜΙΑΣ ΑΘΗΝΩΝ







Ε 4 ΧΗΜ
Σακελλαρίδης Πάυλος Ο.

Α' ΤΑΞΗ ΛΥΚΕΙΟΥ

ΧΗΜΕΙΑ

ΠΑΥΛΟΥ ΟΔ. ΣΑΚΕΛΛΑΡΙΔΗ

ΚΑΘΗΓΗΤΟΥ Ε.Μ.Π.

ΑΘΗΝΑΙ
1979

002
40E
ET2B
1718



ΑΙΣΜΗΧ

ΕΠΙΣΤΗΜΟΝΙΚΟ ΚΕΝΤΡΟ
ΕΡΕΥΝΑΣ ΚΑΙ ΔΙΔΑΚΤΙΚΗΣ

ΠΡΟΛΟΓΟΣ ΙΔΡΥΜΑΤΟΣ ΕΥΓΕΝΙΔΟΥ

‘Ο Εὐγένιος Εὐγενίδης, ὁ ἰδρυτὴς καὶ χορηγὸς τοῦ «Ίδρύματος Εὐγενίδου», πολὺ νωρὶς πρόβλεψε καὶ σχημάτισε τὴν πεποίθησιν ὅτι ἡ ἄρτια κατάρτισις τῶν τεχνικῶν μας, σέ συνδυασμὸν μὲ τὴν ἐθνικὴ ἀγωγὴν, θά ἦταν ἀναγκαῖος καὶ ἀποφασιστικὸς παράγοντας τῆς προόδου τοῦ Ἑθνους μας.

Τὴν πεποίθησίν του αὐτὴ ὁ Εὐγενίδης ἐκδῆλωσε μὲ τὴ γενναϊόφρονα πράξιν εὐεργεσίας, νὰ κληροδοτήσῃ σεβαστὸ ποσὸ γιὰ τὴ σύστασιν Ἰδρύματος ποῦ θά εἶχε σκοπὸ νὰ συμβάλλῃ στὴν τεχνικὴ ἐκπαίδευσιν τῶν νέων τῆς Ἑλλάδας.

Ἔτσι τὸ Φεβρουάριον τοῦ 1956 συστήθηκε τὸ «Ίδρυμα Εὐγενίδου», τοῦ ὁποίου τὴν διοίκησιν ἀνέλαβε ἡ ἀδελφὴ του κυρία Μαριάνθη Σίμου, σύμφωνα μὲ τὴν ἐπιθυμίαν τοῦ διαθέτη.

Ἀπὸ τὸ 1956 μέχρι σήμερα ἡ συμβολὴ τοῦ Ἰδρύματος στὴν τεχνικὴ ἐκπαίδευσιν πραγματοποιεῖται μὲ διάφορες δραστηριότητες. Ὅμως ἀπ’ αὐτὲς ἡ σημαντικότερη, ποῦ κρίθηκε ἀπὸ τὴν ἀρχὴν ὡς πρώτης ἀνάγκης, εἶναι ἡ ἐκδόσις βιβλίων γιὰ τοὺς μαθητὲς τῶν τεχνικῶν σχολῶν.

Μέχρι σήμερα ἐκδόθηκαν 150 τόμοι βιβλίων, ποῦ ἔχουν διατεθεῖ σὲ πολλὰ ἐκατομμύρια τεύχη, καὶ καλύπτουν ἀνάγκες τῶν Κατώτερων καὶ Μέσων Τεχνικῶν Σχολῶν τοῦ Ὑπ. Παιδείας, τῶν Σχολῶν τοῦ Ὁργανισμοῦ Ἀπασχολήσεως Ἑργατικῶν Δυναμικῶν (ΟΑΕΔ) καὶ τῶν Δημοσίων Σχολῶν Ἐμπορικοῦ Ναυτικοῦ.

Μοναδικὴ φροντίδα τοῦ Ἰδρύματος σ’ αὐτὴ τὴν ἐκδοτικὴν του προσπάθειαν ἦταν καὶ εἶναι ἡ ποιότητα τῶν βιβλίων, ἀπὸ ἀποψη δὲ μόνον ἐπιστημονικὴν, παιδαγωγικὴν καὶ γλωσσικὴν, ἀλλὰ καὶ ἀπὸ ἀποψη ἐμφανίσεως, ὥστε τὸ βιβλίον νὰ ἀγαπηθεῖ ἀπὸ τοὺς νέους.

Γιὰ τὴν ἐπιστημονικὴν καὶ παιδαγωγικὴν ποιότητα τῶν βιβλίων, τὰ κείμενα ὑποβάλλονται σὲ πολλὰς ἐπεξεργασίας καὶ βελτιώνονται πρὶν ἀπὸ κάθε νέα ἐκδόσιν.

Ἰδιαίτερη σημασία ἀπέδωσε τὸ Ἰδρυμα ἀπὸ τὴν ἀρχὴν στὴν ποιότητα τῶν βιβλίων ἀπὸ γλωσσικὴ ἀποψη, γιατί πιστεύει ὅτι καὶ τὰ τεχνικὰ βιβλία, ὅταν εἶναι γραμμένα σὲ γλῶσσα ἄρτια καὶ ὁμοιόμορφη ἀλλὰ καὶ κατάλληλη γιὰ τὴν στάθμην τῶν μαθητῶν, μποροῦν νὰ συμβάλλουν στὴν γλωσσικὴ διαπαιδαγώγησιν τῶν μαθητῶν.

Ἔτσι μὲ ἀπόφασιν ποῦ πάρθηκε ἡδη ἀπὸ τὸ 1956 ὅλα τὰ βιβλία τῆς Βιβλιοθήκης τοῦ Τεχνίτη, δηλαδὴ τὰ βιβλία γιὰ τίς Κατώτερες Τεχνικὲς Σχολάς, ὅπως ἀργότερα καὶ γιὰ τίς Σχολάς τοῦ ΟΑΕΔ, εἶναι γραμμένα σὲ γλῶσσα δημοτικὴ μὲ βάση τὴν γραμματικὴν τοῦ Τριανταφυλλίδου, ἐνῶ ὅλα τὰ ἄλλα βιβλία εἶναι γραμμένα στὴν ἀπλὴ καθαρεύουσα. Ἡ γλωσσικὴ ἐπεξεργασία τῶν βιβλίων γίνεται ἀπὸ φιλόλογους τοῦ Ἰδρύματος καὶ ἔτσι ἐξασφαλίζεται ἡ ἐνιαία σύνταξις καὶ ὁρολογία κάθε κατηγορίας βιβλίων.

Ἡ ποιότητα τοῦ χαρτιοῦ, τὸ εἶδος τῶν τυπογραφικῶν στοιχείων, τὰ σωστά σχήματα καὶ ἡ καλαίσθητη σελιδοποίηση, τὸ ἐξώφυλλο καὶ τὸ μέγεθος τοῦ βιβλίου περιλαμβάνονται καὶ αὐτὰ στὶς φροντίδες τοῦ Ἰδρύματος.

Τὸ Ἰδρυμα θεώρησε ὅτι εἶναι ὑποχρέωσή του, σύμφωνα μὲ τὸ πνεῦμα τοῦ ἱδρυτοῦ, νὰ θέσει στὴν διάθεση τοῦ Κράτους ὅλη αὐτὴ τὴν πείρα του τῶν 20 ἐτῶν, ἀναλαμβάνοντας τὴν ἐκδόση τῶν βιβλίων καὶ γιὰ τίς νέες Τεχνικὲς καὶ Ἐπαγγελματικές Σχολές καὶ τὰ νέα Τεχνικά καὶ Ἐπαγγελματικά Λύκεια, σύμφωνα μὲ τὰ Ἀναλυτικά Προγράμματα τοῦ Κ.Ε.Μ.Ε.

Τὰ χρονικά περιθώρια γι' αὐτὴ τὴν νέα ἐκδοτικὴ προσπάθεια ἦταν πολὺ περιορισμένα καὶ ἴσως γι' αὐτὸ, ἰδίως τὰ πρῶτα βιβλία αὐτῆς τῆς σειρᾶς, νὰ παρουσιάσουν ἀτέλειες στὴ συγγραφὴ ἢ στὴν ἐκτύπωση, ποὺ θὰ διορθωθοῦν στὴ νέα τους ἐκδόση. Γι' αὐτὸ τὸ σκοπὸ ἐπικαλούμαστε τὴν βοήθεια ὅλων ὧν θὰ χρησιμοποιοῦσαν τὰ βιβλία, ὥστε νὰ μᾶς γνωστοποιήσουν κάθε παρατήρησή τους γιὰ νὰ συμβάλλουν καὶ αὐτοὶ στὴ βελτίωση τῶν βιβλίων.

ΕΠΙΤΡΟΠΗ ΕΚΔΟΣΕΩΝ ΙΔΡΥΜΑΤΟΣ ΕΥΓΕΝΙΔΟΥ

Ἀλέξανδρος Ι. Παπᾶς, Ὁμ. Καθηγητὴς ΕΜΠ, Πρόεδρος.

Χρυσόστομος Φ. Καβουνίδης, Διπλ. Μηχ.-Ἡλ. ΕΜΠ, Ἀντιπρόεδρος.

Μιχαὴλ Γ. Ἀγγελόπουλος, Τακτικὸς Καθηγητὴς ΕΜΠ, Διοικητὴς ΔΕΗ.

Παναγιώτης Χατζηγιάννου, Μηχ.-Ἡλ. ΕΜΠ, Γεν. Δ/ντῆς Ἐπαγ/κῆς Ἐκπ. Ὑπ. Παιδείας.

Ἐπίστημ. Σύμβουλος, Γ. Ροῦσσος, Χημ.-Μηχ. ΕΜΠ.

Σύμβουλος ἐπὶ τῶν ἐκδόσεων τοῦ Ἰδρύματος **Κ.Α. Μανάφης**, Καθηγητὴς Φιλοσοφικῆς Σχολῆς Παν/μίου Ἀθηνῶν.

Γραμματεὺς, **Δ.Π. Μεγαρίτης**.

Διατελέσαντα μέλη ἢ σύμβουλοι τῆς Ἐπιτροπῆς

Γεώργιος Κακριδὴς † (1955 — 1959) Καθηγητὴς ΕΜΠ. Ἀγγελος Καλογεράς † (1957 — 1970)

Καθηγητὴς ΕΜΠ, **Δημήτριος Νιάνις** (1957 — 1965) Καθηγητὴς ΕΜΠ, **Μιχαὴλ Σπετσίερης** (1956 — 1959), **Νικόλαος Βασιώτης** (1960 — 1967) **Θεόδωρος Κουζέλης** (1968 — 1976)

Μηχ.-Ἡλ. ΕΜΠ.

ΠΡΟΛΟΓΟΣ

Ἡ Χημεία ἀποτελεῖ βασικό τμήμα τῆς γενικῆς μορφώσεως. Εἶναι μιά σημαντική ἐπιστήμη καί μάλιστα τόσο πού μπορεῖ νά λεχθεῖ πῶς εἶναι ἡ ἐπιστήμη «κλειδί» στή ζωή τοῦ σύγχρονου ἀνθρώπου. Πολλές ἀπό τίς γνώσεις πού παρέχει καί πολλά ἀπό τά συμπεράσματά της πρέπει νά γίνουν κτῆμα τοῦ καθενός, γιατί εἶναι τελείως ἀπαραίτητα στή ζωή. Ἰδιαίτερα, ἡ βασική συμβολή της στήν πρόοδο ἑνός πλήθους ἐπιστημῶν καί προπαντός τῶν θετικῶν, ἀποτελεῖ ἐπαρκή δικαιολογία τοῦ γιατί εἶναι ἀπαραίτητη ἡ μέ κάποια πληρότητα μόρφωση στή Χημεία τῶν μαθητῶν πού θάθελαν νά ἀκολουθήσουν τίς ἐπιστήμες αὐτές. Πέρα ὅμως ἀπ' ὅλα αὐτά ἡ σύγχρονη Χημεία ἀποτελεῖ ἕνα θαυμάσιο παράδειγμα τοῦ πόσο μακριά μπορεῖ νά φθάσει ἡ ἀνθρώπινη διάνοια ἐξετάζοντας τόν κόσμο πού βρίσκεται πέρα ἀπό τίς ἀνθρώπινες αἰσθήσεις μέ τή βοήθεια ὀργάνων μεγάλης ἀκρίβειας.

Χωρίς ἀμφιβολία ἡ πιό κρίσιμη περίοδος τῆς ἐκπαιδεύσεως εἶναι ἐκείνη τῶν τριῶν τάξεων τοῦ Λυκείου, ὅπου κυρίως πρόκειται νά τεθοῦν οἱ βάσεις κάθε μελλοντικῆς μορφώσεως. Εἶναι ἡ περίοδος πού μιά ἐμπνευσμένη ἐκπαίδευση μπορεῖ νά δώσει στούς νέους μιά σωστή στάθμη γενικῆς πνευματικῆς συγκροτήσεως καί ἕνα σωστό προσανατολισμό στήν καλύτερη γιά τόν καθένα μελλοντική ἐπιστημονική ἐξέλιξη.

Ἡ ἐκπλήρωση τῆς ἀποστολῆς αὐτῆς στηρίζεται βασικά στόν ἀκούραστο καί φωτισμένο «Δάσκαλο». Ὅμως τό πρῶτο παιδαγωγικό μέσο μετά τό «Δάσκαλο» εἶναι τό βιβλίον. Καί ὅσο τό βιβλίον εἶναι καλύτερο, τόσο μικρότερος εἶναι ὁ κόπος τοῦ μαθητῆ καί τόσο μεγαλύτερη εἶναι ἡ μορφωτική του ἀπόδοση. Ὑποχρέωση λοιπόν καί ὄχι φιλοδοξία τοῦ καθενός πού ἀσχολεῖται μέ τή συγγραφή ἑνός διδακτικοῦ βιβλίου εἶναι ἡ προσπάθεια πού καταβάλλει γιά νά πλησιάσει ὅσο τό δυνατό περισσότερο τό τέλειον.

Ἰδιαίτερη σημασία ἀποκτᾷ ὁ ρόλος τοῦ βιβλίου, ὅταν αὐτό καλεῖται νά ἀνταποκριθεῖ στίς ἀνάγκες μιᾶς καινούργιας ἐκπαιδευτικῆς μεταρρυθμίσεως καί μάλιστα ὅταν ἡ μεταρρύθμιση αὕτη ἀναθέτει στά Λύκεια τήν εὐθύνη τῆς ἐκπαίδευσης τῶν μαθητῶν, πού θά συνεχίσουν τίς σπουδές τους στά Ἀνώτερα καί Ἀνώτατα Ἐκπαιδευτικά Ἰδρύματα τῆς χώρας.

Τά βιβλία χημείας τῶν τριῶν τάξεων τοῦ Λυκείου πού διαδοχικά συμπληρώνουν τό περιεχόμενο τοῦ μαθήματος τῆς Χημείας θά πρέπει μέ βάση τό ἐγκεκριμένο πρόγραμμα καί αὐστηρά μέσα στά πλαίσιά του, νά παρέχουν μέ τή μεγαλύτερη δυνατή πληρότητα τό σύνολο τῶν γνώσεων πού πρέπει νά ἀποκτήσει ὁ μαθητής προκειμένου νά ἀνταποκριθεῖ στίς ἀπαιτήσεις ἀξιολογήσεως πού καθορίζει τό πνεῦμα τῆς ἐκπαιδευτικῆς μεταρρυθμίσεως.

Μέ τό πνεῦμα ἀκριβῶς αὐτό ἔγινε ἡ συγγραφή τῶν τριῶν βιβλίων ΧΗΜΕΙΑ - Α, ΧΗΜΕΙΑ - Β καί ΧΗΜΕΙΑ - Γ, πού ἀνταποκρίνονται στό σύνολο τοῦ Προγράμματος (κοινοῦ καί ἐπιλογῆς) τῶν τριῶν τάξεων τοῦ Λυκείου.

Εὐχαριστῶ τοὺς συνεργάτες μου Χημικούς κ. Ν. Σπυρέλη καί Σ. Πολυμένη γιά τήν πρόθυμη συμβολή τους στήν ἀρτια παρουσίαση τοῦ κειμένου.

Ὁ συγγραφέας τέλος εὐχαριστεῖ θερμά τήν Ἐπιτροπή Ἐκδόσεων τοῦ Ἰδρύματος καί τό Τμήμα Ἐκδόσεων του γιά τίς προσπάθειες πού κατέβαλαν γιά τήν ἀρτιότερη ἔκδοση τοῦ βιβλίου.

Ὁ συγγραφέας

Να θυμάσαι πάντα ότι τα θαυμαστά πράγματα που μαθαίνεις στο σχολείο σου είναι το αποτέλεσμα της προσπάθειας πολλών γενεών από κάθε χώρα της γης που έγινε με ένθουςιασμό και σπειρο κόπο. Όλα αυτά σου προσφέρονται σάν μιά κληρονομιά που θά τή δεχθείς γιά νά τήν τιμήσεις, νά τήν πλουτίσεις καί μιά μέρα μέ πίστη νά τήν παραδώσεις στά παιδιά σου.

Άλβέρτος Άϊνστάϊν

ΙΣΤΟΡΙΚΗ ΕΞΕΛΙΞΗ ΤΗΣ ΧΗΜΕΙΑΣ

Ἡ ἀρχή τῆς Χημείας εἶναι πάρα πολύ παλαιά καί ἀνάγεται στίς προσπάθειες τοῦ πρωτόγονου ἀνθρώπου νά μεταβάλλει τά διάφορα ὑλικά σώματα μέ σκοπό νά τά χρησιμοποιήσει γιά τήν ἐξασφάλιση καί διατήρηση τῆς ζωῆς του. Μέ τήν πάροδο τῶν αἰώνων ὁ ἄνθρωπος ἀπέκτησε ἐμπειρικές γνώσεις, οἱ ὁποῖες τοῦ ἐπέτρεπαν νά παρασκευάζει διάφορα προϊόντα μεγάλης καθαρότητος καί νά πραγματοποιεῖ ἀξιόλογες χημικές μεταβολές. Ἔτσι, ἀπό ἐποχή παλαιότερη τοῦ 3500 π.Χ. ἦταν σέ θέση νά πραγματοποιεῖ μεταλλουργικές κατεργασίες, ὅπως ἡ ἐξαγωγή τοῦ χρυσοῦ, τοῦ ἀργύρου, τοῦ χαλκοῦ καί βραδύτερα, ἴσως ἀπό τοῦ 3000 π.Χ., νά παρασκευάζει κρασί, μύρα, γιάλι καί χρωματισμένα σμάλτα, κεραμικά, χρώματα, φάρμακα, ἄρώματα κ.ἄ. Ὅλες αὐτές οἱ γνώσεις, μέ τήν πάροδο τοῦ χρόνου διαμορφώθηκαν σέ τέχνες χωρίς ὅμως νά συνδέονται μεταξύ τους μέ κάποια ἀρχή καί χωρίς νά ἔχει διατυπωθεῖ ὁποιαδήποτε ἐρμηνεία τῶν φαινομένων πού τίς συνδέουν. Ἀργότερα πρῶτοι οἱ Ἕλληνες φιλόσοφοι προσπάθησαν νά κατανοήσουν τή φύση τῶν πραγμάτων μέ τή μελέτη τῶν φαινομένων. Ἀπό τήν ἐποχή ἐκείνη ἀρχισε νά διαμορφώνεται πολύ ἀργά μέ τό πέρασμα τῶν αἰώνων μιᾷ ἀντίληψη τῶν φαινομένων γνωστή μέ τό ὄνομα *ἀλχημεία*, ἡ ὁποία κατά τό τελευταῖο στάδιό της περιελάμβανε καί τή *φλογιστική θεωρία*, ἡ ὁποία καί ἐπεκράτησε μέχρι τήν ἐποχή τοῦ *Lavoisier*.

Εἶναι δύσκολο νά καθορισθοῦν μέ συγκεκριμένο τρόπο οἱ βασικές ἀρχές τῆς ἀλχημείας, γιατί στήν πραγματικότητα ἀποτελοῦσε ἕνα σύνολο τῶν γνώσεων καί ἐπιθυμιῶν τῶν ἀλχημιστῶν, οἱ ὁποῖες μάλιστα ἄλλαζαν μέ τήν πάροδο τοῦ χρόνου ἀνάλογα κάθε φορά μέ τίς μεταφυσικές πεποιθήσεις τους. Μπορεῖ πάντως νά θεωρηθεῖ σάν μίγμα καθαρά ἐμπειρικῶν μεθόδων, γνωστῶν στήν ἀρχαιότητα, καί τῶν φιλοσοφικῶν ἀρχῶν τῶν Ἑλληνικῶν Σχολῶν καί τῆς Σχολῆς τῆς Ἀλεξάνδρειας. Στό σύνολο δέ αὐτό προστέθηκαν ἀργότερα καί διάφορες γνωστικές, ἀλχηγορικές καί συμβολικές πεποιθήσεις, τό περιεχόμενο ἑλληνικῶν, ἀνατολικῶν, ἰουδαϊκῶν καί χριστιανικῶν ἐπιγραφῶν ὅπως καί πράξεις μαγείας. Μέ βάση τίς πολὺπλοκες αὐτές ἀντιλήψεις, καί μέ τήν ἐπίκληση ὑπερφυσικῶν δυνάμεων ἡ ἀλχημεία ἐπέδιωκε, ἀφ' ἑνός μὲν νά ἐρμηνεύσει τή φύση τῶν πραγμάτων καί τό μηχανισμό τῶν χημικῶν ἀντιδράσεων, ἀφ' ἑτέρου δέ σκοποῦς περιέργους πού ἀπέβλεπαν στήν ἐξασφάλιση τῆς εὐτυχίας καί τῆς ἀθανασίας τῶν ὁπαδῶν της μέ τήν ἀνακάλυψη ἢ ἐνός ὕγρου τοῦ «*ἐλιξίου τοῦ μακροζωίας*» ἢ «*πανάκειας*» (τό ὁποῖο θά ἐθεράπευε ὅλες τίς ἀρώστιες) ἢ ἐνός στερεοῦ τῆς «*φιλοσοφικῆς λίθου*», ἡ ὁποία ἀν προστεθεῖ στά τηγμένα μέταλλα θά τά μετέτρεπε σέ χρυσό ἢ ἄργυρο.

Συγκροτημένη πάντως αντίληψη της αλχημείας παρουσιάζεται κυρίως κατά την περίοδο της πτώσεως της Ρωμαϊκής Αυτοκρατορίας (395 μ.Χ.) σάν τό αποτέλεσμα της συναντήσεως στην 'Αλεξάνδρεια του έλληνικού καί αϊγυπτιακού πολιτισμού. 'Από την έποχή αυτή μέχρι τόν 17ο αιώνα οί αλχημιστές, κάτω από συνεχή διωγμό κατέβαλλαν προσπάθειες γιά τήν πραγματοποίηση των πεποιθήσεών τους. Οί προσπάθειες αυτές άνεξάρτητα από τόν άντικειμενικό σκοπό, πού κάθε φορά απέβλεπαν, οδήγησαν στην παρασκευή πολλών σωμάτων καί τήν πραγματοποίηση άξιόλογων χημικών αντιδράσεων. Οί έπιτεύξεις αυτές των αλχημιστών είχαν σάν άποτέλεσμα νά άρχισι από τόν 17ο αιώνα καί κυρίως από την έποχή του Boyle (1627-1691), ή διαμόρφωση της Χημείας σέ πραγματική έπιστήμη μέ τήν κατανόηση της σημασίας της πειραματικής μεθόδου καί τήν καθιέρωση της στή μελέτη των φαινομένων.

Κατά τόν 18ο αιώνα ή Χημεία έξελίχθηκε (σέ ορισμένα κέντρα κυρίως στό Παρίσι, Λονδίνο, Βερολίνο καί Στοκχόλμη) μέ συνεχή συσσώρευση συστηματικών πειραματικών δεδομένων καί έκδήλωση προσπαθειών γιά τήν έρμηνεία τους. Ήταν δέ τόσο μεγάλη ή συσσώρευση των πειραματικών δεδομένων, ώστε στό τέλος του 18ου αιώνα ή Χημεία περιήλθε σέ αδιέξοδο λόγω της άδυναμίας νά εξηγήσει τά δεδομένα αυτά μέ τίς ύποθέσεις πού άρχικά είχαν διατυπωθεί.

'Από τό αδιέξοδο αυτό βγήκε ή Χημεία χάρη στόν *Lavoisier* (1743-1794), ό όποιος θεωρείται ιδρυτής της νεώτερης Χημείας όχι τόσο γιά τίς πολλές του ανακαλύψεις αλλά κυρίως έπειδή άλλαξε τελείως τόν τρόπο σκέψης καί έργασίας των χημικών. Κατά τόν *Lavoisier* ή Χημεία δέν είναι πιά ή κατά τύχη παρατήρηση, αλλά ό πειραματισμός σέ μία σειρά πράξεων πού πραγματοποιούνται γιά τήν επίλυση ένός καθορισμένου προβλήματος καί γιά άπάντηση σέ μία καλά καθορισμένη έρώτηση. Ή έρμηνεία δέ των πειραματικών δεδομένων πρέπει νά γίνεται μέ άφαίρεση κάθε προκαταλήψεως καί δογματισμού.

'Από την έποχή του *Lavoisier* καί μετέπειτα, ή Χημεία σάν καθορισμένη πιά έπιστήμη έκανε κατά τόν 19ο αιώνα σημαντικές προόδους, μέ άποτέλεσμα στίς άρχές του 20ου αιώνα νά περιλαμβάνει ένα σύνολο γνώσεων πού είχαν ανάγκη ταξινομήσεώς τους σέ διάφορες χημικές έπιστήμες. 'Ετσι, έκτός από τό διαχωρισμό της 'Ανόργανης καί 'Οργανικής Χημείας, διαμορφώθηκαν: ή Βιομηχανική Χημεία, ή 'Αναλυτική Χημεία, ή Φυσικοχημεία, ή Θεωρητική Χημεία κ.ά.

Σέ διάστημα λιγότερο από 200 χρόνια ή ανάπτυξη της Χημείας άλλαξε τελείως τόν τρόπο της ζωής μας.

Μέ τή συνεχή ανακάλυψη νέων υλικών, νέων μεθόδων παραγωγής καί νέων άνεξάντλητων πηγών ένέργειας, συνετέλεσε στην ανάπτυξη σειράς νέων έπιστημών καί προκάλεσε πραγματικά έπαναστατική βελτίωση των όρων της διαβιώσεως καί των προσδοκιών του άνθρώπου.

ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΠΡΩΤΟ

ΦΥΣΙΚΑ ΚΑΙ ΧΗΜΙΚΑ ΦΑΙΝΟΜΕΝΑ

1.1 Άντικείμενο της Χημείας.

Χημεία είναι η επιστήμη που ασχολείται με τη μελέτη των διαφόρων μορφών της ύλης. Ένδιαφέρεται όχι μόνο για τη σύσταση των υλικών σωμάτων, αλλά και για την εσωτερική τους δομή. Μελετά τις μεταβολές που υφίστανται τα σώματα και τους μηχανισμούς βάσει των οποίων πραγματοποιούνται οι μεταβολές αυτές, τα νέα σώματα που σχηματίζονται και την ενέργεια, που ελευθερώνεται ή απορροφάται κατά τις μεταβολές αυτές. Μελετά ακόμη τους τρόπους, με τους οποίους οι μεταβολές αυτές μπορούν να πραγματοποιηθούν στο εργαστήριο ή σε μεγαλύτερη κλίμακα στη βιομηχανία.

Κατά τους τελευταίους αιώνες η Χημεία, μετά τη διατύπωση των βασικών νόμων που τη διέπουν, πραγματοποίησε αλματώδη πρόοδο, που οδήγησε στη διαμόρφωση και ανάπτυξη των διαφόρων κλάδων της σε ιδιαίτερες επιστήμες, όπως η *Άνόργανη Χημεία*, η *Όργανική Χημεία*, η *Φυσικοχημεία* κ.ά. Στην πρόοδο της Χημείας συνέβαλαν και συμβάλλουν και άλλες φυσικές επιστήμες, κυρίως η Φυσική και τα Μαθηματικά. Ταυτόχρονα η Χημεία με την αλματώδη ανάπτυξή της, συνέβαλε και συμβάλλει στην πρόοδο άλλων επιστημών, όπως η *Ίατρική*, η *Φαρμακευτική*, η *Βιολογία*, η *Γεωλογία* κ.ά.

1.2 Νόμος — Υπόθεση — Θεωρία.

Η Χημεία, όπως και οι άλλες φυσικές επιστήμες, διαμορφώθηκε σε πραγματική επιστήμη από την εποχή, κατά την οποία, με βάση το σύνολο των πειραματικών δεδομένων, που είχαν συγκεντρωθεί στο πέρασμα του χρόνου, κατέστη δυνατό να διατυπωθούν οι θεμελιώδεις **Νόμοι**, σύμφωνα με τους οποίους πραγματοποιούνται οι μεταβολές των σωμάτων.

Πρέπει να τονισθεί ότι η ολοκλήρωση της μελέτης κάθε φαινομένου συνίσταται στη γενίκευση όλων των γνωστών εμπειρικών και πειραματικών δεδομένων, που έχουν σχέση με το φαινόμενο, σε μία απλή διατύπωση ή σε μία μαθηματική έκφραση, που είναι γνωστή σαν **Νόμος**. Μπορούμε δηλαδή να καθορίσουμε ότι:

Νόμος είναι μία γενικότητα, που στηρίζεται αποκλειστικά και μόνο σε πειραματικά δεδομένα και που αποτελεί πάντοτε μία συνοπτική έκφραση μεγάλου αριθμού πειραμάτων.

Ενώ ο Νόμος, όπως διατυπώθηκε, καθορίζει τον τρόπο με τον οποίο πραγματοποιούνται τα φαινόμενα και τις σχέσεις που υπάρχουν μεταξύ των προκαλούμε-

νων μεταβολών, όμως δέν ἐξηγεῖ γιατί οἱ μεταβολές πραγματοποιοῦνται ἀκριβῶς κατὰ τόν τρόπο πού καθορίζει. Παλαιότερα οἱ ἐπιστήμονες, γιά τήν ἐρμηνεία καί κατανόηση τῶν ἐμπειρικῶν καί πειραματικῶν δεδομένων, διατύπωσαν διάφορες «ὑποθέσεις», πού ἀπέβλεπαν ἐπίσης καί στόν καθορισμό τῆς αἰτίας τῶν προκαλουμένων μεταβολῶν. Πολλές ἀπό τίς ὑποθέσεις αὐτές ἀποδείχθηκαν λανθασμένες, ἐνῶ ἄλλες ὄχι μόνο ἔδωσαν ἱκανοποιητικές ἐξηγήσεις τῶν γνωστῶν φαινομένων, ἀλλά καί συμφωνοῦν μέ τά νεώτερα πειραματικά δεδομένα. Οἱ ὑποθέσεις αὐτές ἀναφέρονται σήμερα σάν **θεωρίες**. Δηλαδή ὁ ὅρος **θεωρία** ἀντικατέστησε, σάν περισσότερο συγκεκριμένος, τόν παλαιότερα χρησιμοποιούμενο ὅρο **ὑπόθεση**. Ἐπομένως μποροῦμε νά ποῦμε ὅτι: **Θεωρία εἶναι ἓνα εἶδος ἐπιστημονικοῦ συμπεράσματος ἢ μιᾶ ἐπιστημονικῆς ὑπόθεσης, πού διατυπώνεται μέ σκοπό τήν ἐρμηνεία τῶν πειραματικῶν δεδομένων**. Ἄν ἡ ὑπόθεση αὕτη ἱκανοποιεῖ πλήρως τά γεγονότα, στά ὁποῖα ἀναφέρεται, εἶναι παραδεκτὴ σάν θεωρία καί θά ἐξακολουθήσει νά εἶναι παραδεκτὴ, μέχρις ὅτου ἀνακαλυφθοῦν νέα γεγονότα, τά ὁποῖα νά βρίσκονται σέ ἀντίθεση μέ αὐτή. Τότε ἡ θεωρία θά πρέπει ἢ νά συμπληρωθεῖ, ἢ νά ἀντικατασταθεῖ μέ μιᾶ νέα πού νά ἐρμηνεύει καί τά νέα γεγονότα.

Εἶναι δυνατό, ἐπομένως, νά λεχθεῖ, ὅτι ὅσο περισσότερο τά νεώτερα δεδομένα συμφωνοῦν μέ τά συμπεράσματα, στά ὁποῖα μᾶς ὁδηγεῖ ἡ θεωρία, τόσο περισσότερο εἴμαστε βέβαιοι γιά τήν ὀρθότητά της.

Σήμερα στή Χημεία, ὅπως καί στίς ἄλλες φυσικές ἐπιστῆμες, ὁ ὅρος θεωρία ἔχει ἀποκτήσει πολύ εὐρύτερο περιεχόμενο, μέ ἀποτέλεσμα νά περιλαμβάνει σέ ὁρισμένες περιπτώσεις, ὅπως π.χ. ἡ **Σύγχρονη Ἀτομικὴ Θεωρία**, τὸ σύνολο τῶν θεωρητικῶν καί πειραματικῶν γνώσεών μας, σέ ὅλη τήν ἐπιστημονικὴ περιοχὴ πού ἀναφέρεται.

1.3 Ὑλη — Ἐνέργεια — Διατήρηση μάζας καί ἐνέργειας.

Γιά τὴ μελέτη τῶν διαφόρων μεταβολῶν τῶν σωμάτων χρησιμοποιοῦνται δύο βασικὲς ἔννοιες. Ἡ ἔννοια τῆς «ὑλης» καί ἡ ἔννοια τῆς «ἐνέργειας». Σάν **ὑλη** χαρακτηρίζομε τὸ συστατικὸ τῶν σωμάτων πού μεταβάλλεται, δηλαδή κάθε τί, πού κατέχει ὄγκο καί ἔχει **μάζα**. Ἡ μάζα ἐνὸς σώματος ἀποτελεῖ τὸ μέτρο τῆς ἀδράνειας του. Εἶναι δηλαδή ἡ ἰδιότητα ἐκείνη τῆς ὑλης, πού καθορίζει τήν ἀντίσταση πού προβάλλουν τά ὑλικά σώματα στὴ μεταβολὴ τῆς κινητικῆς τους καταστάσεως. Ἄν μετῶμε τὴ δύναμη πού ὑπερνικᾷ τήν ἀδράνεια, τότε μετῶμε τὴ **μάζα** τοῦ σώματος. Καί ἂν σάν δύναμη πού ὑπερνικᾷ τήν ἀδράνεια, θεωρήσουμε τὴ δύναμη τῆς βαρύτητας, τότε μετῶμε τὸ **βάρος** τοῦ σώματος. Ἐτσι, ἐνῶ ἡ μάζα τοῦ σώματος εἶναι σταθερὴ σέ ὁποιοδήποτε σημεῖο τῆς γῆς, τὸ βάρος του ἔχει διαφορετικὴ τιμὴ στά διάφορα μέρη τῆς γῆς, ἔνεκα τῆς διαφορετικῆς τιμῆς τῆς βαρύτητας.

Ἐνέργεια, ἐξ ἄλλου, χαρακτηρίζομε τὴν ἱκανότητα παραγωγῆς ἔργου. Οἱ κυριότερες μορφές ἐνέργειας εἶναι ἡ θερμότητα, ἡ μηχανικὴ ἐνέργεια, ἡ φωτεινὴ ἐνέργεια, ἡ ἡχητικὴ ἐνέργεια, ἡ χημικὴ ἐνέργεια.

Ὅποιαδήποτε μορφή ἐνέργειας μπορεῖ νά ἀναχθεῖ εἴτε σέ **κινητικὴ ἐνέργεια**, πού ὀφείλεται σέ κίνηση μαζῶν, εἴτε σέ **δυναμικὴ ἐνέργεια** πού ὀφείλεται στίς σχετικὲς θέσεις μαζῶν ἢ καί στίς δύο.

Ειδικά η **χημική ενέργεια**, πού παρουσιάζει ιδιαίτερο ενδιαφέρον στη Χημεία, εἶναι ἡ ἐνέργεια πού περικλείεται στὰ σώματα καί πού ἐμφανίζεται κατά τίς χημικές ἀντιδράσεις, μέ διαφορετικές μορφές.

Ἡ συστηματική μελέτη τῶν φαινομένων ὡδήγησε στοῦ συμπέρασμα ὅτι **στὶς συνηθισμένες μεταβολές τῆς ὕλης, ἡ συνολικὴ μάζα τῶν σωμάτων, πού μετέχουν σὲ κάθε μεταβολή τῆς ὕλης παραμένει ἀμετάβλητη**. Ἡ γενίκευση τῆς παρατηρήσεως αὐτῆς ἀποτελεῖ τὸ Νόμο τῆς διατηρήσεως τῆς μάζας.

Ἐξ ἄλλου, ἡ πειραματικὴ μελέτη τῶν μεταβολῶν τῶν διαφόρων μορφῶν τῆς ἐνέργειας μεταξύ τους, ὡδηγεῖ στοῦ συμπέρασμα ὅτι **σὲ ὅλες τίς συνηθισμένες μεταβολές οὔτε δημιουργεῖται οὔτε καταστρέφεται ἐνέργεια**. Ἡ γενίκευση τῆς παρατηρήσεως αὐτῆς ἀποτελεῖ τὸ Νόμο τῆς διατηρήσεως τῆς ἐνέργειας. Οἱ δύο αὐτοὶ νόμοι ἀποτελοῦν τοὺς βασικοὺς νόμους τῆς Χημείας καί τῆς Φυσικῆς.

1.4 Φυσικὰ καί χημικὰ φαινόμενα.

Τίς μεταβολές τῶν ὑλικῶν σωμάτων ὀνομάζομε γενικά **φαινόμενα**. Ἡ συστηματικὴ μελέτη τῶν φαινομένων πού, ὅπως ἀναφέρθηκε, ἀποτελεῖ ἀντικείμενο τῆς Χημείας, ὡδηγεῖ στοῦ συμπέρασμα ὅτι μπορούμε νὰ τὰ κατατάξομε σὲ δύο κατηγορίες: στὰ **φυσικὰ** καί στὰ **χημικὰ** φαινόμενα.

Φυσικὰ φαινόμενα ὀνομάζονται τὰ φαινόμενα ἐκεῖνα, κατὰ τὰ ὁποῖα δὲν μεταβάλλεται ἡ σύσταση τῶν σωμάτων, πού μετέχουν σ' αὐτὰ.

Χημικὰ φαινόμενα ὀνομάζονται τὰ φαινόμενα ἐκεῖνα, κατὰ τὰ ὁποῖα μεταβάλλεται ἡ σύσταση τῶν σωμάτων, πού μετέχουν σ' αὐτὰ.

Γιὰ παράδειγμα, ἡ μαγνήτιση τοῦ σιδήρου, ἡ θέρμανση μίγματος ὕδρογόνου καί ὀξυγόνου στοὺς 100°C, ἡ ἐξάτμιση τοῦ νεροῦ ἢ ἡ συμπίκνωση τῶν ἀτμῶν του κ.ἄ., εἶναι φαινόμενα, πού γίνονται χωρὶς νὰ μεταβάλλεται ἡ σύσταση τοῦ σιδήρου, τοῦ ὕδρογόνου, τοῦ ὀξυγόνου καί τοῦ νεροῦ ἀντίστοιχα. Ἐπομένως, εἶναι φυσικὰ φαινόμενα.

Ἀντίθετα, τὸ σκούριασμα τοῦ σιδήρου, ἡ μετατροπὴ μίγματος ὕδρογόνου καί ὀξυγόνου σὲ νερό, ἡ καύση τοῦ ἄνθρακα, ἡ ἀποσύνθεση τῶν τροφίμων, ἡ μετατροπὴ ἀζώτου, ὀξυγόνου καί νεροῦ σὲ νιτρικὸ ὀξύ, εἶναι φαινόμενα, πού κατὰ τὴ διάρκειά τους μεταβάλλεται ἡ σύσταση τῶν ἀρχικῶν σωμάτων, μέ ἀποτέλεσμα τῆς δημιουργίας νέων σωμάτων, εἶναι, δηλαδή, χημικὰ φαινόμενα. Μὲ βάση τὰ παραπάνω καί, ἂν λάβομε ὑπ' ὄψιν μας ὅτι ἡ ὕλη ἀποτελεῖται ἀπὸ ἄτομα καί μόρια, μπορούμε νὰ καθορίσομε ὡς ἐξῆς τὰ φυσικὰ καί χημικὰ φαινόμενα:

Φυσικὰ φαινόμενα εἶναι ἐκεῖνα, κατὰ τὰ ὁποῖα τὰ μόρια τῶν σωμάτων παραμένουν ἀμετάβλητα.

Χημικὰ εἶναι τὰ φαινόμενα, κατὰ τὰ ὁποῖα, ἀπὸ τὰ ἄτομα τῶν ἀρχικῶν σωμάτων προκύπτουν νέα μόρια, διαφορετικὰ ἀπὸ τὰ ἀρχικά, ἐνῶ ταυτόχρονα μεταβάλλεται ἡ ἐσωτερικὴ ἐνέργεια τῶν ἀρχικῶν σωμάτων, ἢ δὲ μεταβολὴ αὐτῆς συνοδεύεται μέ ἔκλυση ἢ ἀπορρόφηση θερμότητος ἢ ἄλλης μορφῆς ἐνέργειας.

1.5 Ἰδιότητες τῶν σωμάτων.

Τὰ χαρακτηριστικὰ γνωρίσματα, μέ τὰ ὁποῖα μπορούμε νὰ διακρίνομε τὰ σώμα-

τα μεταξύ τους, ονομάζονται **ιδιότητες των σωμάτων**, και διακρίνονται σε φυσικές και χημικές.

Οι φυσικές ιδιότητες (π.χ. πυκνότητα, σκληρότητα, θερμική αγωγιμότητα, ηλεκτρική αγωγιμότητα, σημείο τήξεως κλπ.) χαρακτηρίζουν τό σώμα στην κατάσταση που παρατηρείται.

Οι χημικές ιδιότητες εκφράζουν τήν ικανότητα τοῦ σώματος νά μεταβάλλεται (μέ επίδραση ενέργειας ή αντιδρώντας μέ άλλα σώματα) σε νέα σώματα, μέ διαφορετικές ιδιότητες.

ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΔΕΥΤΕΡΟ

ΣΥΣΤΑΣΗ ΤΗΣ ΥΛΗΣ

2.1 Καθορισμένα σώματα. Μίγματα.

Τά διάφορα υλικά σώματα, ανάλογα μέ τόν τρόπο κατασκευής τους, διακρίνονται σέ **καθορισμένα σώματα** καί σέ **μίγματα**.

Καθορισμένα ονομάζομε τά σώματα, πού ἔχουν πάντοτε, ἀνεξάρτητα ἀπό τόν τρόπο παρασκευῆς τους, τήν ἴδια σύσταση κατά βάρος. Τά καθορισμένα σώματα εἶναι **ὁμογενή**, δηλαδή ἔχουν τήν ἴδια σύσταση σέ ὅλη τήν ἔκταση τῆς μάζας τους.

Μίγματα ονομάζομε τά σώματα, πού μποροῦν νά ἔχουν μεταβλητή σύσταση κατά βάρος, ἀνάλογα μέ τόν τρόπο παρασκευῆς τους.

Σέ ἀντίθεση μέ τά καθορισμένα σώματα, τά μίγματα μποροῦν νά εἶναι **ἐτερογενή** (ὅταν ἀποτελοῦνται ἀπό περισσότερα ἀπό ἓνα διακεκριμένα ὁμογενή μέρη, πού ονομάζονται **φάσεις** τοῦ ἐτερογενοῦς σώματος) ἢ **ὁμογενή**. Τά ὁμογενή μίγματα ὀνομάζονται καί **διαλύματα**.

Γιά παράδειγμα, τό πέτρωμα γρανίτης ἀποτελεῖται ἀπό ἄσπρους κρυστάλλους ἀστρίου, τεφροῦ χρώματος κόκκους διοξειδίου τοῦ πυριτίου καί μικρά μαῦρα φυλλίδια μαρμαρυγία. Ἄν πάρουμε μικρό δείγμα γρανίτη, μέ συνεχή κατάτμησή του, εἶναι δυνατό νά διαχωρίσουμε ἀπό αὐτόν κρυστάλλους ἀστρίου, κόκκους διοξειδίου τοῦ πυριτίου καί φυλλίδια μαρμαρυγία. Δηλαδή τό πέτρωμα γρανίτης, πού μακροσκοπικά δίνει τήν ἐντύπωση ἑνός συμπαγοῦς συσσωματώματος, δέν παρουσιάζει τήν ἴδια σύσταση καί τίς ἴδιες ιδιότητες σέ ὅλα τά σημεία τῆς μάζας του. Ἀποτελεῖ, ἐπομένως, παράδειγμα ἐτερογενοῦς σώματος.

Ἀντίθετα, τό καθαρό θαλάσσιο νερό ἢ τό νερό μιᾶς πηγῆς, σέ ὅσο μικρά ποσά καί ἂν ληφθεῖ, ἐμφανίζει πάντοτε τήν ἴδια σύσταση, τίς ἴδιες ιδιότητες. Παρ' ὅλα αὐτά, γνωρίζομε ὅτι τόσο τό νερό τῆς θάλασσας, ὅσο τό νερό τῶν πηγῶν, περιέχουν, ἐκτός ἀπό τό καθαρό νερό, καί διάφορα διαλυμένα ἄλ-τα, καθῶς καί ἀέρια. Ἐπομένως εἶναι μίγματα, πού ὅμως παρουσιάζουν τήν ἴδια σύσταση καί τίς ἴδιες ιδιότητες σέ ὅλη τήν ἔκταση τῆς μάζας τους, δηλαδή εἶναι μίγματα **ὁμογενή**.

Πρέπει βέβαια νά τονισθεῖ ὅτι ἡ ἔννοια τῆς ὁμογένειας καί τῆς ἐτερογένειας ἐξαρτᾶται ἀπό τή δυνατότητα παρατηρήσεως τῆς ὁμογενοῦς ἢ μή κατασκευῆς. Σάν ὅριο τῆς ὁμογένειας, δηλαδή, θεωροῦμε τό μικρότερο ὄγκο, πού εἶναι δυνατό νά διακριθεῖ πειραματικά καί πού εἶναι τῆς τάξεως τῶν $5 \cdot 10^{-5} \text{ cm}^3$.

Εἶναι δυνατό νά ὑπάρχουν μίγματα καί στίς τρεῖς φυσικές καταστάσεις, δηλαδή νά ὑπάρχουν μίγματα στερεά, ὑγρά καί ἀέρια.

2.2 Διαχωρισμός τών μιγμάτων στα συστατικά τους.

Τά μίγματα, τόσο τά έτερογενή όσο καί τά όμογενή, άφού διατηροϋν τίς ιδιότητες τών διακεκριμένων συστατικών τους, μπορούν νά διαχωρισθοϋν σέ αυτά τόσο μέ φυσικές, όσο καί μέ χημικές μεθόδους. Οί μέθοδοι πού κάθε φορά χρησιμοποιούνται γιά τό διαχωρισμό αυτό, εξαρτώνται από τίς ιδιότητες τών έπί μέρους συστατικών του μίγματος. Περισσότερο άπλές είναι οί φυσικές μέθοδοι, πού χρησιμοποιούνται καί πιά συχνά.

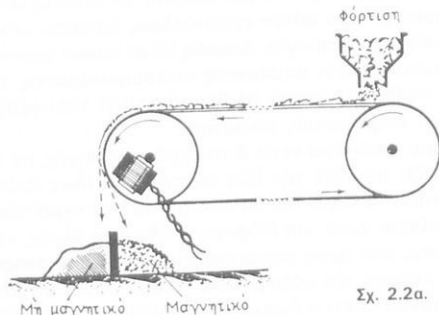
Α) Διαχωρισμός έτερογενών μιγμάτων.

Οί κυριότερες μέθοδοι, πού χρησιμοποιούνται γιά τό διαχωρισμό έτερογενών μιγμάτων, είναι οί ακόλουθες:

α) Διαχωρισμός μίγματος στερεών.

1) **Διαλογή.** Σέ πολλές περιπτώσεις τά στερεά πού άποτελοϋν τό μίγμα διαφέρουν σημαντικά μεταξύ τους, ως πρός όρισμένες ιδιότητες, π.χ. τό χρώμα, τή σκληρότητα, τό κρυσταλλικό σχήμα κ.ά. Τό γεγονός αυτό έπιτρέπει τόν εύκολο διαχωρισμό τους μέ άπλή διαλογή είτε μέ τό χέρι, άν τό μέγεθος τών διακεκριμένων στερεών τό έπιτρέπει (όπως π.χ. ό διαχωρισμός τών άνθράκων από τίς γαιώδεις προσμίξεις στά άνθρακωρυχεία), είτε μέ λαβίδα, άν τό μέγεθος τών διακεκριμένων στερεών είναι μικρό. (Όπως είναι γνωστό, μέ τόν τρόπο αυτό ό *Pasteur* πέτυχε τό διαχωρισμό τών κρυστάλλων του δεξιόστροφου καί του άριστερόστροφου τρυγικού όξέος).

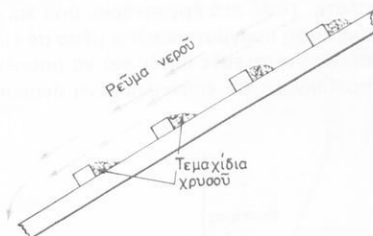
2) **Μαγνητικός διαχωρισμός.** Η μέθοδος αυτή εφαρμόζεται σέ όσες περιπτώσεις ένα από τά στερεά συστατικά του μίγματος έχει μαγνητικές ιδιότητες. Μέ τόν τρόπο αυτό π.χ. μπορούμε εύκολα, μέ τή βοήθεια ενός μαγνήτη, νά διαχωρίσουμε μίγμα ρινισμάτων σιδήρου καί θείου. Η ίδια μέθοδος χρησιμοποιείται καί στή βιομηχανία, γιά τό διαχωρισμό μαγνητικών όρυκτών από μή μαγνητικές προσμίξεις.



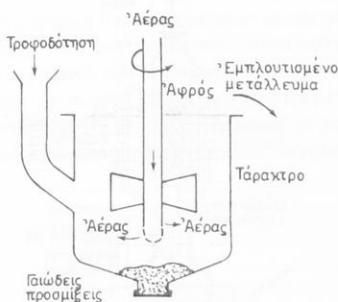
Σχ. 2.2α.

Γιά νά γίνει αυτό, τό κονιοποιημένο μέταλλευμα τοποθετείται έπάνω σέ μία μεταφορική ταινία, στό άκρο τής όποιας ύπάρχει ήλεκτρομαγνήτης, ικανός νά έλκει τά μαγνητικά όρυκτά (σχ. 2.2α). Μέ τόν τρόπο αυτό π.χ. διαχωρίζεται ό κασσιτερίτης (όρυκτό του κασσιτέρου μή μαγνητικό) από τό βολφραμίτη (όρυκτό του βολφραμίου μαγνητικό), πού συχνά συνυπάρχουν.

3) **Έκπλυση.** Κατά τήν έκπλυση μίγματος, πού αποτελείται από στερεά συστατικά διαφορετικής πυκνότητας, μέ ρεύμα νερού, τά βαρύτερα στερεά αποτίθενται πρώτα, έπειδή δέν μεταφέρονται πολύ από τό ρεύμα τοῦ νερού. Ἀντίθετα, τά ελαφρότερα στερεά παρασύρονται περισσότερο καί έτσι αποχωρίζονται από τά βαρύτερα. Μέ τή μέθοδο αὐτή αποχωρίζονται οἱ κόκκοι χρυσοῦ από τίς χρυσοφόρες χαλαζιακές ἄμμους (σχ. 2.2β).



Σχ. 2.2β.

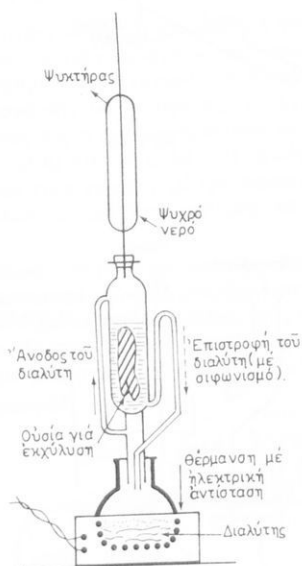


Σχ. 2.2γ.

4) **Έπιπλευση.** Ἡ μέθοδος αὐτή (ἀνάλογη τῆς προηγούμενης) στηρίζεται στή διαφορά τῆς πυκνότητας τῶν συστατικῶν τοῦ μίγματος καί εἶναι μία από τίς σημαντικότερες μεθόδους πού χρησιμοποιοῦνται γιά τόν ἐμπλουτισμό τῶν μεταλλευμάτων. Κατά τή μέθοδο αὐτή, σέ ἕνα μεγάλο δοχεῖο ἡ δεξαμενή γεμάτη μέ νερό καί ἄλλο ὑγρό (εἰδικά λάδια, διαλύματα ἀλάτων) ἀνακατεύεται ζωηρά τό κονιοποιημένο ἀκάθαρτο μέταλλευμα, ἐνῶ ταυτόχρονα στόν πυθμένα τοῦ δοχείου διαβιβάζεται ἀέρας (σχ. 2.2γ). Κατά τήν ἀνατάραξη, ὀρισμένοι κόκκοι τοῦ στερεοῦ, πού περιβάλλονται από τό ὑγρό πού προστέθηκε στό νερό, δέν διαβρέχονται από τό νερό, ἀλλά παρασύρονται από τίς φυσαλίδες τοῦ ἀέρα καί μαζεῦονται στήν ἐπιφάνεια.

νεια του δοχείου με τη μορφή-άφρου, από όπου απομακρύνονται με μηχανικά μέσα και αποτελούν το εμπλουτισμένο μετάλλευμα. Οι κόκκοι του στερεού, που βρέχονται από το νερό, καθιζάνουν στον πυθμένα του δοχείου. Η χρήση της μεθόδου αυτής έχει γενικευθεί με τη μελέτη και χρησιμοποίηση των κατάλληλων υγρών.

5) **Έκλεκτική διάλυση ή έκχύλιση.** Αν ένα από τα συστατικά του μίγματος διαλύεται σε έναν ορισμένο διαλύτη, ενώ τα άλλα παραμένουν αδιάλυτα, είναι δυνατός ο διαχωρισμός του συστατικού αυτού ανακατεύοντας το μίγμα με το διαλύτη. Το διαλυμένο συστατικό αποχωρίζεται στη συνέχεια σε καθαρή κατάσταση μετά από εξάτμιση του διαλύτη. Τόσο στο εργαστήριο, όσο και στη βιομηχανία, η έκλεκτική αυτή διάλυση-έκχύλιση πραγματοποιείται μέσα σε ειδικές συσκευές τους **έκχυλιστήρες** (σχ. 2.26). Στις συσκευές αυτές για να μπορούμε να πάρουμε όλο το διαλυμένο στερεό, προβαίνουμε σε επανειλημμένη ανάκύκλωση του διαλύτη.



Σχ. 2.26.

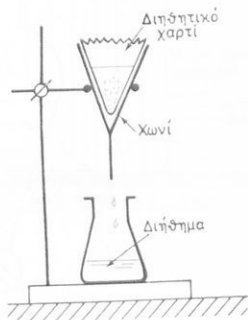
6) **Τήξη.** Σώματα με σχετικά χαμηλό σημείο τήξεως, που μαζί με άλλα δύστηκτα αποτελούν μίγμα, μπορούν να διαχωρισθούν με θέρμανση μέχρι την τήξη των πρώτων. Παράδειγμα αυτού του τρόπου διαχωρισμού είναι η εξαγωγή του θείου από τα θειοχώματα.

β) Διαχωρισμός μίγματος στερεού-υγρού.

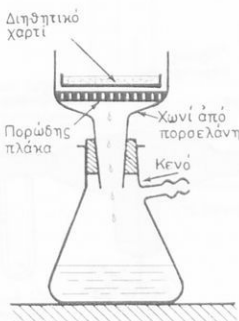
1) **Διήθηση.** Η μέθοδος αυτή χρησιμοποιείται πολύ. Σάν μέσα για το διαχωρι-

σμό του στερεού από το υγρό, χρησιμοποιείται διηθητικό χαρτί με πόρους της κατάλληλης κάθε φορά διαμέτρου, ανάλογα με το μέγεθος των κόκκων του στερεού, που είναι διασπαρμένο στο υγρό (σχ. 2.2ε).

Συχνά, για να επιταχυνθεί η διήθηση, δημιουργείται με τη βοήθεια αντλίας κενό στο δοχείο, όπου συγκεντρώνεται το διηθημένο υγρό (διήθηση σέ κενό) (σχ. 2.2στ).

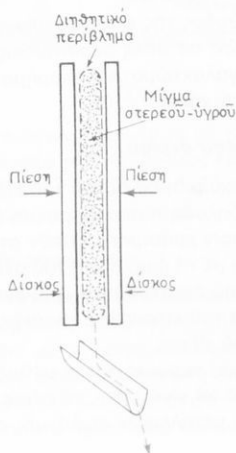


Σχ. 2.2ε.



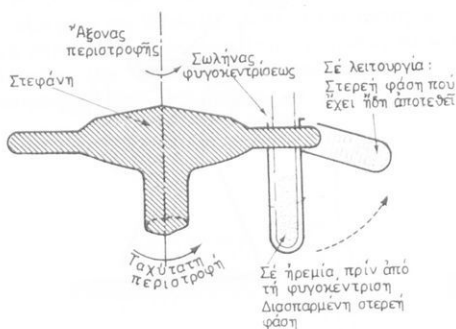
Σχ. 2.2στ.

Στή βιομηχανία για το διαχωρισμό υγρών, που αποτελούν μίγμα με στερεά, χρησιμοποιούνται **φιλτρόπρεσες**. Μία φιλτρόπρεσα αποτελείται από μερικά ειδικά φίλτρα από ύφασμα, στο έσωτερικό των οποίων τοποθετείται το μίγμα, που πρόκειται να διαχωρισθεί. Τα φίλτρα συμπιέζονται μεταξύ δύο μεταλλικών πλακών, όπου τότε το υγρό απομακρύνεται από το μίγμα, περνώντας μέσα από το φίλτρο (σχ. 2.2ζ). Όρισμένες βιομηχανικές φιλτρόπρεσες έχουν μεγάλο μήκος και ανάλογο όγκο.



Σχ. 2.2ζ.

2) **Φυγοκέντρωση.** Ἡ ἐναπόθεση στερεῶν, πού βρίσκονται σέ διασπορά μέσα σέ ὑγρά, ἐπιτυγχάνεται σημαντικά μέ τή φυγοκέντρωση τοῦ μίγματος, μέσα σέ εἰδικούς σωλήνες μηχανημάτων φυγοκέντρίσεως (σχ. 2.2η). Σήμερα στά ἐργαστήρια χρησιμοποιοῦνται τόσο μικρές χειροκίνητες μηχανές φυγοκέντρίσεως, ὅσο καί ἡλεκτρικές, μέ δυνατότητα πολλῶν χιλιάδων στροφῶν στοῦ λεπτοῦ.



σχ. 2.2η.



σχ. 2.2θ.

γ) Διαχωρισμός μίγματος δύο ὑγρῶν.

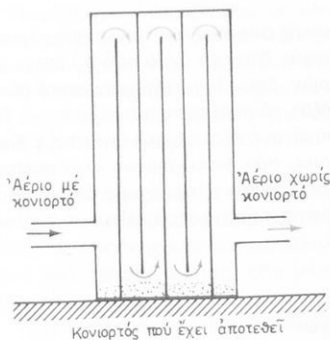
1) **Μέ τή βοήθεια διαχωριστικῆς χοάνης.** Ἄν μίγμα δύο ὑγρῶν πού δέν ἀναμιγνύονται, ἀφεθεῖ νά ἡρεμήσει μέσα σέ μία διαχωριστική χοάνη, τό ὑγρό μέ τή μεγαλύτερη πυκνότητα συγκεντρώνεται στὸν πυθμένα τῆς χοάνης καί μπορεῖ νά ἀπομακρυνεῖ μέ μία στρόφιγγα (σχ. 2.2θ).

2) **Μέ φυγοκέντρωση.** Ἡ μέθοδος τῆς φυγοκέντρίσεως ἐφαρμόζεται καί γιά τὸ διαχωρισμὸ μίγματος δύο ὑγρῶν, σέ ὅσες περιπτώσεις τὰ δύο αὐτὰ ὑγρά ἔχουν παραπλήσιες πυκνότητες, (π.χ. γαλακτώματα ἢ αἰωρήματα). Μέ τὸν τρόπο αὐτὸ ἀποχωρίζεται τὸ βούτυρο ἀπὸ τὸ γάλα.

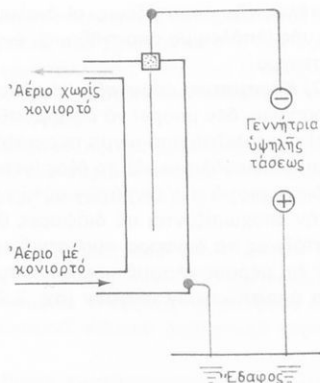
δ) Διαχωρισμός μίγματος στερεοῦ-ἀερίου.

Συνηθισμένο παράδειγμα διαχωρισμοῦ αὐτοῦ τοῦ εἶδους εἶναι ἡ **ἀποκονιόρτωση** τῶν βιομηχανικῶν ἀερίων, δηλαδή ἡ ἀπομάκρυνση ἀπὸ αὐτὰ τοῦ κονιορτοῦ ἢ τοῦ καπνοῦ, πού μεταφέρουν, πρὶν χρησιμοποιηθοῦν στίς χημικὲς ἀντιδράσεις. Ἡ μέθοδος αὕτη πραγματοποιεῖται μέ τή διαβίβαση τοῦ ἀκαθάρτου ἀερίου μέσα ἀπὸ θαλάμους ἀποκονιόρτωσης, πού ἀποτελοῦνται ἀπὸ διαδρόμους, ὅπου ὑπάρχουν ἐμπόδια (σχ. 2.2ι). Τὰ σωματίδια τοῦ κονιορτοῦ προσκρούουν ἐπάνω στά ἐμπόδια, καί ἔτσι ἀπομακρύνονται ἀπὸ τὰ ἀέρια.

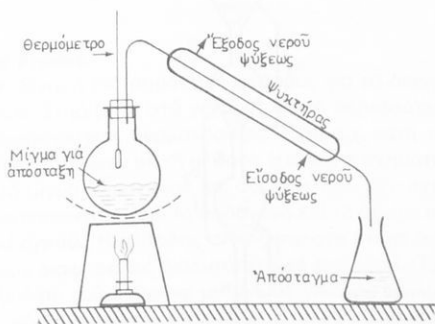
Σήμερα χρησιμοποιεῖται ὅλο καί περισσότερο ἡ μέθοδος τῆς ἀποκονιόρτωσης μέ ἡλεκτροστατική καθίζηση. Γιά νά γίνει αὐτό, τὸ ἀέριο πού πρόκειται νά καθαρισθεῖ κυκλοφορεῖ στοῦ ἐσωτερικοῦ μεταλλικῶν σωλήνων, στὸν ἀξονα τῶν ὁποίων εἶ-



Σχ. 2.2i.



Σχ. 2.2ia.



Σχ. 2.2ιβ.

ναι τοποθετημένα σύρματα-άγωγοί, ένωμένα με τόν αρνητικό πόλο μηχανής υψηλής τάσεως (σχ. 2.2ia). Μεταξύ κάθε σύρματος καί τού σωλήνα διατηρείται μεγάλη διαφορά δυναμικού (21000 έως 50000V). Τά σωματίδια τού κονιορτού έλκονται από τό σύρμα ή τό σωλήνα καί πέφτουν.

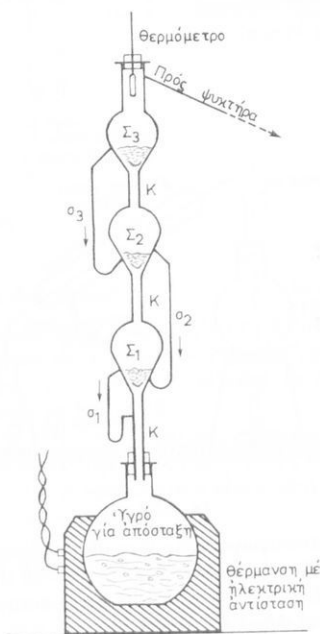
Β) Διαχωρισμός όμογενών μιγμάτων.

α) Διαχωρισμός τών συστατικών τών διαλυμάτων.

1) **Απόσταξη.** Ό διαχωρισμός ενός ύγρου από τά διαλυμένα σέ αυτό στερεά μπορεί νά πραγματοποιηθεί μέ τή χρησιμοποίηση συσκευής απλής απόστάξεως. Γιά νά γίνει αυτό, τό διάλυμα φέρεται μέσα στή φιάλη τής συσκευής καί θερμαίνεται μέχρι βρασμού, ό όποιος καί διατηρείται στή συνέχεια. Οι παραγόμενοι άτμοί διαβιβάζονται μέσα από ένα ψυκτήρα, όπου καί συμπυκνώνονται (σχ. 2.2ιβ). Μετά

τό τέλος της απόσταξης, οι διαλυμένες ουσίες παραμένουν στη φιάλη της συσκευής (υπόλειμμα απόσταξης), ενώ το υγρό που αποχωρίσθηκε, αποτελεί τό απόσταγμα.

2) **Κλασματική απόσταξη.** Η μέθοδος της απλής απόσταξης που περιγράψαμε παραπάνω, δέν μπορεί νά εφαρμοσθεῖ μέ έπιτυχία, όταν τό υγρό που θά διαχωρισθεῖ αποτελείται από μίγμα περισσοτέρων υγρών, όπως π.χ. τό βιομηχανικό οινόπνευμα (άλκοόλη-νερό), τό όξος (νερό-όξικό όξύ), τό άκάθαρτο πετρέλαιο κ.ά. Για τό διαχωρισμό τών μιγμάτων αυτών χρησιμοποιείται ή κλασματική απόσταξη. Κατ' αυτήν αποχωρίζονται σέ διάφορες θερμοκρασίες, σάν διακεκριμένα κλάσματα απόσταξης, τά διάφορα συστατικά τοῦ μίγματος. Για τόν πληρέστερο διαχωρισμό τών επί μέρους κλασμάτων, ή κλασματική απόσταξη πραγματοποιείται μέ τή βοήθεια απόστακτικῶν στηλῶν (σχ. 2.21γ).



Σχ. 2.21γ.

3) **Κλασματική κρυστάλλωση.** Η μέθοδος αυτή εφαρμόζεται κυρίως για τό διαχωρισμό σωμάτων, που παρουσιάζουν διαφορετική διαλυτότητα στο διαλυτικό μέσο, μέσα στο όποιο βρίσκονται διαλυμένα. Για νά γίνει αυτό, τό διάλυμα συμπυκνώνεται μέ θέρμανση καί στή συνέχεια ψύχεται. Οι πρώτοι κρύσταλλοι, που αποχωρίζονται κατά τήν ψύξη, αποτελούνται κυρίως από τό πιο δυσδιάλυτο συστα-

τικό του μίγματος. Μέ επαναλαμβανόμενες ανακρυσταλλώσεις κατορθώνεται ο άποχωρισμός, σέ καθαρή κατάσταση, των στερεών, πού βρίσκονται στό διάλυμα.

Παράδειγμα διαχωρισμού μέ κλασματική κρυστάλλωση, αποτελεί ο άποχωρισμός σέ καθαρή κατάσταση των χλωριούχων, βρωμιούχων καί ιωδιούχων αλάτων, πού βρίσκονται διαλυμένα στό θαλάσσιο νερό.

4) **Χρωματογραφία.** Είναι μία τεχνική διαχωρισμού, πού στηρίζεται στή διαβίβαση ενός όμογενους ύγρου μίγματος μέσα από ένα πορώδες ύλικό. Στό πορώδες αυτό ύλικό, τά διάφορα συστατικά του μίγματος μετατοπίζονται μέ διαφορετικές ταχύτητες.

Συνήθως χρησιμοποιούνται χρωματογραφικές στήλες πού αποτελούνται από σωλήνες, γεμάτους από σώματα μέ ροφητικές ικανότητες (όπως π.χ. ή άλουμίνα, ο καολίνης, ο τάλκης κ.ά.) καί κατάλληλα κατεργασμένα. Η εξέλιξη τής μεθόδου όδήγησε στή χρησιμοποίηση, σάν μέσου διαχωρισμού, είδικού διηθητικού χαρτιού (χρωματογραφία επί χάρτου).

Η χρωματογραφία είναι σημαντικότερη μέθοδος καί χρησιμοποιείται εύρύτατα, προκειμένου νά διαχωρισθούν ούσιες, πού βρίσκονται στό μίγμα σέ πάρα πολύ μικρά ποσά (κλάσματα του χιλιοστού του γραμμαρίου), όπως π.χ. γιά τόν άποχωρισμό των όρμονών κ.ά.

β) Διαχωρισμός αερίων.

1) **Υγροποίηση.** Είναι ή πιό σημαντική μέθοδος γιά τό διαχωρισμό καί τόν καθαρισμό των αερίων. Στηρίζεται στό γεγονός ότι τά περισσότερα από τά αέρια υγροποιούνται σέ διαφορετικές θερμοκρασίες. Έτσι π.χ. κατά τή συνθετική παρασκευή τής άμμωνίας (σύμφωνα μέ τή μέθοδο Haber), ή σχηματιζόμενη άμμωνία άποχωρίζεται από τό μίγμα ύδρογόνου καί άζώτου, πού δέν άντέδρασαν, μέ ψύξη, όποτε ή άμμωνία υγροποιείται, ενώ τό ύδρογόνο καί τό άζωτο παραμένουν αέρια.

2) **Έκχύλιση διά ύγρου.** Η μέθοδος στηρίζεται στό ότι τά επί μέρους συστατικά ενός μίγματος, έχουν διαφορετική διαλυτότητα σέ ένα ύγρό. Π.χ. ο διαχωρισμός ύδρογόνου καί διοξειδίου του άνθρακα μπορεί νά γίνει μέ έκπλυση μέ νερό, στό όποιο τό διοξείδιο του άνθρακα είναι ευδιάλυτο, ενώ τό ύδρογόνο ελάχιστα διαλυτό.

3) **Χημικές μέθοδοι.** Σέ πολλές περιπτώσεις τά συστατικά αερίων μιγμάτων διαχωρίζονται μέ χημικές μεθόδους. Γιά νά γίνει αυτό χρησιμοποιούνται είδικά αντίδραστήρια, πού αντίδρουν έκλεκτικά σέ ένα ή περισσότερα συστατικά του μίγματος, γιά νά σχηματισθούν μη πτητικά προϊόντα. Γιά παράδειγμα, οι άτμοί των όξέων διαχωρίζονται από μίγματα μέ ούδέτερα αέρια (όπως τό ύδρογόνο, τό μονοξείδιο του άνθρακα, τό άζωτο κ.ά.), μέ κατεργασία του αερίου μίγματος μέ διάλυμα καυστικού αλκάλειος, τό όποιο αντίδρα μέ τους άτμούς των όξέων.

Η πιό συνηθισμένη περίπτωση διαχωρισμού αερίων, είναι ή ξήρανση των αερίων πού παίρνομε έργαστηριακά ή βιομηχανικά, δηλαδή ή απομάκρυνση από αυτά των ύδατων, πού παρασύρουν. Γιά νά γίνει αυτό, χρησιμοποιούνται σάν μέσα ξηράνσεις, διάφορα άφυδατικά σώματα (π.χ. πυκνόθειικό όξύ, χλωριούχο άσβεστιο, άσβεστος, πεντοξείδιο του φωσφόρου, κ.ά.), πού δέν αντίδρουν μέ τό αέριο τό προορισμένο γιά ξήρανση.

2.3 Χημικές ενώσεις. Στοιχεία.

Τά **καθορισμένα σώματα** (παραγρ. 2.1), ανάλογα με τόν τρόπο κατασκευής τους και ανάλογα με τή συμπεριφορά τους κατά τίσ χημικές αντιδράσεις, διακρίνονται σε **χημικές ενώσεις** (ή απλώς **ένώσεις**) καί σε **στοιχεία**.

Χημικές ενώσεις ή απλώς ενώσεις ονομάζονται τά καθορισμένα σώματα, τά όποια είναι δυνατό, κατά τίσ συνήθεις χημικές αντιδράσεις, νά διασπασθοούν σε άλλα απλούστερα καθορισμένα σώματα. Τό νερό π.χ. είναι χημική ένωση γιατί μπορεί νά διασπασθεί σε δύο άλλα απλούστερα καθορισμένα σώματα, τό ύδρογόνο καί τό όξυγόνο.

Μέ τή συνεχή διάσπαση τών χημικών ενώσεων σε διαρκώς απλούστερες, καταλήγουμε τελικά σε έναν όρισμένο αριθμό απλών σωμάτων, πού δέν μπορούν στή συνέχεια μέ τίσ συνήθεις φυσικές ή χημικές μεθόδους, νά διασπασθοούν σε απλούστερα σώματα. Τά απλά αυτά σώματα τά ονομάζουμε **στοιχεία**.

“Αν λάβομε ύπ’ όψη μας τή μοριακή καί άτομική συγκρότηση τής ύλης, μπορούμε νά όρίσομε τά καθορισμένα σώματα, τίσ χημικές ενώσεις καί τά στοιχεία, μέ τόν ακόλουθο τρόπο:

Καθορισμένα ονομάζονται τά σώματα, πού αποτελούνται από μόρια του ίδιου είδους.

Χημικές ενώσεις ονομάζονται τά καθορισμένα σώματα, τά μόρια τών όποιών αποτελούνται από περισσότερα του ενός διαφορετικά άτομα.

Στοιχεία ονομάζονται τά καθορισμένα σώματα, τών όποιών τά μόρια αποτελούνται από ένα είδος ατόμων.

‘Η ανακάλυψη τών ίσοτόπων, δηλαδή τών στοιχείων πού, όπως είναι γνωστό, αποτελούνται από άτομα διαφορετικού ατομικού βάρους, όδήγησε τόν *Paneth* στή συμπλήρωση του όρισμού του στοιχείου. Σύμφωνα μέ τόν όρισμό του, **στοιχείο είναι σώμα, πού αποτελείται από άτομα του ίδιου πυρηνικού φορτίου.**

‘Υπάρχουν βέβαια καί περιπτώσεις απλών σωμάτων, όπως π.χ. ό αδάμας καί ό γραφίτης, τά όποια είναι τελείως διαφορετικά σώματα, άν καί αποτελούνται από άτομα του ίδιου είδους. Γενικά όι διάφορες άλλοτροπικές μορφές τών στοιχείων, αποτελούν διαφορετικά μεταξύ τους απλά σώματα. Μπορούμε, επομένως, νά διαχωρίσομε τήν έννοια του στοιχείου από τήν έννοια του απλού σώματος, άν όρίσομε ότι τό στοιχείο αποτελεί τό συστατικό κάθε απλού σώματος, πού, κατά τή διάρκεια τών χημικών αντιδράσεων, μεταφέρεται από τό ένα χημικό είδος στο άλλο. Πρέπει επίσης νά τονισθεί ότι τό κάθε στοιχείο έχει όρισμένες ατομικές ιδιότητες (π.χ. ατομικός αριθμός, ατομικό φάσμα, ραδιενεργές ιδιότητες), πού βρίσκονται σε όλα τά απλά σώματα καί τίσ χημικές ενώσεις του στοιχείου, άνεξάρτητα από τή φύση τής δομής, όπου τούτο συμμετέχει.

2.4 Άμέταλλα — Μέταλλα — Έπαμφοτερίζοντα στοιχεία.

Μέ βάση τίσ φυσικές καί χημικές ιδιότητές τους, τά στοιχεία διακρίνονται σε δύο μεγάλες κατηγορίες: τά **άμέταλλα** καί τά **μέταλλα**.

Τά **άμέταλλα** άπαντούν στή συνήθη θερμοκρασία καί στίς τρείς φυσικές καταστάσεις (άέρια, ύγρά καί στερεά), δέν έχουν μεταλλική λάμψη, όταν βρίσκονται σε

στερεά κατάσταση δέν είναι έλατά καί όλκιμα, έχουν γενικά μικρές πυκνότητες καί είναι κακοί άγωγοί τής θερμότητας καί του ήλεκτρισμου. Όταν ένώνονται μέ τό όξυγόνο, σχηματίζουν όξινα όξειδια.

Τά **μέταλλα** είναι όλα (έκτός από τόν ύδράργυρο) στερεά στή συνήθη θερμοκρασία, είναι έλατά καί όλκιμα, παρουσιάζουν χαρακτηριστική λάμψη πού όνομάζεται **μεταλλική**, είναι καλοί άγωγοί τής θερμότητας καί του ήλεκτρισμου, τά περισσότερα δέ από αυτά έχουν μεγάλες πυκνότητες καί ύψηλά σημεία τήξεως καί ζέσεως. Όταν ένώνονται μέ τό όξυγόνο, σχηματίζουν, κατά κανόνα βασικά όξειδια (μέ εξαίρεση τά όξειδια των άνωτέρων σθενών όρισμένων μετάλλων όπως του χρωμίου, μαγγανίου, βαναδίου κ.ά., τά όποια είναι όξινα).

Πρέπει νά τονισθεί ότι σαφής διάκριση μεταξύ μετάλλων καί άμετάλλων δέν μπορεί νά γίνει, γιατί υπάρχουν εξαίρεσεις από τίς γενικές ιδιότητες, πού προαναφέρθηκαν, τόσο στα μέταλλα, όσο καί στα άμέταλλα. Παράδειγμα, τά μέταλλα των άλκαλιών, τά όποια, αντίθετα πρός τά άλλα μέταλλα, έχουν χαμηλά σημεία τήξεως καί μικρές πυκνότητες, (π.χ. τό λίθιο, τό νάτριο καί τό κάλιο είναι έλαφρότερα από τό νερό). Επίσης ό άνθρακας, άν καί είναι άμέταλλο στοιχείο, στή μορφή του γραφίτη είναι καλός άγωγός τής θερμότητας καί του ήλεκτρισμου.

Έκτός όμως από τίς διαφορές αυτές, όρισμένα στοιχεία, άνάλογα μέ τίς συνθήκες, παρουσιάζουν ιδιότητες τόσο των μετάλλων όσο καί των άμετάλλων. Παράδειγμα, τό άρσενικό καί τό άντιμόνιο, πού, στίς περισσότερες φυσικές ιδιοτήτες τους, μοιάζουν μέ τά μέταλλα, ένώ στίς χημικές ιδιότητές τους συμπεριφέρονται σάν άμέταλλα. Τά στοιχεία αυτά λέγονται **επαμφοτερίζοντα στοιχεία**.

2.5 Κατανομή των στοιχείων στή φύση.

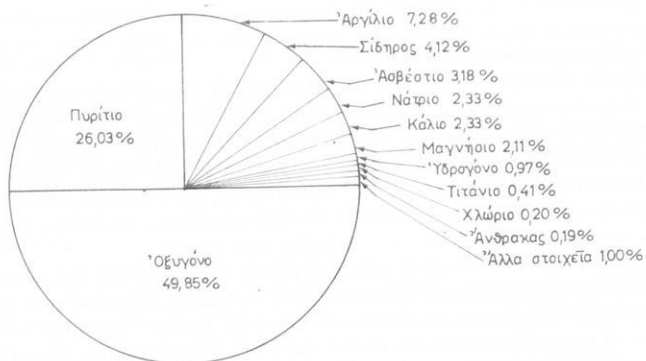
Τά μέχρι σήμερα γνωστά στοιχεία είναι 105. Από αυτά, τά 88 βρέθηκαν στή φύση, ένώ τά υπόλοιπα 17 παρασκευάσθηκαν συνθετικά κατά τά σαράντα τελευταία χρόνια.

Τό ποσοστό πού άπαντούν τά διάφορα στοιχεία στήν φύση ποικίλλει πάρα πολύ. Έτσι από τά 88 στοιχεία πού άπαντούν στή φύση, 12 μόνο άποτελούν τό 99% κατά βάρος του στερεού φλοιού τής γής, των θαλασσών καί τής ατμόσφαιρας, ένώ, από τά δώδεκα αυτά στοιχεία 2 μόνο, τό όξυγόνο καί τό πυρίτιο, άντιπροσωπεύουν περισσότερο από τά τρία τέταρτα του παραπάνω ποσοστού (σχ. 2.5).

Ανάλογη μέ τή σύσταση τής γής είναι καί ή σύσταση των άλλων γνωστών ουρανίων σωμάτων. Είδικά ό ήλιος άποτελείται βασικά από ύδρογόνο. Έτσι τό 55% του βάρους του έσωτερικού τμήματος του καί τό 35% του βάρους του έξωτερικού του φλοιού, πού άκτινοβολεί, άποτελείται από ύδρογόνο. Τό υπόλοιπο τής μάζας του άποτελείται από σίδηρο, τιτάνιο, χρώμιο, κοβάλτιο, νάτριο, μαγγάνιο, κ.ά.

Οι ζώντες όργανισμοί (ζωικοί καί φυτικοί) άποτελούνται βασικά από όξυγόνο, ύδρογόνο καί άνθρακα καί από μικρότερα ποσά άλλων στοιχείων, όπως άζωτο, θεϊο, φωσφόρος, χλώριο κ.ά. Έτσι π.χ. τό ανθρώπινο σώμα, άποτελείται κατά 60% από όξυγόνο, 20% από άνθρακα, 10% από ύδρογόνο καί σε μικρότερες αναλογίες από ασβέστιο, φωσφόρο, θεϊο, κάλιο, νάτριο, μαγνήσιο. Έκτός από τά στοιχεία αυτά στό ανθρώπινο σώμα υπάρχουν καί όρισμένα άλλα στοιχεία σε έλάχιστα ποσά, όπως ιώδιο, χλώριο, φθόριο, λίθιο, άρσενικό, πυρίτιο, μαγγάνιο.





Σχ. 2.5.

Αναλογία των κυριοτέρων στοιχείων στο στερεό φλοιό της γής, συμπεριλαμβανομένων των θαλασσών και της ατμόσφαιρας.

ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΤΡΙΤΟ

ΝΟΜΟΙ ΤΗΣ ΧΗΜΕΙΑΣ

3.1 Νόμος διατηρήσεως τῆς μάζας (Lavoisier 1775).

Πρὶν ἀπὸ τὴν ἐποχὴ τοῦ *Lavoisier*, οἱ χημικοὶ δὲν εἶχαν ποτὲ ἀσχοληθεῖ στὰ πειράματά τους, μὲ τὸν καθορισμὸ ποσοτικῶν σχέσεων μεταξὺ τῶν σωμάτων, πού ἔπαιρναν μέρος σ' αὐτά.

Πρῶτος ὁ *Lavoisier* μεταχειρίστηκε τὸ ζυγὸ στὶς χημικὲς ἐρευνές του, ἰδίως τὶς σχετικὲς μὲ τὰ φαινόμενα τῆς καύσεως. Μὲ τὸ ζυγὸ ἀπόδειξε ὅτι τὰ καιόμενα σώματα γίνονται βαρύτερα, ἐπειδὴ συνενώνονται μὲ ἓνα ἀέριο, πού ὑπάρχει στὸν ἀέρα, τὸ ὀξυγόνο.

Μεταξὺ τῶν κλασσικῶν πειραμάτων τοῦ *Lavoisier* ἦταν ἡ ὀξειδωσις τοῦ μεταλλικοῦ ὑδράργυρου. Κατὰ τὴ θέρμανσις ὑδράργυρου μὲ τὸ ὀξυγόνο μέσα σὲ κατάλληλη συσκευή, ὁ *Lavoisier* ἐλάμβανε ἐρυθρὸ ὀξειδίον τοῦ ὑδράργυρου. Στὴ συνέχεια, μὲ ἀνύψωσις τῆς θερμοκρασίας, προκαλοῦσε τὴ διάσπασις τοῦ ὀξειδίου τοῦ ὑδράργυρου στὰ συστατικά του, δηλαδὴ σὲ ὀξυγόνο καὶ σὲ μεταλλικὸ ὑδράργυρο, ἀποδεικνύοντας ὅτι τὸ συνολικὸ βάρος τοῦ ὀξυγόνου καὶ τοῦ ὑδράργυρου, πού προέρχονται ἀπὸ τὴ διάσπασις, εἶναι ἴσο μὲ τὸ βάρος τοῦ ὀξειδίου τοῦ ὑδράργυρου πού διασπάσθηκε.

Τὰ συμπεράσματα τῶν συστηματικῶν πειραμάτων τοῦ *Lavoisier* ὁδήγησαν στὴ διατύπωσις τοῦ νόμου **διατηρήσεως τῆς μάζας** (ἢ τῆς ἀφθαρσίας τῆς ὕλης), σύμφωνα μὲ τὸν ὁποῖο:

Τὸ σύνολο τῆς μάζας ἐνὸς συστήματος σωμάτων, πού παίρνει μέρος σὲ μιὰ χημικὴ μεταβολή, παραμένει ἀμετάβλητο. Μὲ ἄλλα λόγια σὲ κάθε χημικὴ ἀντίδρασις, τὸ βάρος τῶν προϊόντων τῆς ἀντιδράσεως εἶναι ἴσο μὲ τὸ βάρος τῶν σωμάτων πού ἀντιδρῶν.

Ὁ νόμος τοῦ *Lavoisier* ἐπιβεβαιώθηκε ἀργότερα καὶ μὲ πιο ἀκριβῆ πειράματα ἀπὸ τὸν *Stass* (1860-1861) καὶ τὸν *Landolt* (1889-1896).

Ἄν βέβαια λάβομε ὑπ' ὄψιν μας τὴ σχέση μεταξὺ μάζας καὶ ἐνέργειας τοῦ *Einstein* σύμφωνα μὲ τὴν ὁποία ἡ μεταβολὴ τῆς ἐνέργειας ἐνὸς σώματος συνοδεύεται καὶ ἀπὸ μεταβολὴ τῆς μάζας του, θὰ πρέπει καὶ κατὰ τὶς χημικὲς μεταβολές νὰ ἔχομε μεταβολὴ τῆς μάζας τῶν σωμάτων πού ἀντιδρῶν, ἀφοῦ, ὅπως εἶναι γνωστὸ, κατὰ τὶς χημικὲς μεταβολές ὑπάρχει πάντοτε μεταβολὴ τῆς ἐνέργειας. Πρακτικὰ ὅμως, ἡ μεταβολὴ αὐτὴ τῆς μάζας εἶναι τόσο μικρὴ, πού δὲν μπορεῖ νὰ μετρηθεῖ καὶ μὲ τοὺς πιο εὐαίσθητους ζυγούς. Ἡ μεταβολὴ τῆς μάζας Δm, πού ἀντιστοιχεῖ σὲ μεταβολὴ ἐνέργειας Δw κατὰ τὴ διάρκειά μιᾶς ἀντιδράσεως, σύμφωνα μὲ τὴ σχέση τοῦ *Einstein*, εἶναι:

$$\Delta m = \frac{\Delta w}{c^2}$$

όπου c , είναι η ταχύτητα του φωτός στο κενό ($3 \cdot 10^{10}$ cm/sec). Έτσι για μία εξώ-θερμη αντίδραση, όπως είναι η σύνθεση του νερού, κατά την οποία ελευθερώνονται 59 kcal ανά γραμμομόριο συντιθέμενου νερού (18 g).



υπολογίζουμε στο σύστημα CGS, με βάση τη σχέση του *Einstein*:

$$\Delta m = \frac{\Delta w}{c^2} = \frac{59000 \times 4,18 \cdot 10^7}{9 \times 10^{20}} = 3 \cdot 10^{-9} \text{ g}$$

ότι η μεταβολή, που υφίσταται η μάζα, είναι ίση με τρία δισεκατομμυριοστά το γραμμαρίου, δηλαδή πρακτικά άσήμαντη.

3.2 Νόμος των σταθερών λόγων (Proust 1802).

“Όπως αναφέρθηκε, οι χημικές ενώσεις διακρίνονται από τα μίγματα στο ότι ανεξάρτητα με τον τρόπο που παρασκευάζονται κάθε φορά, έχουν την ίδια κατά βάρος σύσταση. Αυτό καθορίζεται **από το νόμο των σταθερών λόγων**, που διατύπωσε ο *Proust* και που σύμφωνα με αυτόν:

“Ο λόγος των βαρών με τα οποία δύο ή περισσότερα στοιχεία ενώνονται για να σχηματίσουν μία καθορισμένη χημική ένωση, είναι πάντοτε σταθερός.

Ο *Proust* συνέχισε τα πειράματα του *Lavoisier* παρασκευής έρυθρου οξειδίου του υδράργυρου, με θέρμανση μεταλλικού υδράργυρου σε όξυγόνο, προκειμένου να καθορίσει την αναλογία βάρους υδράργυρου-οξυγόνου κατά την παρασκευή διαφορετικών, κάθε φορά, ποσοτήτων οξειδίου του υδράργυρου. Έτσι διαπίστωσε ότι κατά την πλήρη μετατροπή σε οξείδιο 10g, 20g και 40g μεταλλικού υδράργυρου, αυτά ενώνονται με 0,8g, 1,6g και 3,2g οξυγόνου αντίστοιχα και ότι αν ένα από τα δύο συστατικά είναι σε περίσσεια, τότε, μετά το τέλος της αντίδρασης, η περίσσεια αυτή μένει ανέπαφη.

Στην περίπτωση, δηλαδή, των πειραμάτων του *Proust*, ο λόγος των βαρών υδράργυρου-οξυγόνου, τα οποία σχημάτιζαν το έρυθρο οξείδιο του υδράργυρου, ήταν σταθερός και ίσος με 25/2:

$$\frac{10}{0,8} = \frac{20}{1,6} = \frac{40}{3,2} = \frac{25}{2}$$

3.3 Νόμος των απλών πολλαπλασίων ή πολλαπλών αναλογιών (Dalton 1803).

Ο *Dalton* έφάρμοσε το νόμο του *Proust* στις περιπτώσεις, που δύο στοιχεία ενώνονται μεταξύ τους για να σχηματίσουν περισσότερες από μία διαφορετικές χημικές ενώσεις. Τα αποτελέσματα των πειραμάτων του τον οδήγησαν στη διατύπωση του **νόμου των απλών πολλαπλασίων**, σύμφωνα με τον οποίο:

Όταν δύο στοιχεία ενώνονται μεταξύ τους για να σχηματίσουν περισσότερες από μία χημικές ενώσεις, τα βάρη του ενός στοιχείου που ενώνονται με το ίδιο βάρος του άλλου σ' αυτές τις ενώσεις, είναι απλά πολλαπλάσια του ίδιου βάρους, δηλαδή βρίσκονται σε απλή σχέση μικρών άκεραίων αριθμών.

Ο Dalton υπολόγισε τό ποσό του αζώτου και του οξυγόνου, που περιέχεται στα πέντε διαφορετικά οξείδια του αζώτου και στη συνέχεια υπολόγισε τό βάρος του οξυγόνου, που ενώνεται με 100g αζώτου σε κάθε ένα από τά οξείδια. Βρήκε δέ τά παρακάτω αποτελέσματα:

Όξείδιο αζώτου	Αζωτο %	Οξυγόνο %	Βάρος οξυγόνου ενωμένο με 100 g αζώτου	
Υποξείδιο	63,63	36,37	57,15 g	ή 1 × 57,15 g
Μονοξείδιο	46,66	52,34	114,28 g	2 × 57,17 g
Τριοξείδιο	36,84	63,16	171,42 g	3 × 57,15 g
Τετροξείδιο	30,43	69,57	228,56 g	4 × 57,15 g
Πεντοξείδιο	25,92	74,08	285,71 g	5 × 57,15 g

Από τά παραπάνω αποτελέσματα διαπίστωσε ότι τά βάρη του οξυγόνου, που ενώνονται στα οξείδια του αζώτου με τό ίδιο βάρος αζώτου, είναι πολλαπλάσια μεταξύ τους.

Μετά τόν Dalton για τήν απόδειξη τής ορθότητας του νόμου των απλών πολλαπλασίων, έκαναν πειράματα οι Berzelius (1811) και Stass (1849).

3.4 Νόμος των δγκων σύμφωνα με τούς όποιους ενώνονται τά άέρια σώματα (Gay-Lussac 1808).

Ο νόμος αυτός αναφέρεται στη σχέση των δγκων, με τήν όποία τά διάφορα άέρια μπορούν νά αντιδράσουν μεταξύ τους, για νά σχηματίσουν καθορισμένη χημική ένωση.

Τό 1781 ό Cavendish ανακάλυψε ότι κατά τήν ένωση του ύδρογόνου με τό όξυγόνο για τό σχηματισμό νερού, οι συντιθέμενοι δγκοι ύδρογόνου-όξυγόνου βρίσκονται σε αναλογία 2:1. Αυτό έπιβεβαίωσαν άργότερα (1805) οι Humbolt και Gay-Lussac, οι όποιοι έκαναν πειράματα και σε άλλες περιπτώσεις αντιδράσεων μεταξύ αερίων και διαπίστωσαν ότι, και στίς περιπτώσεις αυτές, ύπάρχει απλή αναλογία μεταξύ των δγκων των αερίων, που αντίδρουν μεταξύ τους. Τά δεδομένα αυτά όδήγησαν τόν Gay-Lussac στο συμπέρασμα ότι ή απλή αναλογία μεταξύ των δγκων των αερίων, που αντίδρουν χημικά, είναι φαινόμενο γενικής μορφής, τό όποιο και διατύπωσε με τόν ακόλουθο νόμο:

Όταν δύο άέρια σώματα ενώνονται για νά σχηματίσουν χημική ένωση, οι δγκοι τους βρίσκονται σε απλή αναλογία. Άν δέ και τά προϊόντα τής αντίδράσεως είναι άέρια, τότε και οι δγκοι αυτών βρίσκονται σε σχέση απλή πρός τούς δγκους των αερίων, που αντίδρουν.

Έτσι στην περίπτωση τής συνθέσεως ύδροχλωρίου, οι δγκοι του ύδρογόνου και του χλωρίου βρίσκονται σε αναλογία 1:1, ό δέ δγκος του ύδροχλωρίου, που

σηματίζεται, σε αναλογία 2:1 τόσο προς τον όγκο του υδρογόνου, όσο και προς τον όγκο του χλωρίου. Στη περίπτωση συνθέσεως της αμμωνίας, οι όγκοι του υδρογόνου και αζώτου βρίσκονται σε αναλογία 3:1, ο δέ όγκος της αμμωνίας, που σχηματίζεται, σε αναλογία 2:3 προς το υδρογόνο και 2:1 προς το αζώτο.

3.5 Νόμος των αναλόγων αριθμών ή ισοδυνάμων βαρών (Richter 1791-1802).

Συνεχίζοντας τη μελέτη των βαρών των διαφόρων στοιχείων, τα όποια συνενώνονται για να σχηματίσουν χημικές ενώσεις, ο Richter κατάληξε μεταξύ του 1791 και 1802 σε μία σειρά από αξιόλογες παρατηρήσεις, σχετικά με τα βάρη, με τα όποια διάφορες βάσεις εξουδετερώνουν το ίδιο βάρος οξέος, και τα βάρη με τα όποια τα διάφορα μέταλλα υποκαθιστούν το ένα το άλλο στα διάφορα αλατά τους.

Η γενίκευση των παρατηρήσεων αυτών, οδήγησε τον Richter στη διατύπωση του **νόμου των αναλόγων αριθμών ή των ισοδυνάμων βαρών**, σύμφωνα με τον όποιο:

Τά βάρη με τα όποια δύο στοιχεία ενώνονται μεταξύ τους για να σχηματίσουν χημική ένωση, είναι ίσα ή πολλαπλάσια των βαρών με τα όποια τα δύο στοιχεία ενώνονται με το ίδιο βάρος τρίτου στοιχείου.

Σύμφωνα δηλαδή προς το νόμο αυτό, αν α και β είναι τα βάρη, με τα όποια τα δύο στοιχεία Α και Β ενώνονται με το ίδιο βάρος τρίτου στοιχείου Γ, τότε τα βάρη με τα όποια τα δύο στοιχεία ενώνονται μεταξύ τους, θα βρίσκονται σε αναλογία α : β ή ν . α : μ . β.

Παράδειγμα τα στοιχεία οξυγόνο, θείο, άνθρακας. Το οξυγόνο ενώνεται με τον άνθρακα και σχηματίζει διοξείδιο του άνθρακα σε αναλογία: 6 μέρη βάρους άνθρακα προς 16 μέρη βάρους οξυγόνου. Ταυτόχρονα το θείο ενώνεται με τον άνθρακα και σχηματίζει διθειούχο άνθρακα σε αναλογία: 6 μέρη βάρους άνθρακα προς 32 μέρη βάρους θείου. Η αναλογία δηλαδή, με την όποια το θείο και το οξυγόνο ενώνεται με τα ίδια μέρη βάρους άνθρακα (6), είναι 32:16. Έπομένως, σύμφωνα με τον παραπάνω νόμο, σε όλες τις ενώσεις, που είναι δυνατό να σχηματίσει το θείο με το οξυγόνο, ο λόγος του βάρους του θείου προς το βάρος του οξυγόνου θα είναι μ . 32 : ν . 16.

Πραγματικά, στο διοξείδιο του θείου η αναλογία βάρους θείου-οξυγόνου είναι 32 : 32 ή 32 : 2 × 16 (μ=1, ν=2), ενώ στο τριοξείδιο 32 : 48 ή 32 : 3 × 16 (μ=1, ν=3). Γενικεύοντας το νόμο του Richter, είναι δυνατό σε κάθε στοιχείο Α, Β, Γ, ... να καθορίσουμε έναν αριθμό α, β, γ, ... ώστε τα βάρη των στοιχείων Α, Β, Γ, ... που βρίσκονται ενωμένα σε μία καθορισμένη ένωση, να έχουν σχέση μεταξύ τους, όπως οι αριθμοί λ . α, μ . β, ν . γ, ..., όπου τα λ, μ και ν είναι ακέραιοι αριθμοί κατά κανόνα μικροί. Οι αριθμοί αυτοί ονομάζονται **ανάλογοι αριθμοί** των στοιχείων Α, Β, Γ, ... γιατί εκφράζουν την αναλογία, κάτω από την όποια τα στοιχεία αυτά ενώνονται μεταξύ τους.

Η σημασία του νόμου των αναλόγων αριθμών είναι πολύ μεγάλη, γιατί αυτός αποτέλεσε την βάση του καθορισμού των ισοδυνάμων βαρών και των χημικών ισοδυνάμων των στοιχείων.

3.6 Ίσοδύναμα βάρη. Χημικά ισοδύναμα των στοιχείων.

Σάν βάση για τον καθορισμό των ισοδυνάμων των στοιχείων επέλεγε το οξυγό-

νο, γιατί έχει την ιδιότητα να ένώνεται με όλα τα στοιχεία. Στην αρχή ο *Berzelius* πρότεινε σαν βάση το οξυγόνο με την τιμή 100. Αργότερα έγινε αποδεκτή για το οξυγόνο η τιμή 8, γιατί αυτή δίνει, για το υδρογόνο που είναι το πιο έλαφρο από τα στοιχεία, την τιμή 1. "Αν δηλαδή θεωρήσουμε τις ενώσεις των διαφόρων στοιχείων με το οξυγόνο και υπολογίσουμε τα μέρη βάρους κάθε ενός από τα στοιχεία, που ενώνονται πάντοτε με 8 μέρη βάρους οξυγόνου, τότε, σύμφωνα με το νόμο του *Richter*, τα βάρη αυτά των στοιχείων θα αντιπροσωπεύουν την αναλογία (ή πολλαπλάσιά της), με την οποία τα στοιχεία αυτά θα ενώνονται μεταξύ τους.

Έτσι τα 8 γραμμάρια οξυγόνου ενώνονται

Στό νερό	μέ 1,008 γραμμάρια υδρογόνου
Στό όξειδιο του νατρίου	μέ 22,997 γραμμάρια νατρίου
Στό όξειδιο του ψευδάργυρου	μέ 32,69 γραμμάρια ψευδάργυρου
Στό όξειδιο του μαγνησίου	μέ 12,16 γραμμάρια μαγνησίου
Στό όξειδιο του άργιλιου	μέ 8,99 γραμμάρια άργιλιου
Στό όξειδιο του υδράργυρου	μέ 100,305 γραμμάρια υδράργυρου
Στό διοξειδιο του θείου	μέ 8 γραμμάρια θείου
Στό διοξειδιο του άνθρακα	μέ 3 γραμμάρια άνθρακα
Στό όξειδιο του χαλκού	μέ 31,7 γραμμάρια χαλκού
Κ.Ο.Κ.	

Τα παραπάνω βάρη των στοιχείων τα οποία εκφράζουν την αναλογία βάρους με την οποία τα στοιχεία ενώνονται μεταξύ τους, ονομάζονται **ισοδύναμα βάρη** των στοιχείων.

Ο αριθμός, ο οποίος εκφράζει τα μέρη βάρους ενός στοιχείου, με τα οποία ενώνεται ή αντικαθιστά 8 μέρη βάρους οξυγόνου, ονομάζεται **χημικό ισοδύναμο** του στοιχείου.

Από τα παραπάνω προκύπτει το συμπέρασμα ότι:

Όταν δύο στοιχεία ενώνονται για να σχηματίσουν χημική ένωση, ο λόγος των βαρών τους είναι ίσος ή πολλαπλάσιος με το λόγο των χημικών ισοδυνάμων τους.

Ο υπολογισμός των χημικών ισοδυνάμων των στοιχείων έχει μεγάλη σημασία τόσο για τον υπολογισμό των ατομικών βαρών, όσο και για τον καθορισμό της συνθέσεως των χημικών ενώσεων. Πρέπει επίσης να τονισθεί ότι, ενώ τα ατομικά και μοριακά βάρη είναι έννοιες, που όρίστηκαν με βάση την ατομική θεωρία, τα ισοδύναμα βάρη στηρίζονται σε πειραματικά δεδομένα. Ακόμη, πρέπει να ληφθεί υπ' όψη ότι, ενώ κάθε στοιχείο έχει ένα ατομικό και ένα μοριακό βάρος (έκτός από τις αλλοτροπικές μορφές), πολλά στοιχεία έχουν στίς διάφορες ενώσεις τους περισσότερα από ένα χημικά ισοδύναμα (ανάλογα με το βαθμό οξειδώσεώς τους).

Μεταξύ του ατομικού βάρους ενός στοιχείου, του χημικού ισοδυνάμου και του σθένους του, ισχύει η σχέση:

$$\text{Άτομικό βάρος} = \text{Χημικό ισοδύναμο} \times \text{Σθένος}$$

καί, όπως θα δοῦμε παρακάτω, η σχέση αυτή χρησιμοποιείται για τον υπολογισμό των ατομικών βαρών των στοιχείων.

ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΤΕΤΑΡΤΟ

ΑΤΟΜΙΚΗ ΚΑΙ ΜΟΡΙΑΚΗ ΘΕΩΡΙΑ

4.1 Άτομική θεωρία του Dalton - "Άτομα και μόρια.

Τό πρόβλημα της συστάσεως της ύλης είχε προκαλέσει τό ανθρώπινο ένδιαφέ-
ρον από τήν πολύ παλιά έποχή. Άπό τό 500 π.Χ. οι "Έλληνες φιλόσοφοι είχαν ά-
σχοληθεϊ μέ τήν ύλη καί άν αύτή είναι *συνεχής*, άν δηλαδή μπορεί νά διαιρεϊται συ-
νεχώς σέ μικρότατα σωματίδια, ή *άσυνεχής*, δηλαδή άν αποτελείται από μικρότατα
τεμαχίδια, πού δέν είναι περισσότερο διαιρετά. Πράγματι από τήν έποχή εκείνη, ό
Λεύκιππος (500 π.Χ.), ό *Δημόκριτος* (450 π.Χ.), ό *Έπίκουρος* κ.ά. διατύπωσαν τήν
άντίληψη ότι είναι δυνατό νά εξηγηθοϋν οι ιδιότητες τών σωμάτων, άν παραδε-
χθοϋμε ότι αυτά είναι κατασκευασμένα από πολύ μικρά άδιαίρετα σωματία, τά *ά-
τομα*, αντίληψη πού βρισκόταν σέ αντίθεση μέ εκείνη τοϋ *Άριστοτέλη*. Οι θεωρίες
όμως αυτές τών Έλλήνων φιλοσόφων, δέν βρήκαν πειράματική έπαλήθευση καί
παρέμειναν, γιά μεγάλο χρονικό διάστημα, χωρίς απόδειξη, σάν άπλές φιλοσοφικές
άντιλήψεις. Οι πρώτες πειραματικές απόδείξεις γιά τήν *άσυνέχεια* της ύλης άνάγον-
ται στήν έποχή τοϋ *Bernoulli* (1730), όταν αύτός διατύπωσε τήν *κινητική θεωρία
τών αερίων*, προκειμένου νά εξηγήσει τό νόμο τών *Boyle-Mariotte*.

Η ολοκλήρωση της *Θεωρίας τών Άτόμων* όφείλεται στόν *John Dalton* (1803),
ό όποιος, γιά νά εξηγήσει τούς Νόμους της Χημείας καί γενικά τά φαινόμενα πού
έμφανίζονται στίς χημικές μεταβολές, παραδέχθηκε ότι οι διάφορες μορφές της ύ-
λης αποτελούνται από μικρότατα τεμαχίδια, τά άτομα, τά όποια παίρνουν μέρος
στίς χημικές μεταβολές, χωρίς νά μεταβάλλονται.

Τά συμπεράσματα, στά όποια κατέληξε ό *Dalton*, καί πού αποτελούν τή βάση
της ατομικής του θεωρίας, μπορούν νά συνοψισθοϋν στα ακόλουθα:

1. Η ύλη αποτελείται από μικρότατα τεμαχίδια, τά *άτομα*, τά όποια δέν είναι
δυνατό νά διασπασθοϋν σέ απλούστερα, μέ τίς συνηθισμένες χημικές μεθό-
δους.
2. Τά άτομα είναι άφθαρτα, αλλά καί δέν μπορούν νά δημιουργηθοϋν.
3. Τά άτομα τοϋ ίδιου στοιχείου είναι όμοια μεταξύ τους σέ όλες τίς ιδιότητες,
συμπεριλαμβανομένου καί τοϋ βάρους τους.
4. Τά άτομα διαφορετικών στοιχείων έχουν διαφορετικές ιδιότητες καί διαφο-
ρετικό βάρος.
5. Οι διάφορες χημικές ένώσεις προέρχονται από τήν συνένωση ατόμων δια-
φορετικών στοιχείων κατά άπλές αριθμητικές αναλογίες (π.χ. 1:1, 1:2, 2:3,
κ.ο.κ.).

Η άτομική θεωρία του *Dalton* καταπολεμήθηκε στην αρχή. Ύστερα όμως από συστηματική μελέτη που διήρκεσε πάνω από εκατό χρόνια, αποδείχθηκε ότι είναι μία από τις πιο βασικές θεωρίες της νεώτερης Χημείας και Φυσικής.

Ο *Dalton* αρχικά δεν μπόρεσε να διακρίνει τη διαφορά μεταξύ ατόμων και μορίων, επειδή δεν φαντάστηκε ότι είναι δυνατή η συνένωση μεταξύ ομοίων ατόμων. Πολύ γρήγορα πάντως μετά την διατύπωση της ατομικής θεωρίας, τα πειραματικά δεδομένα επέτρεψαν την διάκριση των μικροτάτων σωματίων από τα όποια αποτελείται η ύλη, σέ *άτομα* και *μόρια*.

Άτομα είναι τα μικρότατα σωματία, τα όποια είναι δυνατό να πάρουν μέρος στις χημικές αντιδράσεις και **μόρια** τα μικρότατα σωματία, τα όποια μπορούν να υπάρχουν σέ ελεύθερη κατάσταση, ενώ εξακολουθούν να διατηρούν τις ιδιότητες του σώματος.

Συνήθως τα μόρια των στοιχείων, στη συνήθη θερμοκρασία, αποτελούνται από περισσότερα του ενός άτομα. Έτσι το υδρογόνο, οξυγόνο, χλώριο, άζωτο κλπ. έχουν μόρια, που αποτελούνται από δύο άτομα. Σέ ορισμένες περιπτώσεις ο αριθμός των ατόμων στο μόριο στοιχείων είναι μεγαλύτερος, όπως π.χ. το μόριο του φωσφόρου, που αποτελείται από τέσσερα άτομα. Έξ άλλου πολλά στοιχεία, κάτω από διαφορετικές συνθήκες θερμοκρασίας, πίεσεως έχουν μόρια μέ διαφορετικό, κάθε φορά, αριθμό ατόμων. Έτσι π.χ. το θείο σχηματίζει μόρια μέ δύο, τέσσερα, έξι και οκτώ άτομα θείου. Εξαίρεση αποτελούν τα εύγενή αέρια, τα μόρια των οποίων αποτελούνται από ένα άτομο. Μονοατομικά μόρια βρίσκονται επίσης στους ατμούς των μετάλλων, ενώ σέ υψηλές θερμοκρασίες γενικά τα μόρια των στοιχείων τείνουν να γίνουν μονοατομικά.

Ο αριθμός των ατόμων, που αποτελούν το μόριο ενός στοιχείου, ονομάζεται **ατομικότητα του στοιχείου**.

4.2 Άτομικά και μοριακά βάρη (ατομικές και μοριακές μάζες).

Μετά τη διατύπωση της ατομικής θεωρίας από τον *Dalton*, τό πρόβλημα που προέκυψε και που απασχόλησε γιά μεγάλο χρονικό διάστημα τούς χημικούς ήταν ο υπολογισμός των βαρών των ατόμων και των μορίων, δηλαδή των ατομικών ενώσεων, όπως αρχικά ονόμαζε τα μόρια ο *Dalton*. Επειδή τό μέγεθος αυτών των σωματίων ήταν πολύ μικρό (π.χ. τό άτομο του υδρογόνου ζυγίζει $1,66 \times 10^{-24}$ g), ήταν αδύνατος ο προσδιορισμός του απόλυτου βάρους τους. Έξ άλλου, εκείνο που ενδιαφέρει περισσότερο τούς χημικούς δεν είναι τόσο τα απόλυτα βάρη των ατόμων και των μορίων, όσο τό σχετικά τους βάρη, δηλαδή τά βάρη των ατόμων και των μορίων, σέ σύγκριση μέ τό βάρος του ατόμου ενός στοιχείου, που λαμβάνεται σάν μονάδα.

Αρχικά και κατά τη διάρκεια του 19ου αιώνα, σάν βάση συγκρίσεως χρησιμοποιήθηκε τό υδρογόνο, γιατί τό άτομό του είναι τό ελαφρότερο από τά άτομα των άλλων στοιχείων. Μέ βάση τό ατομικό βάρος του υδρογόνου ίσο μέ τη μονάδα, τό ατομικό βάρος του οξυγόνου ήταν ίσο μέ 15,88. Αργότερα (1904) η Διεθνής Επιτροπή Άτομικών Βαρών πρότεινε σάν βάση γιά τόν προσδιορισμό των ατομικών βαρών, τό φυσικό οξυγόνο, στο οποίο δόθηκε η τιμή ατομικού βάρους 16. (Μέ βάση την τιμή αυτή, τό ατομικό βάρος του υδρογόνου είναι ίσο μέ 1,0081). Έτσι η

κλίμακα των ατομικών βαρών, που δημιουργήθηκε, ονομάστηκε **χημική κλίμακα ατομικών βαρών**.

Κατά τό 19ο αιώνα, έπικρατούσε ή αντίληψη ότι όλα τά άτομα κάθε στοιχείου έχουν τήν ίδια μάζα.

Μετά τήν ανακάλυψη τής ραδιενέργειας και τή χρησιμοποίηση του φασματογράφου μάζας, διαπιστώθηκε ότι, γιά τά περισσότερα στοιχεία, ή αντίληψη αυτή δέν ήταν σωστή. Πράγματι, τά φυσικά στοιχεία αποτελούνται από περισσότερα άτομα διαφορετικής μάζας, τά **ισότοπα** (στά όποια θά αναφερθούμε μέ λεπτομέρεια παρακάτω). Έτσι σήμερα είναι γνωστό ότι τό φυσικό όξυγόνο αποτελείται από τρία διαφορετικά ισότοπα ατομικού βάρους 16, 17 αϊ 18 και μέ αναλογία 99,76%, 0,04% και 0,2% αντίστοιχα. Τό γεγονός αυτό έχει βέβαια μεγάλη σημασία γιά τόν καθορισμό των ατομικών και μοριακών βαρών, γιατί διαπιστώνεται ότι ή βάση ή όποια ελήφθη (τό φυσικό όξυγόνο), είναι ένα μέσο βάρος, του όποιου ή σταθερότητα εξαρτάται από τήν απόλυτα σταθερή αναλογία των τριών ισωτόπων του όξυγόνου σε όλα τά είδη του, είτε ελεύθερο, είτε ενωμένο, δηλαδή ανεξάρτητα από τήν προέλευσή του. Πρόσφατες όμως μετρήσεις (μέ τό φασματογράφο μάζας) έδειξαν ότι ή αναλογία των τριών ισωτόπων στο όξυγόνο ποικίλλει έλαφρά, άνάλογα μέ τήν προέλευσή του. Έξ άλλου, στήν πυρηνική φυσική έχει ιδιαίτερη σημασία ή άκριβής μέτρηση των σχετικών μαζών των ισωτόπων. Γιά τό λόγο αυτό, άποφασίστηκε τά ατομικά βάρη των διακεκριμένων ισωτόπων των στοιχείων νά εκφράζονται μέ βάση τό έλαφρότερο ισότοπο του όξυγόνου, που βρίσκεται και σε μεγαλύτερη αναλογία. Τό ατομικό βάρος του θεωρήθηκε ίσο μέ 16,000. Έπειδή τά ατομικά βάρη των ισωτόπων τά μετράμε μέ φυσικές μεθόδους (π.χ. μέ τό φασματογράφο μάζας), ή νέα αυτή κλίμακα ατομικών βαρών, μέ βάση τό ισότοπο του όξυγόνου ^{16}O , ονομάστηκε **φυσική κλίμακα ατομικών βαρών**. Μεταξύ των ατομικών βαρών τής φυσικής και χημικής κλίμακας, ισχύει ή σχέση:

$$\alpha\beta. \text{ φυσικής κλίμακας} = 1,000278 \times \alpha\beta. \text{ χημικής κλίμακας}$$

Γιά νά άντιμετωπισθούν οι δυσχέρειες, που προέρχονται από τή χρησιμοποίηση, στή χημική κλίμακα ατομικών βαρών, μιάς βάσεως συγκρίσεως όχι σταθερής και γιά νά καθορισθεί μία ένιαία κλίμακα ατομικών και μοριακών βαρών τόσο γιά τά στοιχεία που βρίσκονται στή φύση (τά όποια είναι μίγματα ισωτόπων), όσο και γιά τά διακεκριμένα ισωτόπά τους, έγινε από τό 1961 αποδεκτική νέα ένιαία κλίμακα ατομικών και μοριακών βαρών. Ή νέα αυτή κλίμακα έχει σαν βάση τό έλαφρότερο ισότοπο του άνθρακα, που υπάρχει και σε μεγαλύτερη αναλογία, στο όποιο δόθηκε ή τιμή ατομικού βάρους 12 (^{12}C).

Δηλαδή, μέ βάση τή νέα κλίμακα, σαν μονάδα γιά τόν ύπολογισμό των ατομικών και μοριακών βαρών, λαμβάνεται τό $^{12}/_{12}$ του βάρους του άτόμου του ισωτόπου του άνθρακα ^{12}C . Ή μονάδα αυτή ονομάζεται και **μονάδα ατομικής μάζας**. Κατά συνέπεια: **Άτομικό βάρος (ή ατομική μάζα)** στοιχείου, ονομάζεται ό αριθμός, που εκφράζει πόσες φορές τό άτομο του στοιχείου είναι βαρύτερο από τό $^{12}/_{12}$ του βάρους του άτόμου του έλαφρότερου ισωτόπου του άνθρακα (^{12}C), και άνάλογα:

Μοριακό βάρος (ή μοριακή μάζα) στοιχείου ή χημικής ένωσης, ονομάζεται ό αριθμός, που εκφράζει πόσες φορές τό μόριο του στοιχείου ή τής χημικής ένωσης, είναι βαρύτερο από τό $^{12}/_{12}$ του βάρους του άτόμου του έλαφρότερου ισωτόπου του άνθρακα (^{12}C).

4.3 Γραμμοάτομο, γραμμομόριο, γραμμοϊσοδύναμο.

Επειδή κατά τις χημικές αντιδράσεις τά στοιχεΐα καί οί χημικές ενώσεις μετέχουν κατά βάρη πολλαπλάσια τῶν ἀτομικῶν, μοριακῶν καί ἰσοδυνάμων βαρῶν τους, εἶναι πρακτικό, ὁ ὑπολογισμός τῶν βαρῶν τους κατά τίς χημικές ἀντιδράσεις, νά γίνεται σέ μονάδες, πού ἔχουν σχέση μέ τά ἀτομικά, μοριακά καί ἰσοδύναμα βάρη. Μονάδες αὐτοῦ τοῦ εἶδους εἶναι τό γραμμοάτομο, τό γραμμομόριο καί τό γραμμοϊσοδύναμο εἶναι δέ:

Γραμμοάτομο στοιχείου, ποσότητα τοῦ στοιχείου σέ γραμμάρια, ἴση μέ τόν ἀριθμό, πού ἐκφράζει τό ἀτομικό βάρος τοῦ στοιχείου. **Γραμμομόριο** στοιχείου ἢ χημικῆς ἐνώσεως, ποσότητα τοῦ στοιχείου ἢ τῆς χημικῆς ἐνώσεως σέ γραμμάρια, ἴση μέ τόν ἀριθμό, πού ἐκφράζει τό μοριακό βάρος τοῦ στοιχείου ἢ τῆς χημικῆς ἐνώσεως. **Γραμμοϊσοδύναμο** στοιχείου, ποσότητα τοῦ στοιχείου σέ γραμμάρια, ἴση μέ τόν ἀριθμό, πού ἐκφράζει τό χημικό ἰσοδύναμο τοῦ στοιχείου. Ἐτσι, τό γραμμοάτομο τοῦ ὕδρογόνου εἶναι 1,008g καί τοῦ ἀζώτου 14g, τό γραμμομόριο τοῦ ὀξυγόνου 32g καί τοῦ νεροῦ 18g, τό γραμμοϊσοδύναμο τοῦ ὀξυγόνου 8g κ.ο.κ.

4.4 Ὑπόθεση Avogadro. Μοριακός ὄγκος τῶν ἀερίων.

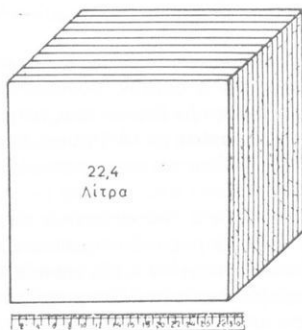
Μετά τόν καθορισμό τῶν μοριακῶν καί ἀτομικῶν βαρῶν, προέκυψε τό πρόβλημα τοῦ πειραματικοῦ προσδιορισμοῦ τους. Αὐτό ἐγίνε δυνατό, χάρις στήν ὑπόθεση πού διατύπωσε τό 1811 ὁ Ἰταλός Φυσικός *Avogadro*, μέ σκοπό νά ἐξηγήσει τό Νόμο *Gay-Lussac*, πού ἀναφέρεται, ὅπως εἶναι γνωστό, στήν ἀναλογία τῶν ὀγκων πού ἔχουν τά ἀέρια ὅταν ἐνώνονται. Σύμφωνα μέ τήν ὑπόθεση τοῦ *Avogadro* **ἴσοι ὄγκοι ἀερίων ἢ ἀτμῶν, στίς ἴδιες συνθήκες θερμοκρασίας καί πίεσεως, περιέχουν τόν ἴδιο ἀριθμό μορίων.**

Ἀπό τήν ὑπόθεση αὐτή συνεπάγεται καί τό ἀντίστροφο, ὅτι δηλαδή ἴσος ἀριθμός μορίων ἀερίων ἢ ἀτμῶν, πού βρίσκονται στίς ἴδιες συνθήκες θερμοκρασίας καί πίεσεως, θά πρέπει νά κατέχει τόν ἴδιο ὄγκο. Ἐπειδή δέ τό γραμμομόριο κάθε στοιχείου ἢ ἐνώσεως περιέχει τόν ἴδιο ἀριθμό μορίων μέ τό γραμμομόριο ὁποιοῦδήποτε ἄλλου στοιχείου ἢ ἐνώσεως, ἔπεται ὅτι **τό γραμμομόριο ὁποιοῦδήποτε ἀερίου θά κατέχει, στίς ἴδιες συνθήκες θερμοκρασίας καί πίεσεως, τόν ἴδιο ὄγκο μέ τό γραμμομόριο ὁποιοῦδήποτε ἄλλου ἀερίου.**

Σέ κανονικές συνθήκες θερμοκρασίας καί πίεσεως (0°C καί 1Atm), ὁ ὄγκος ἐνός γραμμομορίου ὁποιοῦδήποτε ἀερίου εἶναι ἴσος μέ 22,415 lit. (σχ. 4.4). Ὁ ὄγκος αὐτός ὀνομάζεται **γραμμομοριακός ὄγκος** σέ κανονικές συνθήκες.

Ἀνάλογα ὁ ὄγκος ἐνός γραμμοατόμου ἀερίου στοιχείου ὀνομάζεται **γραμμοατομικός ὄγκος** καί εἶναι ἴσος μέ τό πηλίκο τοῦ γραμμομοριακοῦ ὄγκου διά τῆς ἀτομικότητας τοῦ στοιχείου (δηλαδή τοῦ ἀριθμοῦ τῶν ἀτόμων, πού ἀποτελοῦν τό μόριό του), πού εἶναι 11,2 lit. γιά τά διατομικά ἀέρια, ὅπως π.χ. τό ὕδρογόνο, τό ἀζωτο, τό ὀξυγόνο κ.ἄ., ἐνῶ γιά τά εὐγενή ἀέρια, πού εἶναι μονοατομικά, θά εἶναι 22,4 lit.

Mole. Ἐκτός ἀπό τό γραμμοάτομο, τό γραμμομόριο καί τό γραμμοϊσοδύναμο, οἱ ποσότητες τῶν στοιχείων καί τῶν χημικῶν ἐνώσεων ἐκφράζονται πιά συχνά σέ **moles**. Ὁ ὅρος αὐτός (mole) ἐκφράζει ἀριθμό ἀτόμων, μορίων ἢ ὁποιοῦδήποτε ἄλλων σωματίων (π.χ. ἰόντων, ἡλεκτρονίων) ἴσο μέ τόν ἀριθμό $6,023 \cdot 10^{23}$. Στήν



Σχ. 4.4.

Κύβος όγκου 22,4 lit. Κάθε πλευρά είναι ίση με 28,19 cm.

πραγματικότητα δηλαδή τό mole αντιπροσωπεύει τήν ίδια ποσότητα στοιχείου ή ένωσης, πού αντιπροσωπεύει καί τό γραμμομόριο. Στήν περίπτωση βέβαια τών στοιχείων, πρέπει νά καθορίζεται, άν τό mole αναφέρεται σέ μόρια ή άτομα του στοιχείου. Έτσι, 1 mole μορίων όξυγόνου είναι 32g, ένw 1 mole ατόμων όξυγόνου είναι 16g. Όπως αναφέρθηκε, ό όρος mole είναι γενικότερος από τό γραμμομόριο καί μπορεί νά χρησιμοποιηθεί για όποιοδήποτε είδος σωμάτων. Ό όρος αυτός προέρχεται από τή λατινική λέξη moles πού σημαίνει σωρό από πέτρες, τοποθετημένες για τήν κατασκευή λιμενοβραχίονα.

4.5 Προσδιορισμός μοριακών βαρών.

Α. Προσδιορισμός τών μοριακών βαρών αερίων (ή στερεών καί υγρών πού μπορούν νά εξαερωθοῦν) από τή σχετική τους πυκνότητα.

Σχετική πυκνότητα αερίου (συνήθως ως πρós τό υδρογόνο ή ως πρós τόν άέρα) ονομάζουμε τό πηλίκο τής μάζας όρισμένου όγκου του αερίου, πρós τή μάζα ίσου όγκου υδρογόνου (ή άέρα), πού λαμβάνεται στίς ίδιες συνθήκες θερμοκρασίας καί πίεσης. Ό ύπολογισμός του μοριακού βάρους από τή σχετική πυκνότητα μπορεί νά γίνει με τούς έξής τρόπους:

α) Από τή σχετική πυκνότητα ως πρós υδρογόνο. Αφού, σύμφωνα με τήν ύπόθεση Avogadro, ίσοι όγκοι αερίων στήν ίδια θερμοκρασία καί πίεση περιέχουν τόν ίδιο αριθμό μορίων, έπεται ότι ό λόγος τών βαρών ίσων όγκων ενός αερίου καί υδρογόνου, δηλαδή ή σχετική πυκνότητα του αερίου ως πρós τό υδρογόνο, θά είναι ίσος με τό λόγο του βάρους του μορίου του αερίου πρós τό βάρος του μορίου του υδρογόνου καί, επομένως του μοριακού βάρους του αερίου πρós τό μοριακό βάρος του υδρογόνου.

Δηλαδή:

$$(\text{Σχετική πυκνότητα αερίου ως προς υδρογόνο}) = \frac{\text{Μοριακό βάρος αερίου}}{\text{Μοριακό βάρος υδρογόνου}}$$

Όπότε:

(μοριακό βάρος αερίου) = 2,016 · (σχετική πυκνότητα αερίου ως προς υδρογόνο).

Ο υπολογισμός, δηλαδή, του μοριακού βάρους του αερίου, ανάγεται στον υπολογισμό της σχετικής πυκνότητάς του ως προς το υδρογόνο.

β) Από τη σχετική πυκνότητα ως προς τον άερα.

Η σχετική πυκνότητα d ενός αερίου ως προς τον άερα είναι:

$$d = \frac{\text{βάρος } V \text{ όγκου του αερίου}}{\text{βάρος } V \text{ όγκου άερα}}$$

Εάν ο όγκος V είναι ο γραμμομοριακός όγκος του αερίου σε κανονικές συνθήκες, δηλαδή 22,4 lit., τότε το βάρος του θα είναι ίσο με το mole του αερίου, και έπειδή το βάρος 1 lit. άερα σε κανονικές συνθήκες είναι ίσο με 1,293 g, από τη παραπάνω σχέση προκύπτει:

$$d = \frac{\text{mole του αερίου}}{22,4 \times 1,293 \text{ g}} = \frac{\text{mole του αερίου}}{28,96 \text{ g}}$$

ή mole του αερίου = $d \cdot 28,96 \text{ g}$.

Επομένως το μοριακό βάρος του αερίου είναι ίσο με το γινόμενο της σχετικής πυκνότητάς του ως προς τον άερα επί 28,96.

Β) Προσδιορισμός του μοριακού βάρους από το γραμμομοριακό όγκο.

Όπως αναφέρθηκε, ο γραμμομοριακός όγκος των αερίων, σε κανονικές συνθήκες, είναι ίσος με 22,415 lit. Κατά συνέπεια το μοριακό βάρος ενός αερίου θα είναι αριθμητικά ίσο με το βάρος 22,415 lit. του αερίου, μετρημένο σε κανονικές συνθήκες.

Στήν πράξη, για τον προσδιορισμό του μοριακού βάρους, ζυγίζεται όρισμένος όγκος αερίου σε μία θερμοκρασία T (απόλυτη κλίμακα) και πίεση P Atm. Κατόπιν ο όγκος αυτός ανάγεται σε κανονικές συνθήκες ($T = 273^\circ \text{ K}$, $P = 1 \text{ Atm}$). Αφού λοιπόν είναι γνωστό το βάρος όρισμένου όγκου του αερίου, είναι εύκολο να υπολογισμοε το βάρος 22,415 lit. του, σε κανονικές συνθήκες επίσης. Αυτό ακριβώς το βάρος σε γραμμάρια είναι αριθμητικά ίσο με το μοριακό βάρος του αερίου.

Εκτός από τις μεθόδους, που αναφέρθηκαν για τον προσδιορισμό του μοριακού βάρους των σωμάτων, που βρίσκονται σε αέρια κατάσταση, τα μοριακά βάρη στερεών και υγρών προσδιορίζονται συνήθως με μεθόδους, που στηρίζονται στις ιδιότητες των διαλυμάτων (ζεσεοσκοπικά, κρυοσκοπικά και από την ωσμωτική πίεση). Οι μέθοδοι αυτές αναφέρονται στο κεφάλαιο που αφορά στις ιδιότητες των διαλυμάτων.

4.6 Προσδιορισμός ατομικῶν βαρῶν.

Α) Προσδιορισμός τοῦ ατομικοῦ βάρους ἀπὸ τὸ μοριακὸ βάρος πτητικῶν ἐνώσεων τοῦ στοιχείου (μέθοδος Cannizzaro).

Παρασκευάζονται ἐνώσεις τοῦ στοιχείου, τοῦ ὁποῖου ζητεῖται τὸ ατομικὸ βάρος, κατὰ προτίμηση ἀέριες ἢ ὑγρές καὶ στερεές, ποὺ μποροῦν εὐκόλα νὰ ἐξαερωθοῦν. Προσδιορίζεται τὸ μοριακὸ βάρος τῶν ἐνώσεων αὐτῶν καί, μέ χημικὴ ἀνάλυση, τὰ βάρη τοῦ στοιχείου ποὺ περιέχονται στὸ γραμμομόριο κάθε ἐνώσεως του. Τὰ βάρη αὐτὰ θὰ πρέπει νὰ εἶναι πολλαπλάσια ἐνός μικροτέρου βάρους, τὸ ὁποῖο θὰ εἶναι τὸ γραμμοάτομο τοῦ στοιχείου. Ἐστω π.χ. ὅτι ζητεῖται τὸ ατομικὸ βάρος τοῦ ἀνθρακα. Προσδιορίζεται τὸ μοριακὸ βάρος ἀριθμοῦ πτητικῶν ἐνώσεων τοῦ ἀνθρακα καί κατόπιν, μέ χημικὴ ἀνάλυση, βρίσκειται τὸ βάρος τοῦ ἀνθρακα, ποὺ ἀντιστοιχεῖ τὸ γραμμομόριο κάθε ἐνώσεως. Ὅπως φαίνεται στὸν πίνακα 4.6, τὸ μικρότερο ποσὸ ἀνθρακα, ποὺ περιέχεται στὸ γραμμομόριο τῶν παραπάνω ἐνώσεων, εἶναι 12g, ἐνῶ ὅλα τὰ ἄλλα εἶναι πολλαπλάσιά του. Κατὰ συνέπεια, τὸ ατομικὸ βάρος τοῦ ἀνθρακα εἶναι ἴσο μέ 12.

ΠΙΝΑΚΑΣ 4.6.1.

Πτητικὴ ἐνωση ἀνθρακα	Μοριακὸ βάρος	Ἀναλογία ἀνθρακα στὸ γραμμομόριο
Μονοξειδίου τοῦ ἀνθρακα	28	12
Διοξειδίου τοῦ ἀνθρακα	44	12
Μεθάνιο	16	12
Αἰθυλένιο	28	$24 = 2 \times 12$
Προπυλένιο	42	$36 = 3 \times 12$
Διθειοῦχος ἀνθρακας	76	12

Β) Προσδιορισμός ατομικοῦ βάρους στοιχείου ἀπὸ τὸ χημικὸ τοῦ ἰσοδύναμο καὶ τὸ σθένος του.

Τὸ χημικὸ ἰσοδύναμο ἐνός στοιχείου καί τὸ σθένος του συνδέονται μέ τὸ ατομικὸ βάρος σύμφωνα μέ τὴ σχέση:

$$\text{Ἀτομικὸ βάρος} = \text{Χημικὸ ἰσοδύναμο} \times \text{σθένος}$$

Τὸ χημικὸ ἰσοδύναμο μπορεῖ νὰ υπολογισθεῖ μέ μεγάλη ἀκρίβεια ἀπὸ τὴ χημικὴ ἀνάλυση καί τὸ σθένος εἶναι μικρὸς ἀκέραιος ἀριθμὸς. Μέ τὴ μέθοδο αὕτὴ τὸ ατομικὸ βάρος προσδιορίζεται μέ ἀκρίβεια.

Γ) Προσδιορισμός ατομικοῦ βάρους στοιχείου ἀπὸ τὴν εἰδικὴ του θερμότητα σέ στερεὰ κατάσταση.

Οἱ *P. Dulong* καὶ *A. Petit* (1819), κατὰ τὴ μελέτη τῶν εἰδικῶν θερμότητων τῶν στοιχείων σέ στερεὰ κατάσταση, κατέληξαν στὸ συμπέρασμα ὅτι τὸ γινόμενο τοῦ ατομικοῦ βάρους τοῦ στοιχείου ἐπὶ τὴν εἰδικὴ του θερμότητα σέ στερεὰ κατάστα-

Ο φασματογράφος μάζας τελειοποιήθηκε κυρίως από τον *Aston*. Σύγχρονοι φασματογράφοι μάζας επιτρέπουν διαχωρισμό ιόντων, των οποίων οι λόγοι m/e διαφέρουν λιγότερο από 1:10000. Κατά συνέπεια μπορεί να προσδιορισθεί το ατομικό βάρος των στοιχείων με πολύ μεγάλη ακρίβεια.

Με τον φασματογράφο μάζας έγινε η διαπίστωση της ύπαρξης των ισοτόπων των στοιχείων και ο προσδιορισμός των ατομικών τους βαρών.

ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΠΕΜΠΤΟ

ΟΙ ΤΡΙΕΣ ΦΥΣΙΚΕΣ ΚΑΤΑΣΤΑΣΕΙΣ ΤΗΣ ΥΛΗΣ

5.1 Γενικά.

Ἡ ὕλη, ανάλογα μέ τίς συνθήκες θερμοκρασίας καί πίεσεως, ἀπαντᾷ σέ τρεῖς φυσικές καταστάσεις, τή στερεά, τήν ὑγρή καί τήν ἀέρια.

Ἡ στερεά κατάσταση χαρακτηρίζεται ἀπό καθορισμένο ὄγκο καί σχῆμα.

Τά ὑγρά εἶναι ρευστά μέ καθορισμένο ὄγκο, ὄχι ὅμως καί σχῆμα. Τό σχῆμα τῶν ὑγρῶν καθορίζεται κάθε φορά ἀπό τό σχῆμα τοῦ δοχείου, ὅπου βρίσκονται. Τά ὑγρά συμπιέζονται ἐλάχιστα καί μόνο ὅταν ὑποστοῦν πολύ μεγάλες πιέσεις.

Τά ἀέρια τέλος, εἶναι ρευστά χωρίς καθορισμένο ὄγκο καί σχῆμα. Παρουσιάζουν τήν τάση νά καταλαμβάνουν ὅλο τό χῶρο, πού τοῦς διατίθεται. Τά ἀέρια ἀναμινύονται μεταξύ τους σέ ὁποιαδήποτε ἀναλογία (ἂν βέβαια δέν ἀντιδρῶν χημικά) καί σχηματίζουν ὁμογενή μίγματα.

5.2 Ἰδιότητες τῶν ἀερίων. Νόμοι τῶν ἀερίων.

Γενικά ἡ συμπεριφορά τῶν ἀερίων εἶναι περισσότερο ἀπλή καί ὁμοιόμορφη ἀπό τή συμπεριφορά τῶν ὑγρῶν καί τῶν στερεῶν. Σέ ἀντίθεση μέ τά ὑγρά καί τά στερεά, ὁρισμένες βασικές ἰδιότητες τῶν ἀερίων εἶναι ἀνεξάρτητες τῆς χημικῆς τους φύσεως καί μποροῦν νά περιγραφοῦν ἀπό νόμους γενικῆς μορφῆς. Οἱ νόμοι αὐτοί εἶναι γνωστοί ὡς **νόμοι τῶν ἀερίων**. Ἡ μεταβολή π.χ. τοῦ ὄγκου ὁρισμένης μάζας ἀερίου, σέ συνάρτηση μέ τή μεταβολή τῆς πίεσεως καί τῆς θερμοκρασίας, καθορίζεται ἀπό τοῦς παρακάτω νόμους:

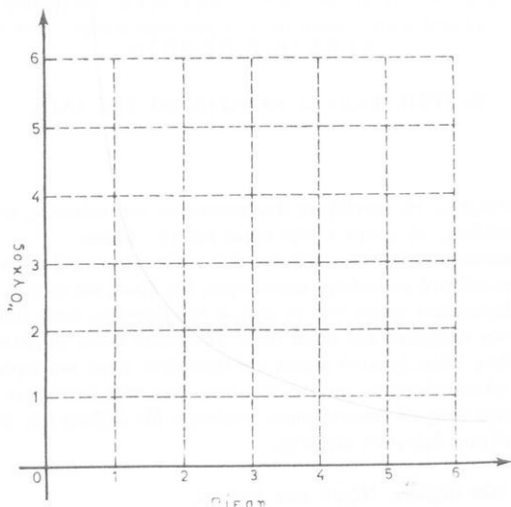
α) Νόμος τοῦ Boyle.

Ὁ Boyle μελέτησε τή σχέση μεταξύ τῆς πίεσεως καί τοῦ ὄγκου ὁρισμένης μάζας ἀερίου, σέ σταθερή θερμοκρασία καί βρῆκε ὅτι, ὅταν μεταβάλλεται ἡ πίεση, ὁ ὄγκος τοῦ ἀερίου μεταβάλλεται κατά τρόπο ἀντιστρόφως ἀνάλογο. Δηλαδή, ἂν διπλασιασθεῖ ἡ πίεση, ὁ ὄγκος τοῦ ἀερίου γίνεται ὁ μισός. Ἡ μεταβολή αὐτή τοῦ ὄγκου φαίνεται στό σχῆμα 5.2α καί μπορεῖ νά ἐκφρασθεῖ μέ τήν ἀπλή μαθηματική διατύπωση.

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 \quad \text{ἢ} \quad PV = K_1$$

ὅπου P καί V εἶναι ἀντίστοιχα ἡ πίεση καί ὁ ὄγκος ὁρισμένης μάζας ἀερίου σέ σταθερή θερμοκρασία καί K_1 μία σταθερά, ἡ ὁποία ἐξαρτᾶται ἀπό τήν ποσότητα τοῦ θεωρουμένου ἀερίου, τή θερμοκρασία καί τίς μονάδες, μέ τίς ὁποῖες ἐκφράζεται ἡ

πίεση P και ό όγκος V . Η παραπάνω έκφραση $PV = K$, αποτελεί τό νόμο του Boyle, ό όποίος μπορεί νά διατυπωθεί ώς έξής: **Τό γινόμενο τής πίεσεως επί τόν όγκο όρισμένης μάζας αερίου, σέ σταθερή θερμοκρασία, είναι σταθερό.**



Σχ. 5.2α.

Καμπύλη μεταβολής του όγκου αερίου σέ συνάρτηση μέ τήν πίεση, σέ σταθερή θερμοκρασία (Νόμος του Boyle).

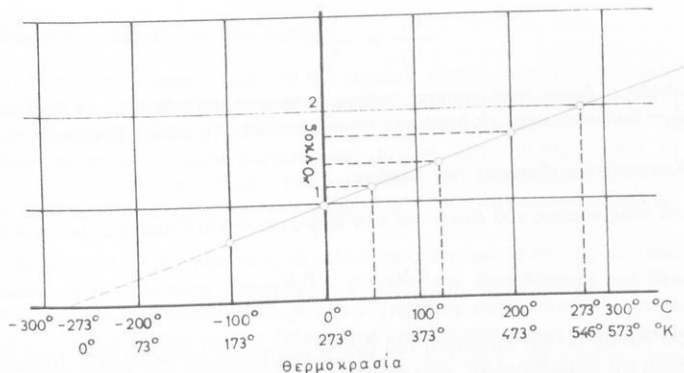
β) Νόμος Gay-Lussac και Charles.

Η πειραματική μελέτη τής μεταβολής του όγκου όρισμένης μάζας αερίου, σέ συνάρτηση μέ τή θερμοκρασία και σέ σταθερή πίεση απέδειξε ότι, όταν μεταβάλλεται ή θερμοκρασία, όλα τά αέρια διαστέλλονται ή συστέλλονται όμοιόμορφα. Έτσι, διαπιστώνεται πειραματικά ότι, όταν αύξάνεται ή θερμοκρασία κατά 1°C , ό όγκος όρισμένης μάζας αερίου αυξάνεται κατά τό $1/273$ του όγκου, τόν όποιο θά κατείχε στους 0°C . Αντίθετα, μέ ψύξη του αερίου κατά 1°C ό όγκος του ελαττώνεται κατά τό $1/273$ του όγκου του στους 0°C . Η μεταβολή αυτή παριστάνεται στο σχήμα 5.2β και έκφράζεται από τή σχέση:

$$V_{\theta} = V_0 + \frac{1}{273} V_0 \theta \quad \eta \quad V_{\theta} = V_0 \left(1 + \frac{\theta}{273} \right)$$

όπου V_0 και V_{θ} είναι αντίστοιχα οι όγκοι τής δεδομένης μάζας αερίου σέ 0°C και $t^{\circ}\text{C}$.

Από τόν παραπάνω τύπο προκύπτει ότι ό όγκος του αερίου μηδενίζεται, άν ή



Σχ. 5.2β.

Καμπύλη μεταβολής του όγκου αερίου, σε συνάρτηση με τη θερμοκρασία, σε σταθερή πίεση 1 ατόμο-σφαιρας (Νόμος Gay-Lussac και Charles).

Θερμοκρασία θ του αερίου φθάσει στους -273°C . Στο συμπέρασμα αυτό οδηγεί και η προέκταση της καμπύλης του σχήματος. Για τó λόγο αυτό η θερμοκρασία -273°C ονομάζεται **άπόλυτο μηδέν**.

Γιά λόγους πρακτικούς καθορίσθηκε μία θερμομετρική κλίμακα, ή οποία έχει τούς ίδιους βαθμούς με την εκατοντάβαθμη κλίμακα, τής οποίας όμως τó μηδέν αντίστοιχεί στους -273°C . Η κλίμακα αυτή λέγεται **άπόλυτη θερμομετρική κλίμακα** ή **κλίμακα Κέλβιν** (Kelvin) και παριστάνεται ως $^{\circ}\text{K}$. Κατά συνέπεια:

$$^{\circ}\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273$$

“Αν στόν τύπο τής μεταβολής του όγκου του αερίου, σε συνάρτηση με τη θερμοκρασία αντικατασταθεί η θερμοκρασία $\theta^{\circ}\text{C}$ με την άπόλυτη θερμοκρασία, δηλαδή με $T = \theta + 273$, θά έχομε:

$$V = V_0 \frac{T}{273} \quad \text{ή} \quad \frac{V}{T} = \frac{V_0}{273} = \text{Σταθερό}$$

$$\text{ή} \quad V/T = K_2 \quad \text{ή} \quad V = K_2 T$$

Καί στήν περίπτωση αυτή, ή αριθμητική τιμή τής σταθερής K_2 εξαρτάται άπό τήν ποσότητα του θεωρουμένου αερίου, τήν πίεση και τίς μονάδες στίς οποίες εκφράζονται ό όγκος και ή θερμοκρασία.

Η παραπάνω σχέση, δηλαδή $V = K_2 T$, άποτελεί τήν έκφραση του νόμου τών Gay-Lussac και Charles πού μπορεί νά διατυπωθεί ως εξής:

Σε σταθερή πίεση ό όγκος όρισμένης μάζας αερίου είναι άνάλογος πρός τήν άπόλυτη θερμοκρασία του.

Επομένως, άν V_1 και V_2 είναι αντίστοιχα οί όγκοι, τούς οποίους όρισμένη μάζα αερίου κατέχει, σε σταθερή πίεση, στίς άπόλυτες θερμοκρασίες T_1 και T_2 , τότε:

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

Δηλαδή οι όγκοι, τούς οποίους κατέχει δεδομένη μάζα αερίου, σε σταθερή πίεση, είναι ανάλογοι προς τις απόλυτες θερμοκρασίες στις οποίες βρίσκεται το αέριο.

5.3 Καταστατική εξίσωση των αερίων.

Από τούς νόμους του *Boyle* και των *Gay-Lussac* και *Charles* προκύπτει η σχέση:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

η οποία καθορίζει την εξάρτηση του όγκου ορισμένης μάζας αερίου, τόσο από τη μεταβολή της θερμοκρασίας, όσο και από τη μεταβολή της πίεσεως του αερίου. Η σχέση αυτή μπορεί να πάρει τη μορφή:

$$PV = k_3 T$$

όπου η σταθερή k_3 εξαρτάται μόνο από τις μονάδες, στις οποίες εκφράζονται η πίεση, ο όγκος και η θερμοκρασία, όπως επίσης και από τη μάζα του θεωρουμένου αερίου. Αν πρόκειται για 1 mole του αερίου, και επειδή τό mole οποιουδήποτε αερίου κατέχει, στις ίδιες συνθήκες πίεσεως και θερμοκρασίας, τόν ίδιο όγκο με 1 mole οποιουδήποτε άλλου αερίου, ξέπεται ότι η τιμή της k_3 θα είναι η ίδια για όλα τα αέρια. Η σταθερή τιμή της k_3 παριστάνεται από τό σύμβολο R και ονομάζεται **σταθερά των αερίων**. Για ποσότητα αερίου n moles, η παραπάνω εξίσωση παίρνει τη μορφή:

$$PV = nRT$$

η οποία και ονομάζεται **καταστατική εξίσωση των αερίων**.

Αν εφαρμόσουμε την παραπάνω εξίσωση για 1 mole αερίου σε κανονικές συνθήκες ($P = 1 \text{ Atm}$ και $T = 273^\circ\text{K}$), όπου ο όγκος είναι $V = 22,4 \text{ lit.}$, μπορούμε να υπολογίσουμε την τιμή της σταθεράς R :

$$R = \frac{PV}{T} = \frac{1 \times 22,4}{273} = 0,082 \text{ lit} \cdot \text{Atm} \text{ ανά βαθμό και mole}$$

Σέ μονάδες C. G. S. η τιμή της $R = 8,313 \cdot 10^7 \text{ erg}$ ανά βαθμό και mole ή $1,998 \text{ cal}$ ανά βαθμό και mole.

5.4 Νόμος των μερικών πιέσεων του Dalton.

Ο *Dalton* μελέτησε την πίεση, η οποία εξασκείται από μίγμα αερίων, πού δέν αντιδρούν χημικά μεταξύ τους και κατέληξε στη διατύπωση του νόμου των μερικών πιέσεων, σύμφωνα με τόν όποιο **η πίεση P , πού εξασκείται από μίγμα αερίων, είναι ίση προς τό άθροισμα των μερικών πιέσεων $P_1, P_2, P_3, \dots$, τις οποίες θά εξασκούσε χωριστά κάθε ένα από τά αέρια συστατικά του μίγματος, αν καταλάμβανε μόνο του τόν όγκο, πού καταλαμβάνει τό μίγμα.**

5.5 Διάχυση – Διαπύδωση των αερίων.

Μιά άλλη ενδιαφέρουσα ιδιότητα των αερίων, είναι ή τάση, πού παρουσιάζουν, νά σχηματίζουν όμογενή μίγματα, όταν έρχονται σέ έπαφή μεταξύ τους. Ή ιδιότητα αύτή λέγεται **διάχυση**. Τήν ίδια τάση παρουσιάζουν τά αέρια καί όταν έρχονται σέ έπαφή μέσα από πορώδη διαφράγματα. Καί σέ αύτή τήν περίπτωση, τά αέρια διέρχονται μέσα από τούς πόρους του διαφράγματος, σχηματίζουν όμογενή μίγματα καί από τίς δύο πλευρές του διαφράγματος. Ή ιδιότητα αύτή όνομάζεται **διαπύδωση**.

Τό φαινόμενο τής διαπύδωσης τό μελέτησε ό *Graham*, ό όποϊός διέτύπωσε τόν παρακάτω νόμο, πού είναι γνωστός ως **ό νόμος τής διαπύδωσης του *Graham***.

Οί ταχύτητες διαπύδωσης δύο αερίων, στίς ίδιες συνθήκες πύεσεως καί θερμοκρασίας καί μέσα από τό ίδιο διάφραγμα, είναι άνιστρόφως άνάλογες των τετραγωνικών ριζών των πυκνοτήτων τους. Έτσι, άν είναι v_1 καί v_2 οι ταχύτητες διαπύδωσης δύο αερίων (δηλαδή ό αριθμός των cm^3 αερίων, πού περνά τό διάφραγμα άνά δευτερόλεπτο) καί D_1 καί D_2 οι πυκνότητες τους άντίστοιχα, τότε θά ισχύει ή σχέση:

$$\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{D_2}{D_1}}$$

Ή διαφορά, πού παρουσιάζουν τά αέρια στήν ταχύτητα διαπύδωσής τους κατά τό νόμο του *Graham*, βρίσκει έφαρμογή στό διαχωρισμό των συστατικών αερίων μιγμάτων, καί στό διαχωρισμό των ισotόπων των στοιχείων (άν είναι αέρια ή μπορούν νά μετατραπούν σέ αέριες ένώσεις). Έπίσης, μέ βάση τό νόμο του *Graham*, μπορεί νά γίνει ό προσδιορισμός τής σχετικής πυκνότητας των αερίων καί από αύτή ό προσδιορισμός του μοριακού τους βάρους.

5.6 Ή κινητική θεωρία των αερίων.

Ή υπόθεση του *Avogadro* έρμηνεύει, βέβαια, τή συμπεριφορά των αερίων, όταν ένώνονται γιά νά σχηματίσουν χημικές ένώσεις, όχι όμως καί τίς φυσικές ιδιότητες των αερίων πού περιγράφονται από τούς νόμους των αερίων πού προαναφέρθηκαν.

Άκριβώς γιά τήν έρμηνεία των νόμων των αερίων διατυπώθηκε ή **κινητική θεωρία των αερίων**, οι βασικές άρχές τής όποίας είναι οι παρακάτω:

- 1) Τά αέρια αποτελούνται από πολύ μικρά σωματία, πού όνομάζονται **μόρια**, τά όποία σέ σχέση μέ τή διάμετρό τους, βρίσκονται σέ μεγάλη άπόσταση μεταξύ τους. Έτσι, ό όγκος πού κατέχεται από αυτά είναι πάρα πολύ μικρός σέ σχέση μέ τόν όγκο πού κατέχεται από τό σύνολο του αερίου. Τό γεγονός αύτό διαπιστώνεται καί από τή μεγάλη μείωση του όγκου των αερίων όταν ύγροποιηθοún.
- 2) Τά μόρια των αερίων βρίσκονται σέ συνεχή εύθύγραμμη κίνηση καί συγκρούονται διαρκώς τόσο μεταξύ τους, όσο καί μέ τά τοιχώματα του δοχείου, πού περιέχει τό αέριο.

- 3) Τά μόρια θεωρούνται σφαιρικά καί ιδανικά ελαστικά. Κατά συνέπεια, όταν συγκρούονται, η ενέργεια τους παραμένει αμετάβλητη τόσο κατά τη μορφή, όσο καί κατά τό μέγεθος.
- 4) Ή πίεση, πού έξασκείται από τό αέριο αποτελεί τό άθροισμα τών κρούσεων τών μορίων του αέριου πάνω στά τοιχώματα του δοχείου.
- 5) Όσο μεγαλύτερη είναι η θερμοκρασία του αέριου, τόσο μεγαλύτερη είναι καί η ταχύτητα τών μορίων του.
- 6) Δύο αέρια βρίσκονται στην ίδια θερμοκρασία, όταν η μέση κινητική ενέργεια τών μορίων είναι ίδια καί στά δύο αέρια.

5.7 Ήγγρά κατάσταση.

Τά ύγρά αποτελούν, από πλευράς κινητικής καταστάσεως τών μορίων τους καί τών δυνάμεων συνοχής μεταξύ τους, ένδιάμεση κατάσταση μεταξύ τών αερίων καί τών στερεών. Τά μόρια τών ύγρων είναι πολύ πιό κοντά τό ένα στό άλλο, από όσο τά μόρια τών αερίων. Γι' αυτό οι έλκτικές δυνάμεις μεταξύ τών μορίων είναι πολύ μεγαλύτερες στά ύγρά, μέ αποτέλεσμα τά μόρια τους νά μή μπορούν νά κινούνται ανεξάρτητα τό ένα από τό άλλο, όπως συμβαίνει μέ τά μόρια τών αερίων.

Τά ύγρά δέν συμπιέζονται σέ ύπολογίσιμο βαθμό, άκόμα καί άν έξασκηθούν σέ αυτά ύψηλές πιέσεις. Επίσης ο όγκος τών ύγρων μεταβάλεται ελάχιστα (σέ σχέση μέ τά αέρια), μέ τή μεταβολή τής θερμοκρασίας. Γενικά κάθε ύγρό συμπεριφέρεται κατά τρόπο διαφορετικό, μέ αποτέλεσμα νά μήν είναι δυνατή η περιγραφή τών ιδιοτήτων τους από γενικούς νόμους, όπως συμβαίνει μέ τά αέρια.

Οι κυριότερες χαρακτηριστικές φυσικές ιδιότητες τών ύγρων είναι τό **ιξώδες**, η **πητικότητα** καί η **έπιφανειακή τάση**.

Τό **ιξώδες** χαρακτηρίζει τή σχετική εύκολία ροής του ύγρου.

Ή **πητικότητα** χαρακτηρίζει τή σχετική εύκολία μέ τήν όποία μπορεί νά εξατμίζεται τό ύγρό. Ή τάση τών μορίων του ύγρου νά εξατμισθούν από τήν έπιφάνειά του, εκφράζεται από τήν **τάση τών άτμών** του ύγρου. Αυτή αυξάνεται σημαντικά μέ τήν θερμοκρασία, καί, στό σημείο βρασμού του ύγρου γίνεται ίση μέ τήν ατμοσφαιρική πίεση. Μέ βάση αυτή τήν ιδιότητα, τά ύγρά διακρίνονται σέ πητικά καί μή πητικά. Τά πητικά ύγρά έχουν σχετικά μεγάλη τάση άτμών καί χαμηλά σημεία ζέσεως, όπως π.χ. ο αϊθέρας, ο διθειοϋχος άνθρακας κ.ά. Τά μή πητικά ύγρά έχουν μικρή τάση άτμών καί ύψηλά σημεία ζέσεως όπως π.χ. ο υδράργυρος, τό θειικό όξύ κ.ά.

Τέλος, η **έπιφανειακή τάση** εκφράζει τήν έλξη πού έξασκούν τά υπόλοιπα μόρια του ύγρου στά μόρια τής έπιφάνειάς του. Συγκεκριμένα, τά μόρια του ύγρου πού βρίσκονται κάτω από τήν έπιφάνεια, έλκονται από τά άλλα μόρια κατά τρόπο όμοιομορφο καί από όλες τς διευθύνσεις. Αντίθετα, τά μόρια τής έπιφάνειας έλκονται μόνο από τήν πλευρά του ύγρου. Ή συνισταμένη τών έλξεων αυτών έχει κατεύθυνση πρós τό κέντρο μάζας του ύγρου καί, κατά συνέπεια, τείνει νά φέρει τά μόρια τής έπιφάνειας πρós τό έσωτερικό τής μάζας του ύγρου. Έτσι, δημιουργείται στην έπιφάνεια του ύγρου ένα είδος ελαστικού φίλμ. Ή δύναμη αυτή, πού άσκείται στά μόρια τής έπιφάνειας, ονομάζεται **έπιφανειακή τάση**, καί όρίζεται ως η δύναμη, πού άπαιτείται γιά τή διάρρηξη τής έπιφάνειας, ανά μονάδα μήκους καί εκφράζεται σέ dyn/cm. Ή έπιφανειακή τάση του νερού είναι 80 dyn/cm, ενώ τών ύ-

γρών μετάλλων 400 dyn/cm περίπου. Αυτός είναι και ο λόγος, γιά τόν όποιο, όταν μικρή ποσότητα του ύγρου μετάλλου, π.χ. υδράργυρου, πέσει επάνω σέ επίπεδη επιφάνεια παίρνει τή μορφή μικρής σφαίρας. Έξ αιτίας τής επιφανειακής τάσεως, ή εξωτερική επιφάνεια των υγρών δηλαδή τό φίλμ πού αναφέρθηκε παραπάνω, μπορεί νά κρατήσει αντικείμενα πού επιπλέουν, άν και έχουν πυκνότητα μεγαλύτερη από τήν πυκνότητα του ύγρου.

5.8 Στερεά κατάσταση.

Τά στερεά σώματα έχουν καθορισμένο όγκο και καθορισμένο σχήμα. Ή κίνηση των σωματίων, από τά όποια είναι κατασκευασμένα τά στερεά (άτομα, ιόντα, μόρια), είναι πολύ περιορισμένη. Τά σωματία αυτά βρίσκονται σέ συνεχή παλμική κίνηση, μέ καθορισμένα κέντρα ισορροπίας, χωρίς νά μετατοπίζονται από τίς θέσεις τους.

Τά στερεά σώματα είναι άσυμπίεστα και έχουν κατά κανόνα, μικρή τάση άτμών. Όρισμένα από αυτά, όπως π.χ. τό ιώδιο, εξαχνώνονται μέ θέρμανση, δηλαδή περνούν άπ' ευθείας στην άέρια κατάσταση, χωρίς προηγουμένως νά μεσολαβήσει τήξη. Άλλά και τά στερεά αυτά, άν θερμανθούν μέ κατάλληλη πίεση, τήκονται. Τά όμογενή στερεά σώματα διακρίνονται σέ **άμορφα** και **κρυσταλλικά**.

Τά **άμορφα** στερεά είναι σώματα **ισότροπα**. Ώς ισότροπα χαρακτηρίζονται τά σώματα, των όποίων οι τιμές των φυσικών ιδιοτήτων είναι ίδιες προς όλες τίς διευθύνσεις μέσα στην μάζα τους. Ίσότροπα είναι επίσης τά υγρά και τά άέρια.

Χαρακτηριστικό γνώρισμα των άμόρφων σωμάτων τό ιξώδες τους, μέ άποτέλεσμα νά μήν έμμανσή τους, μεταβάλλεται προοδευτικά τό ιξώδες τους, μέ άποτέλεσμα νά μήν έχουν καθορισμένο σημείο τήξεως. Παράδειγμα άμόρφου σώματος είναι τό γυαλί.

Τά **κρυσταλλικά** στερεά είναι σώματα **άνισότροπα**. Δηλαδή κατά τίς διάφορες διευθύνσεις, μέσα στην μάζα τους, παρουσιάζουν διαφορές στην τιμή των φυσικών τους ιδιοτήτων. Τά σώματα αυτά έχουν άυστηρά καθορισμένο σημείο τήξεως, τό όποιο μάλιστα άποτελεί συνήθως μέσο, γιά τόν έλεγχο τής καθαρότητάς τους.

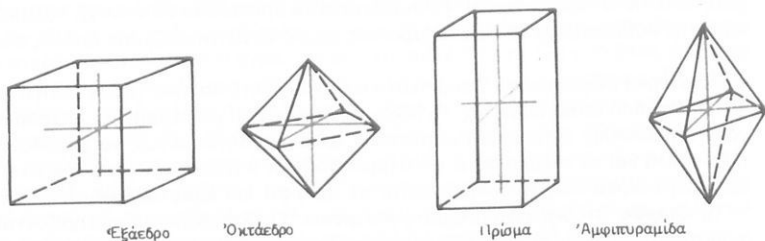
Τά κρυσταλλικά σώματα έχουν καθορισμένα γεωμετρικά σχήματα, τά όποια άποτελούνται από επίπεδες επιφάνειες πού τέμνονται μέ ευθείες άκμές. Έχουν δηλαδή τή μορφή κυρτών πολυέδρων.

Ή διάκριση των κρυσταλλικών στερεών μεταξύ τους, ως προς τή γεωμετρική τους μορφή, γίνεται σύμφωνα μέ όρισμένα στοιχεΐα συμμετρίας, τά όποια είναι οι **άξονες συμμετρίας** και οι **κρυσταλλογραφικοί άξονες**. Μέ βάση τά στοιχεΐα αυτά, τά κρυσταλλικά στερεά κατατάσσονται στά παρακάτω έπτά **κρυσταλλικά συστήματα**:

1. **Κυβικό**: μέ τρείς ίσους άξονες, πού τέμνονται κατά όρθές γωνίες.
2. **Τετραγωνικό**: μέ τρείς άξονες, πού τέμνονται κατά όρθές γωνίες. Από αútους οι δύο είναι ίσοι μεταξύ τους και ό τρίτος άνισος.
3. **Ρομβικό**: μέ τρείς άνισους μεταξύ τους άξονες, πού τέμνονται κατά όρθές γωνίες.
4. **Μονοκλινές**: Μέ τρείς άνισους άξονες, από τούς όποιους οι δύο τέμνονται κατά όχι όρθή γωνία, ένν ό τρίτος είναι κάθετος στο επίπεδο των άλλων δύο.

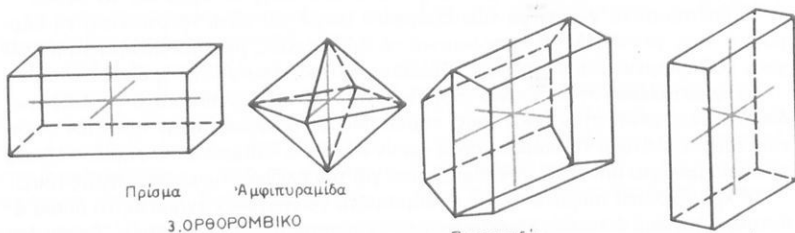
5. **Τριγωνικό:** μέ τρεις ίσους άξονες, πού τέμνονται κατά γωνίες ίσες, αλλά διαφορετικές από τήν όρθή.
6. **Τρικλινές:** μέ τρεις άνισους άξονες, πού τέμνονται κατά γωνίες άνισες, από τής όποίες καμία δέν είναι όρθή.
7. **Έξαγωνικό:** μέ τέσσερις άξονες, από τούς όποίους οι τρεις είναι ίσοι, βρίσκονται στο ίδιο επίπεδο και τέμνονται κατά γωνία 120° , ενώ ο τέταρτος, άνισος πρός τούς τρεις πρώτους, είναι κάθετος στο επίπεδό του.

Τά αντίστοιχα στά συστήματα αυτά γεωμετρικά πολυέδρα εικονίζονται στο σχήμα 5.8α. Έκτός από τήν έξωτερική μορφή τών κρυσταλλικών στερεών, ιδιαίτερο ενδιαφέρον, κυρίως όσον άφορά στίς χημικές και φυσικές ιδιότητες, έχει ή έσωτερική τους κατασκευή. Δηλαδή ό τρόπος διατάξεως τών σωματίων, από τά ό-



1. ΚΥΒΙΚΟ

2. ΤΕΤΡΑΓΩΝΙΚΟ



Πρίσμα

Άμφιπυραμίδα

3. ΟΡΘΟΡΟΜΒΙΚΟ

Πινακοειδές

4. ΜΟΝΟΚΛΙΝΕΣ

Πινακοειδές

5. ΤΡΙΚΛΙΝΕΣ



Πρίσμα

Άμφιπυραμίδα

6. ΕΞΑΓΩΝΙΚΟ

Ρομβόεδρο

7. ΡΟΜΒΙΚΟ

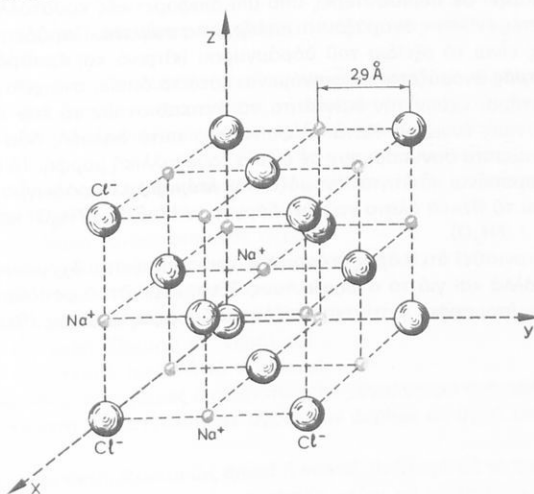
Σχ. 5.8α.

Κρυσταλλικά συστήματα.

ποῖα ἀποτελοῦνται, τὸ εἶδος τους καὶ ἡ φύση τῶν ἐλκτικῶν δυνάμεων, πού ἐξασκοῦνται μεταξύ τους. Ἡ μελέτη τῶν κρυσταλλικῶν σωμάτων, κυρίως μέ τίς ἀκτίνες Χ, ἀποκάλυψε ὅτι τὰ σώματα, ἀπὸ τὰ ὁποῖα ἀποτελοῦνται τὰ κρυσταλλικά στερεά, εἶναι διατεταγμένα μεταξύ τους συμμετρικά καὶ σχηματίζουν **χωρόπλεγμα** ἢ ἀπλά, **πλέγμα**.

Στὸ σχῆμα 5.8β. παριστάνεται τὸ πλέγμα τοῦ χλωριούχου νατρίου. Ἀνάλογα μέ τὸ εἶδος τῶν σωμάτων, ἀπὸ τὰ ὁποῖα ἀποτελοῦνται τὰ κρυσταλλικά σώματα, διακρίνονται στίς παρακάτω τέσσερις κατηγορίες:

1. **Ἰοντικῆς κατασκευῆς στερεά**, τῶν ὁποίων τὸ κρυσταλλικὸ πλέγμα ἀποτελεῖται ἀπὸ ἰόντα (ιοντικὸ πλέγμα). Στὴν κατηγορία αὕτῃ ἀνήκουν ὅλα τὰ στερεά τὰ τήγματα τῶν ὁποίων εἶναι καλοὶ ἀγωγοὶ τοῦ ἡλεκτρισμοῦ, ὅπως οἱ βάσεις καὶ τὰ ἅλατα.



Σχ. 5.8β.

Κρυσταλλικὸ πλέγμα χλωριούχου νατρίου.

2. **Ἀτομικῆς κατασκευῆς στερεά**, τῶν ὁποίων τὸ κρυσταλλικὸ πλέγμα ἀποτελεῖται ἀπὸ ἄτομα (ἀτομικὸ πλέγμα), ὅπως π.χ. ὁ ἀδάμας, ὁ γραφίτης κ.ἄ.
3. **Μοριακῆς κατασκευῆς στερεά**, τῶν ὁποίων τὸ κρυσταλλικὸ πλέγμα ἀποτελεῖται ἀπὸ μόρια (μοριακὸ πλέγμα), ὅπως π.χ. τὸ θεῖο, ἡ ναφθαλίνη καὶ γενικότερα τὸ μεγαλύτερο ποσοστὸ τῶν ὀργανικῶν ἐνώσεων.
4. **Μεταλλικά στερεά**, τῶν ὁποίων τὸ κρυσταλλικὸ πλέγμα ἀποτελεῖται ἀπὸ ἄτομα πού συνδέονται μεταξύ τους μέ **μεταλλικὸ δεσμό** (μεταλλικὸ πλέγμα). Στὴν κατηγορία αὕτῃ ἀνήκουν γενικά ὅλα τὰ μέταλλα.

Εἰδικά ἡ φύση τῶν ἐλκτικῶν δυνάμεων, οἱ ὁποῖες ἐξασκοῦνται μεταξύ τῶν σωμάτων πού ἀποτελοῦν τὰ στερεά τῶν παραπάνω κατηγοριῶν, ὅπως καὶ οἱ γενικὲς ιδιότητες τους, περιγράφονται λεπτομερῶς στὸ κεφάλαιο γιὰ τοὺς χημικοὺς δεσμούς.

5.9 Άλλοτροπία. Πολυμορφισμός. Ίσομορφισμός.

Πολλά σώματα, τόσο στοιχεία, όσο και χημικές ενώσεις, άπαντούν σε περισσότερες από μία διαφορετικές μορφές, οι οποίες έχουν διάφορες φυσικές και χημικές ιδιότητες.

Άλλοτροπία ονομάζεται τό φαινόμενο, κατά τό όποιο, ένα στοιχείο άπαντά σε περισσότερες από μία διαφορετικές μορφές, πού διαφέρουν μεταξύ τους καί στίς χημικές καί στίς φυσικές ιδιότητες, όπως π.χ. ό άδάμας καί ό γραφίτης, ό λευκός καί ό έρυθρός φωσφόρος, τό όξυγόνο καί τό όζον κ.ά. Τά στοιχεία πού έχουν αυτή τήν ιδιότητα (δηλαδή ό άνθρακας, ό φωσφόρος, τό όξυγόνο κ.ά.) ονομάζονται **άλλότροπα στοιχεία**.

Πολυμορφισμός ονομάζεται τό φαινόμενο, κατά τό όποιο, μία χημική ένωση μπορεί νά υπάρξει σε περισσότερες από μία διαφορετικές κρυσταλλικές μορφές. Οι χημικές αυτές ενώσεις ονομάζονται **πολύμορφα σώματα**. Παράδειγμα πολυμόρφου σώματος είναι τό όξείδιο τοῦ ύδράργου (κίτρινο καί έρυθρό).

Ίσομορφισμός ονομάζεται τό φαινόμενο, κατά τό όποιο, στοιχεία μέ παρόμοιο χημικό χαρακτήρα, έχουν τήν ικανότητα νά άντικαθιστούν τό ένα τό άλλο, στίς κρυσταλλικές τους ενώσεις. Κατά τό φαινόμενο αυτό δηλαδή, δύο διαφορετικά κρυσταλλικά σώματα συνυπάρχουν σε ενιαία κρυσταλλική μορφή. Τά σώματα, πού έχουν τήν παραπάνω ιδιότητα ονομάζονται **ισόμορφα**. Παράδειγμα ισόμορφων σωμάτων είναι τά θειικά άλατα τοῦ ψευδάργου (ZnSO₄ · 7H₂O) καί τοῦ μαγνησίου (MgSO₄ · 7H₂O).

Πρέπει νά τονισθεῖ ότι ό όρος **ισόμορφος** χρησιμοποιεῖται όχι μόνο γιά τίς χημικές ενώσεις, αλλά καί γιά τά στοιχεία τους. Έτσι λέμε ότι ό ψευδάργυρος καί τό μαγνήσιο είναι ισόμορφα, γιατί σχηματίζουν ισόμορφες ενώσεις (θειικά άλατα).

ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΕΚΤΟ

ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ

6.1 Γενικά γιά τά διαλύματα.

Διάλυμα ονομάζεται κάθε ομογενές μίγμα, τό οποίο αποτελείται από δύο ή περισσότερα συστατικά.

Από τά συστατικά του διαλύματος εκείνο, πού βρίσκεται σέ μεγαλύτερη αναλογία καί έχει τήν ίδια φυσική κατάσταση μέ τό διάλυμα, ονομάζεται **διαλύτης** ή **διαλυτικό μέσο**, ενώ τά υπόλοιπα συστατικά του διαλύματος ονομάζονται **διαλυμένα σώματα**.

Ανάλογα μέ τή φυσική κατάσταση του διαλύτη καί των σωμάτων, πού εἶναι διαλυμένα, διακρίνομε διαλύματα:

- 1) Ἀερίων σέ ἀέρια (ἀτμοσφαιρικός ἀέρας).
- 2) Ἀερίων σέ ὑγρά (διοξειδίο του ἀνθρακα σέ νερό).
- 3) Ἀερίων σέ στερεά (ὕδρογόνο σέ παλλάδιο).
- 4) Ὑγρῶν σέ ὑγρά (ἀλκοόλη σέ νερό).
- 5) Στερεῶν σέ ὑγρά (ζάχαρη σέ νερό) καί
- 6) Στερεῶν σέ στερεά (μεταλλικά κράματα).

Ἀπό τίς παραπάνω κατηγορίες διαλυμάτων, τό μεγαλύτερο ἐνδιαφέρον παρουσιάζουν τά διαλύματα των στερεῶν σέ ὑγρά, των ἀερίων σέ ὑγρά καί των ὑγρῶν σέ ὑγρά.

Τά διαλύματα χαρακτηρίζονται ὡς **ἀραιά** ἢ **πυκνά**, ἀνάλογα μέ τό ἄν τό διαλυμένο σῶμα βρίσκεται σέ μικρή ἢ μεγάλη ἀναλογία μάζας μέ τό διαλύτη. Ἡ ἀναλογία αὐτή καθορίζει καί τήν **περιεκτικότητα** ἢ **συγκέντρωση** του διαλύματος.

Περιεκτικότητα ἢ συγκέντρωση ἐνός διαλύματος ονομάζεται τό ποσό του διαλυμένου σώματος, πού περιέχεται σέ ὀρισμένη ποσότητα διαλύματος. Στήν περίπτωση διαλυμάτων, πού περιέχουν περισσότερα ἀπό ἕνα διαλυμένα σώματα, ἡ συγκέντρωση μπορεῖ νά ἐκφράζεται, τόσο γιά τό κάθε ἕνα, ὅσο καί γιά τό σύνολο των διαλυμένων σωμάτων.

Τό μεγαλύτερο ποσό ἐνός σώματος, πού μπορεῖ νά διαλυθεῖ σέ ὀρισμένη ποσότητα διαλύτη καί σέ ὀρισμένη θερμοκρασία, ονομάζεται **διαλυτότητα** του σώματος σέ ἐκείνη τή θερμοκρασία. Ἐνα διάλυμα λέγεται **κορεσμένο** σέ μία ὀρισμένη θερμοκρασία, ὅταν περιέχει τό μέγιστο ποσό διαλυμένου σώματος, πού μπορεῖ νά διαλύσει ὁ διαλύτης σέ ἐκείνη τή θερμοκρασία. Ἀντίθετα, ἕνα διάλυμα λέγεται **ἀκόρεστο** σέ μία ὀρισμένη θερμοκρασία, ὅταν εἶναι δυνατό νά διαλυθεῖ καί ἄλλη ποσότητα ἀπό τό διαλυμένο σῶμα σέ ἐκείνη τή θερμοκρασία. Τά διάφορα σώματα, ἀνάλογα μέ τό ἄν ἡ διαλυτότητά τους σέ ἕνα διαλυτικό μέσο εἶναι μικρή ἢ μεγάλη,



χαρακτηρίζονται αντίστοιχα ως **εύδιάλυτα** ή **δυσδιάλυτα** στο παραπάνω διαλυτικό μέσο.

Όταν ένα διάλυμα περιέχει διαλυμένη ουσία περισσότερη από όση αντιστοιχεί στη διαλυτότητα του σώματος σε όρισμένη θερμοκρασία, το διάλυμα αυτό ονομάζεται **υπέρκορο**.

6.2 Έκφραση της περιεκτικότητας και της διαλυτότητας. Παράγοντες που επηρεάζουν τη διαλυτότητα.

Στά διαλύματα αερίων σε υγρά, αν το αέριο δεν αντιδρά με το υγρό, ή διαλυτότητα είναι, κατά κανόνα, περιορισμένη. Αντίθετα, αν μεταξύ του υγρού και του αερίου δημιουργείται χημική αντίδραση όπως π.χ. όταν διαλύεται ή αμμωνία ή το υδροχλωρίο στο νερό, ή διαλυτότητα είναι μεγάλη. Γενικά η διαλυτότητα των αερίων σε υγρά ελαττώνεται, όταν αυξάνεται η θερμοκρασία και αυξάνεται, όταν μεταβάλλεται η πίεση.

Στά διαλύματα υγρών σε υγρά, διακρίνουμε, όσον αφορά στη διαλυτότητά τους, τρεις παρακάτω περιπτώσεις.

- 1) Δεν αναμειγνύονται, όπως π.χ. το λάδι και το νερό.
- 2) Διαλύονται με όρισμένη αναλογία, όπως π.χ. ο αιθέρας και το νερό.
- 3) Αναμειγνύονται με οποιαδήποτε αναλογία, όπως π.χ. το νερό και η αλκοόλη.

Γενικά η διαλυτότητα των υγρών σε υγρά αυξάνεται με την αύξηση της θερμοκρασίας. Σε υψηλές θερμοκρασίες τα υγρά μπορούν να αναμειχθούν με οποιαδήποτε αναλογία.

Στά διαλύματα στερεών σε υγρά, η διαλυτότητα αυξάνεται με την αύξηση θερμοκρασίας, όταν η διάλυση συνοδεύεται από απορρόφηση θερμότητας. Αντίθετα, η διαλυτότητα μειώνεται με την αύξηση της θερμοκρασίας, όταν η διάλυση συνοδεύεται από έκλυση θερμότητας.

Στά διαλύματα στερεών στο νερό (έκτός από ελάχιστες εξαιρέσεις), η διαλυτότητα αυξάνεται με την αύξηση της θερμοκρασίας.

Η περιεκτικότητα ή συγκέντρωση των διαλυμάτων, εκφράζεται με το βάρος του διαλυμένου σώματος σε όρισμένο βάρος ή όγκο διαλύματος, συνήθως με τους παρακάτω τρόπους:

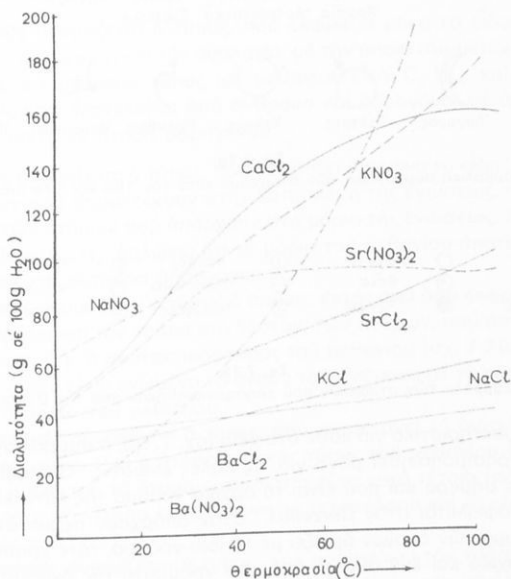
1. Σε γραμμάρια διαλυμένου σώματος ανά 100g διαλύματος και ονομάζεται **περιεκτικότητα επί τοις εκατόν κατά βάρος**. Για παράδειγμα, διάλυμα θειικού οξέος 60% κατά βάρος, σημαίνει ότι περιέχει 60g καθαρού θειικού οξέος στα 100g διαλύματος.
2. Σε γραμμάρια διαλυμένου σώματος ανά 100cm³ διαλύματος και ονομάζεται **περιεκτικότητα επί τοις εκατόν κατά όγκο**. Για παράδειγμα, διάλυμα θειικού οξέος 60% κατ' όγκο, σημαίνει ότι περιέχει 60g καθαρού θειικού οξέος σε 100cm³ διαλύματος.
3. Σε γραμμομόρια του διαλυμένου σώματος ανά 1 λίτρο διαλύματος και ονομάζεται **μοριακότητα κατ' όγκο (molarity)**. Η μοριακότητα κατ' όγκο παριστάνεται με το Μ. Έτσι, διάλυμα θειικού οξέος 2M σημαίνει ότι περιέχει 2 γραμμομόρια καθαρού θειικού οξέος ανά λίτρο διαλύματος. Ο τρόπος αυτός χρησιμοποιείται πάρα πολύ συχνά για την έκφραση της συγκεντρώσεως των διαλυμάτων και συνήθως αναφέρεται σαν **μοριακή συγκέντρωση**.

4. Σέ γραμμομόρια του διαλυμένου σώματος ανά 1000g διαλύτη καί ὀνομάζεται **μοριακότητα κατά βάρος (molarity)**. Ἡ μοριακότητα κατά βάρος παριστάνεται μέ τό m . Γιά παράδειγμα, σέ διάλυμα θεικοῦ ὀξέος 2*m*, εἶναι διαλυμένα δύο γραμμομόρια καθαροῦ θεικοῦ ὀξέος σέ 1000g νερό.

Κατά τρόπο ἀνάλογο, ἡ διαλυτότητα ἑνός σώματος σέ ἕνα διαλύτη καί σέ ὀρισμένη θερμοκρασία, ἐκφράζεται μέ τό μέγιστο βάρος τοῦ σώματος, πού μπορεῖ νά διαλυθεῖ σέ ὀρισμένη μάζα ἢ ὀρισμένο ὄγκο τοῦ διαλύτη στή συγκεκριμένη θερμοκρασία. Συνήθως ἐκφράζεται μέ τούς παρακάτω τρόπους:

1. Σέ γραμμάρια διαλυμένου σώματος ανά 100g διαλύτη καί ὀνομάζεται **διαλυτότητα ἐπί τοῖς ἑκατόν κατά βάρος**.
 2. Σέ γραμμάρια διαλυμένου σώματος ανά 100cm³ διαλύτη καί ὀνομάζεται **διαλυτότητα ἐπί τοῖς ἑκατόν κατά ὄγκο**.
 3. Σέ γραμμομόρια διαλυμένου σώματος σέ 1 λίτρο διαλύτη.
- Ἡ διαλυτότητα τῶν σωμάτων, σέ συνάρτηση μέ τή θερμοκρασία, παριστάνεται ἀπό τίς καμπύλες διαλυτότητας (σχ. 6.2).

Οἱ μέθοδοι, πού χρησιμοποιοῦνται συνήθως γιά τό διαχωρισμό τῶν συστατικών ἑνός διαλύματος, εἶναι ἡ **ἐξάτμιση**, ἡ **ἀπόσταξη** καί ἡ **κρυστάλλωση**.



Σχ. 6.2.

Καμπύλες διαλυτότητας.

ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΕΒΔΟΜΟ

ΣΥΜΒΟΛΑ ΤΩΝ ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ - ΧΗΜΙΚΟΙ ΤΥΠΟΙ - ΧΗΜΙΚΕΣ ΕΞΙΣΩΣΕΙΣ

7.1 Σύμβολα των στοιχείων.

Από την εποχή των άλχημιστών, δόθηκαν διάφορα σύμβολα στα τότε γνωστά στοιχεία. Διάφορα αστρονομικά σύμβολα των αρχαίων Αιγυπτίων και Ελλήνων χρησιμοποιήθηκαν για το συμβολισμό των στοιχείων. Παρίσταναν π.χ. το χρυσό με το σύμβολο του ήλιου, τον άργυρο με το σύμβολο της σελήνης, το σίδηρο με το σύμβολο του Άρη κ.ο.κ. (σχ. 7.1α). Άργότερα ο Dalton χρησιμοποίησε κύκλους,



Σχ. 7.1α.

Συμβολική παράσταση των στοιχείων κατά τον 16ο και 17ο αιώνα.

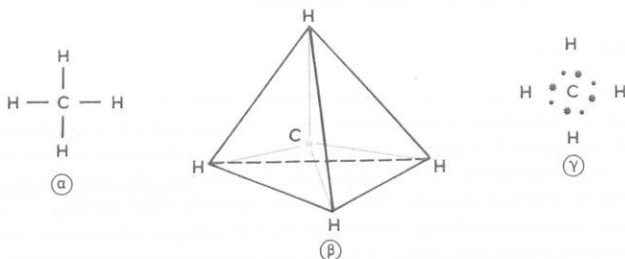
Ώξυγόνο	⊙	Άζωτο	①	Χαλκός	⊙	Νάτριο	⊙
Ύδρογόνο	⊙	Θείο	⊖	Ύδραργυρος	⊙	Κάλιο	⊙
Ανθράκας	●	Άργυρος	⑤	Μόλυβδος	⊙	Χρυσός	⊙

Σχ. 7.1β.

Σύμβολα των στοιχείων που χρησιμοποιήθηκαν από τον Dalton.

μέ ιδιαίτερα χαρακτηριστικά για κάθε στοιχείο (σχ. 7.1β), ο συμβολισμός του όμως μπορούσε να χρησιμοποιηθεί μόνο για τις απλές ενώσεις. Ο συμβολισμός, που χρησιμοποιούμε σήμερα και που είναι το αρχικό γράμμα της λατινικής ονομασίας του στοιχείου, οφείλεται στον Berzelius. Όταν υπάρχουν περισσότερα από ένα στοιχεία, το όνομα των οποίων αρχίζει με το ίδιο γράμμα, τότε χρησιμοποιείται έκτος από το αρχικό και ένα από τα επόμενα γράμματα της ονομασίας του στοιχείου. Έτσι π.χ. με το N παριστάνεται το άζωτο, με το Ni το νικέλιο, με το Ne το νέον, με το Na το νάτριο, με το Nd το νεοδύμιο, με το Nb το νιόβιο, με το Np το ποσειδώνιο και με το No το νομπέλιο.

τὸ μοναδικό τοῦ ὑδρογόνου (*) βρίσκονται σέ ζεύγη (**) μεταξύ τοῦ ατόμου τοῦ ἀνθράκα καί κάθε ατόμου ὑδρογόνου.



Σχ. 7.2.

Ὁ συντακτικός (α), ὁ στερεοχημικός (β) καί ὁ ἠλεκτρονικός (γ) τύπος τοῦ μεθανίου.

7.3 Χημικές ἐξισώσεις.

Κατά τρόπο ἀνάλογο μέ τά στοιχεῖα καί τίς χημικές ἐνώσεις, παριστάνονται καί οἱ χημικές ἀντιδράσεις μέ τίς χημικές ἐξισώσεις. Οἱ χημικές ἐξισώσεις περιλαμβάνουν τά σύμβολα τῶν στοιχείων καί τούς τύπους τῶν χημικῶν ἐνώσεων, πού συμμετέχουν στή χημική ἀντίδραση, τήν ὁποία παριστάνει ἡ χημική ἐξίσωση. Πρέπει νά τονισθεῖ ἰδιαίτερα ὅτι ἡ χημική ἐξίσωση ἔχει καί ποσοτική ἔννοια. Δηλαδή ἀποτελεῖ ἔκφραση τοῦ νόμου τῆς διατηρήσεως τῆς μάζας, καθὼς καί τῶν ἄλλων νόμων, μέ τούς ὁποίους γίνονται οἱ χημικές μεταβολές. Ἐἴσι, τὸ ἄθροισμα τῶν ἀτομικῶν βαρῶν τῶν στοιχείων καί τῶν μοριακῶν βαρῶν τῶν ἐνώσεων στό ἀριστερό σκέλος τῆς χημικῆς ἐξίσωσης, πού συμβολίζει τά σώματα πού ἀντιδρῶν, εἶναι ἴσο μέ τὸ ἄθροισμα τῶν ἀτομικῶν βαρῶν τῶν στοιχείων καί τῶν μοριακῶν βαρῶν τῶν ἐνώσεων στό δεξιό σκέλος τῆς ἐξίσωσης, πού συμβολίζει τά προϊόντα τῆς ἀντιδράσεως. Ὅταν πρόκειται γιά ἀντίδραση μεταξύ ἀερίων, ἡ χημική ἐξίσωση παριστάνει καί τήν ἀναλογία τῶν ὀγκῶν τῶν ἀερίων στά ἀρχικά καί τελικά προϊόντα τῆς ἀντιδράσεως. Π.χ. ἡ ἀντίδραση συνθέσεως τοῦ νεροῦ:



δηλώνει ὅτι 2 γραμμομόρια ὑδρογόνου (4g) ἀντιδρῶν μέ ἓνα γραμμομόριο οξυγόνου (32g) καί δίνουν δύο γραμμομόρια νεροῦ (36g). Δηλώνει ἐπίσης ὅτι δύο ὀγκοὶ ὑδρογόνου ἐνώνονται μέ ἓνα ὄγκο οξυγόνου καί σχηματίζουν δύο ὀγκοὺς ὕδατμῶν.

Ὅπως ἀναφέρθηκε στό κεφάλαιο γιά τίς φυσικές καί χημικές μεταβολές, κάθε χημικό φαινόμενο, δηλαδή κάθε χημική ἀντίδραση, συνοδεύεται ἀπό μεταβολή τῆς ἐνέργειας τῶν σωμάτων, πού ἀντιδρῶν. Ἡ μεταβολή αὐτή, στίς περισσότερες περιπτώσεις, ἐκδηλώνεται σάν ἐκλυση ἢ ἀπορρόφηση θερμότητας. Τίς ἀντιδράσεις, πού γίνονται μέ ἐκλυση θερμότητας, τίς ὀνομάζουμε **ἐξώθερμες**, ἐνῶ τίς ἀντιδράσεις πού γίνονται μέ ἀπορρόφηση θερμότητας **ἐνδόθερμες**. Μέ τόν ὑπολογισμό

του ποσού της θερμότητας, τό οποίο ελευθερώνεται ή απορροφάται κατά τίς χημικές αντίδρασεις, ασχολείται είδικός κλάδος τίς Χημείας, ή **Θερμοχημεία**.

Μετά από όσα αναφέρθηκαν παραπάνω, φαίνεται ότι, σέ πολλές περιπτώσεις, είναι χρήσιμο οί χημικές εξισώσεις νά περιλαμβάνουν καί τήν μεταβολή τίς ένέργειας, κατά τήν αντίδραση πού συμβολίζουν. Αυτό γίνεται μέ τήν αναγραφή του ποσού τίς θερμότητας, πού έκλύεται ή απορροφάται κατά τήν αντίδραση. Οί εξισώσεις αυτές ονομάζονται **θερμοχημικές**. Π.χ. ή θερμοχημική εξίσωση συνθέσεως τίς άμμωνίας:



δηλώνει ότι κατά τή σύνθεση δύο γραμμομορίων άμμωνίας, από ένα γραμμομόριο αζώτου καί τρία γραμμομόρια ύδρογόνου, ελευθερώνεται ποσό θερμότητας ίσο μέ 22,8 kcal.

7.4 Καθορισμός τών χημικών τύπων.

Γιά τήν εύρεση του έμπειρικού τύπου μιός χημικής ένώσεως, είναι απαραίτητο νά γνωρίζουμε τήν ποιοτική καί ποσοτική τίς σύσταση. Δηλαδή τό είδος τών ατόμων, πού τήν αποτελούν καί τήν κατά βάρος αναλογία τους.

Γιά τόν καθορισμό όμως του έμπειρικού τύπου, πρέπει νά βρούμε τήν αναλογία τών ατόμων, μέ τήν όποία είναι κατασκευασμένη ή ένωση. Καί ενεργοϋμε ως εξής:

Τήν κατά βάρος σύσταση, ανεξάρτητα από τό αν είναι έκφρασμένη επί τοίς εκατόν ή μέ όποιαδήποτε άλλη αριθμητική αναλογία, τήν μετατρέπουμε σέ αναλογία γραμμοατόμων, διαιρώντας τά σχετικά βάρη τών στοιχείων μέ τά αντίστοιχα ατομικά βάρη.

Κατόπιν διαιρούμε τή σχέση γραμμοατόμων, πού βρέθηκε, μέ τό μικρότερο από τά μέλη τίς. "Αν ή σχέση πού προκύπτει δέν είναι άκέραια, τή μετατρέπουμε σέ άκέραια, πολλαπλασιάζοντας επί τό μικρότερο αριθμό πού τήν καθιστά άκέραια.

Οί άκέραιοι αριθμοί, πού προκύπτουν, αντιπροσωπεϋουν τό σχετικό αριθμό ατόμων κάθε στοιχείου στήν ένωση.

"Εστω π.χ. ότι ζητείται ό έμπειρικός τύπος του μεθανίου, πού ή ανάλυση δίνει ότι αποτελείται από 75% άνθρακα καί 25% ύδρογόνου. Διαιρούμε τά σχετικά βάρη του άνθρακα καί του ύδρογόνου μέ τά ατομικά τους βάρη καί έχομε τή σχέση τών γραμμοατόμων άνθρακα καί ύδρογόνου στό γραμμομόριο του μεθανίου.

$$\text{C} = \frac{75}{12} = 6,25 \quad \text{καί} \quad \text{H} = \frac{25}{1} = 25$$

Κατόπιν, βρίσκομε τήν απλούστερη σχέση άκέραιη γραμμοατόμων, διαιρώντας μέ τό μικρότερο, δηλαδή μέ τό 6,25.

$$\text{C} = \frac{6,25}{6,25} = 1 \quad \text{καί} \quad \text{H} = \frac{25}{6,25} = 4$$

Κατά συνέπεια, ή αναλογία ατόμων άνθρακα καί ύδρογόνου στό μόριο του μεθανίου είναι 1:4 καί, επομένως, ό έμπειρικός τύπος του μεθανίου θα είναι $(\text{CH}_4)_x$.

Όπως αναφέρθηκε, τόν ίδιο δρόμο ακολουθούμε και αν η δεδομένη κατά βάρος σύσταση δεν είναι εκατοστιαία, αλλά εκφράζεται με οποιαδήποτε αριθμητική σχέση.

Έστω π.χ. ότι ζητείται ο εμπειρικός τύπος του οξειδίου του μολύβδου, το οποίο σχηματίζεται, όταν ένωθούν 93,04g μολύβδου με 9,60g οξυγόνου. Διαιρώντας τα σχετικά βάρη του μολύβδου και του οξυγόνου με τα ατομικά τους βάρη (207,21 και 16 αντίστοιχα), έχουμε τη σχέση γραμμοατόμων μολύβδου και οξυγόνου:

$$\text{Pb} = \frac{93,04}{207,21} = 0,449 \quad \text{και} \quad \text{O} = \frac{9,60}{16} = 0,6$$

Κατόπιν διαιρώντας με το μικρότερο, βρίσκουμε την απλούστερη σχέση γραμμοατόμων, δηλαδή:

$$\text{Pb} = \frac{0,449}{0,449} = 1 \quad \text{και} \quad \text{O} = \frac{0,6}{0,449} = 1,33$$

Επειδή η σχέση που βρέθηκε δεν είναι ακέραιη, πολλαπλασιάζουμε επί 3, μετατρέποντάς την στην απλούστερη σχέση, δηλαδή:

$$\text{Pb} = 1 \times 3 = 3 \quad \text{O} = 1,33 \times 3 = 4$$

Κατά συνέπεια, η αναλογία ατόμων μολύβδου και οξυγόνου στο οξείδιο του μολύβδου είναι 3:4 και, επομένως ο εμπειρικός τύπος του (Pb_3O_4)_v.

Γιά τόν ύπολογισμό του μοριακού τύπου μιᾶς ένωσης, πρέπει, εκτός από την ποιοτική και ποσοτική σύστασή του (πού θα επιτρέψουν τόν καθορισμό του εμπειρικού τύπου), νά εἶναι γνωστό και τό μοριακό βάρος, ἤ νά δίνονται στοιχεῖα, ἀπό τά ὁποῖα νά μπορεῖ νά προσδιορισθεῖ.

Ἐφ' ὅσον εἶναι γνωστός ὁ εμπειρικός τύπος καί τό μοριακό βάρος, τότε ἀθροίζονται τά ατομικά βάρη ὅλων τῶν ατόμων, πού περιλαμβάνει ὁ εμπειρικός τύπος καί τό ἀθροισμα ἐξισώνεται μέ τό μοριακό βάρος. Ἀπό τήν ἐξίσωση, πού προκύπτει, μπορεῖ νά προσδιορισθεῖ ὁ ἀγνωστος ν τοῦ εμπειρικοῦ τύπου, δηλαδή ὁ ἀκριβής ἀριθμός τῶν ατόμων στό μόριο τῆς ένωσης.

Ἐστω π.χ. ὅτι ζητεῖται ὁ μοριακός τύπος τοῦ ὑπεροξειδίου τοῦ ὕδρογόνου, τοῦ ὁποῖου ὁ εμπειρικός τύπος εἶναι (HO)_v καί τό μοριακό βάρος ἴσο μέ 34. Μέ βάση τά ὅσα ἀναφέρθηκαν πῶς πάνω, θά πρέπει:

$$v \cdot 1 + v \cdot 16 = 17v = 34 \quad \eta$$

$$v = \frac{34}{17} = 2$$

Επομένως, ὁ μοριακός τύπος τοῦ ὑπεροξειδίου τοῦ ὕδρογόνου θά εἶναι H_2O_2 .

7.5 Ὑπολογισμός τῶν χημικῶν ἐξισώσεων.

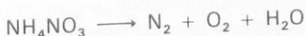
Όπως ἀναφέρθηκε, ἡ χημική ἐξίσωση παριστάνει ἓνα χημικό φαινόμενο. Ἀνα-

φέρει τα σώματα που αντιδρούν, στοιχειώ η χημικές ενώσεις, στο άριστερό σκέλος της και τα προϊόντα της αντίδρασης, στοιχειώ η ενώσεις, στο δεξιό. Ταυτόχρονα εκφράζει και την αναλογία των βαρών, μεταξύ των σωμάτων που αντιδρούν και των προϊόντων της αντίδρασης.

Για να γράψουμε επομένως, μία χημική αντίδραση, πρέπει να γνωρίζουμε τα σώματα που αντιδρούν και τα προϊόντα της αντίδρασης. Η γραφή αυτών των σωμάτων στα αντίστοιχα σκέλη της χημικής εξίσωσης, πρέπει να συνοδεύεται από τους κατάλληλους συντελεστές, ώστε το σύνολο των ατόμων κάθε στοιχείου στα σώματα που αντιδρούν, να είναι ίσο με τα άτομα του ίδιου στοιχείου στα προϊόντα της αντίδρασης. Τόν υπολογισμό των συντελεστών της εξίσωσης, διευκολύνει η γνώση της φύσεως της αντίδρασης, όπως π.χ. οξειδοαναγωγή, εξουδετέρωση κλπ.

Οι συντελεστές μίας χημικής εξίσωσης μπορούν να υπολογισθούν και αλγεβρικά, αν και ο αλγεβρικός τρόπος δεν είναι πάντοτε ο πιο απλός.

Έστω π.χ. ότι ζητείται ο υπολογισμός των συντελεστών της αντίδρασης διασπάσεως του νιτρικού άμμωνίου προς άζωτο, όξυγόνο και νερό:



Έστω ότι οι συντελεστές της παραπάνω αντίδρασης είναι x, y, z και ω αντίστοιχα, δηλαδή:



Τότε θα πρέπει να ισχύουν οι σχέσεις, που εκφράζουν την ισοότητα του αριθμού των ατόμων κάθε στοιχείου στο άριστερό και το δεξιό σκέλος της εξίσωσης, δηλαδή:

$$\begin{aligned} \text{Γιά τό άζωτο} \quad 2x &= 2y \\ \text{Γιά τό ύδρογόνο} \quad 4x &= 2\omega \\ \text{Γιά τό όξυγόνο} \quad 3x &= 2z + \omega \end{aligned}$$

Προκύπτει επομένως, ένα σύστημα με ένα άγνωστο επί πλέον από τόν αριθμό των εξισώσεων. Από τό σύστημα αυτό βρίσκονται οι τιμές των τριών άγνωστων σε συνάρτηση με τόν ένα, π.χ. τό x , όποτε θα έχομε:

$$y = x \quad \omega = 2x \quad \text{καί } z = x/2$$

Κατόπιν δίνεται στόν x ή μικρότερη άκέραιη τιμή, γιά τήν όποία καί οι υπόλοιποι άγνωστοι είναι επίσης άκέραιοι. Στο παραπάνω σύστημα ή τιμή αυτή είναι $x = 2$, όποτε έχομε $y = 2$, $\omega = 4$ καί $z = 1$ καί ή εξίσωση παίρνει τή μορφή:



ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΟΓΔΟΟ

ΧΗΜΙΚΗ ΣΥΓΓΕΝΕΙΑ - ΣΘΕΝΟΣ - ΡΙΖΕΣ

8.1 Χημική συγγένεια.

Χημική συγγένεια ονομάζεται η τάση, πού παρουσιάζουν τὰ στοιχεῖα νὰ ἐνω-
θοῦν μεταξύ τους γιά νά σχηματίσουν χημικές ἐνώσεις. Ἡ τάση αὐτή εἶναι τόσο
μεγαλύτερη, ὅσο περισσότερο διαφορετικός εἶναι ὁ χημικός χαρακτήρας τῶν στοι-
χείων.

Γιά παράδειγμα, τὰ ἀλογόνα παρουσιάζουν μεγάλη χημική συγγένεια μέ τὰ ἀλ-
κάλια. Ἀντίθετα ἡ χημική συγγένεια μεταξύ στοιχείων τῆς ἴδιας ὁμάδας τοῦ περιο-
δικοῦ συστήματος, πού ὅπως εἶναι γνωστό, ἔχουν ἀνάλογο χημικό χαρακτήρα, εἶ-
ναι μικρή.

Ἐκδήλωση τῆς χημικῆς συγγένειας μεταξύ τῶν στοιχείων, ἀποτελεῖ ἡ **χημική
ἀντικατάσταση**. Τό χλώριο π.χ. διώχνει τό ἰώδιο ἀπό τίς ἐνώσεις του μέ τὰ μέταλ-
λα, ἐπειδή τό χλώριο ἔχει μεγαλύτερη χημική συγγένεια μέ αὐτά.

Σήμερα γνωρίζομε ὅτι ἡ χημική συγγένεια ὀφείλεται στήν ἐκδήλωση δυνάμεων
ἠλεκτρικῆς φύσεως μεταξύ τῶν ἀτόμων, ἰόντων ἢ μορίων, ἰδίως ὅταν βρεθοῦν σέ
μικρές ἀποστάσεις μεταξύ τους. Γιά τό λόγο αὐτό, ἡ χημική συγγένεια ἐκδηλώνεται
εὐκολότερα μεταξύ ἀερίων καί ὑγρῶν σωμάτων. Ὅπως εἶναι γνωστό, τὰ σωμάτια
(ἄτομα, ἰόντα, μόρια), πού ἀποτελοῦν τὰ ὑγρά καί τὰ αέρια, ἔχουν μεγάλη κινητική
ἐνέργεια, καί κατὰ συνέπεια, εἶναι ἱκανά νά πλησιάσουν ἀρκετά μεταξύ τους, γεγο-
νός πού εἶναι ἀπαραίτητο γιά τήν ἐκδήλωση τῶν ἑλκτικῶν δυνάμεων, πού ἀποτε-
λοῦν τήν ἐκφραση τῆς χημικῆς συγγένειας.

Ἡ ἐκδήλωση τῆς χημικῆς συγγένειας ὑποβοηθεῖται ἀπό τή θερμότητα καί ἄλλες
μορφές ἐνέργειας, ὅπως ἐπίσης καί ἀπό τήν πίεση καί τούς καταλύτες.

8.2 Σθένος.

Σθένος ονομάζεται ἡ ἱκανότητα τῶν ἀτόμων τῶν στοιχείων νὰ ἐνώνονται μέ ὁ-
ρισμένο ἀριθμό ἀτόμων ἄλλων στοιχείων, γιά νά σχηματίσουν χημικές ἐνώσεις. Τό
ὕδρογόνο συμμετέχει πάντοτε στίς ἐνώσεις του μέ ἀναλογία ἀτόμων μεγαλύτερη
ἢ τό πολύ ἴση σέ σχέση μέ τὰ ἄλλα στοιχεῖα μέ τὰ ὁποῖα ἐνώνεται. Δηλαδή παρου-
σιάζει τή μικρότερη ἐνωτική ἱκανότητα καί γι' αὐτό χρησιμοποιεῖται ὡς μονάδα, γιά
τόν καθορισμό τῆς ἀριθμητικῆς τιμῆς τοῦ σθένους τῶν στοιχείων.

Ἔτσι, **σθένος στοιχείου εἶναι ὁ ἀριθμός τῶν ἀτόμων ὕδρογόνου (ἢ ἰσοδυνάμου
πρός τό ὕδρογόνο στοιχείου), μέ τὰ ὁποῖα ἐνώνεται, ἢ τὰ ὁποῖα ἀντικαθιστᾷ, ἔνα
ἄτομο τοῦ στοιχείου αὐτοῦ**. Ἡ τιμή, τήν ὁποία μπορεῖ νά πάρει τό σθένος τῶν
στοιχείων, εἶναι ἀπό 0 μέχρι 8. Τά στοιχεῖα, ἀνάλογα μέ τήν τιμή τοῦ σθένους

τους, διακρίνονται σε **μονοσθενή, δισθενή, τρισθενή** κ.ο.κ.

Πρέπει να τονισθεί ότι τα περισσότερα στοιχεία, όταν σχηματίζουν διάφορες ενώσεις, είναι δυνατό να παρουσιάζουν και διαφορετικό σθένος. Δηλαδή πολλά στοιχεία έχουν περισσότερα, από ένα σθένος. Τα στοιχεία με μεταβλητό σθένος, όποτε ενώνονται με το υδρογόνο, εμφανίζουν το μικρότερο σθένος τους, το οποίο και ονομάζεται **σθένος ως προς υδρογόνο**.

Αντίθετα, όποτε ενώνονται με το όξυγόνο, παρουσιάζουν συνήθως το μεγαλύτερο σθένος τους, το οποίο και ονομάζεται **σθένος ως προς όξυγόνο**.

Όσα αναφέρθηκαν παραπάνω για το σθένος, δηλαδή ή μεταβολή της τιμής του από 0 έως 8, τα σθένη των στοιχείων ως προς υδρογόνο και ως προς όξυγόνο και το μεταβλητό σθένος πολλών στοιχείων, εξηγούνται από την ηλεκτρονική θεωρία του σθένους.

Όταν σχηματίζονται χημικές ενώσεις, είναι δυνατό τα άτομα, που τις αποτελούν, να έχουν κορέσει το σύνολο ή μέρος από τις μονάδες του σθένους τους. Στην πρώτη περίπτωση, οι ενώσεις που σχηματίζονται ονομάζονται **κορεσμένες**, ενώ στην δεύτερη **άκορεστες**. Κορεσμένες δηλαδή είναι οι ενώσεις στις οποίες τα άτομα, που βρίσκονται στο μόριο τους, έχουν διαθέσει το σύνολο των μονάδων σθένους τους, για να ενώθούν με άλλα άτομα. Παραδείγματα κορεσμένων ενώσεων είναι το νερό (H_2O), το φωσφορικό όξύ (H_3PO_4) κ.ά. Αντίθετα, άκορεστες είναι οι ενώσεις, στο μόριο των οποίων υπάρχουν άτομα, που έχουν διαθέσει μέρος μόνο των μονάδων σθένους τους, για να ενώθούν με άλλα άτομα. Παραδείγματα άκορεστων ενώσεων είναι το μονοξείδιο του άνθρακα (CO), το διοξείδιο του θείου (SO_2) κ.ά.

8.3 Ρίζες.

Σε πολλές περιπτώσεις κατά τις χημικές αντιδράσεις συμμετέχουν συγκροτήματα ατόμων άκορεστου χαρακτήρα, τα οποία συμπεριφέρονται σαν ένα μοναδικό άτομο και ονομάζονται **ρίζες**. Γενικά, μπορούμε να χαρακτηρίσουμε ως **ρίζα ότι απομένει από το μόριο μίας ένωσης, αν αφαιρεθούν ένα ή περισσότερα άτομα**. Λόγω του άκορεστου χαρακτήρα τους, οι ρίζες δεν μπορούν να παραμείνουν για πολύ σε ελεύθερη κατάσταση, αλλά τείνουν να κορεστούν και να ενώθούν με άλλες ρίζες ή άτομα. Οι ιδιότητες των ριζών είναι διαφορετικές από τις ιδιότητες των ατόμων, από τα οποία αποτελούνται και των μορίων, από τα οποία προήλθαν. Κατά τρόπο ανάλογο με τα άτομα, οι ρίζες χαρακτηρίζονται σαν μονοσθενείς, δισθενείς, τρισθενείς κ.ο.κ., ανάλογα με το σθένος τους.

Οι κυριότερες ρίζες είναι οι παρακάτω:

— Μονοσθενείς:

Ύδροξύλιο (OH), άμμωνιο (NH_4), νιτρική (NO_3), νιτρώδης (NO_2), υποχλωριώδης (ClO), χλωρική (ClO_3) κ.ά.

— Δισθενείς:

Θειώδης (SO_3), θειική (SO_4), άνθρακική (CO_3), πυριτική (SiO_3), όξαλική (C_2O_4) κ.ά.

— Τρισθενείς:

Φωσφορική (PO_4), άρσενική (AsO_4) κ.ά.

ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΕΝΑΤΟ

ΥΔΡΟΓΟΝΟ

9.1 Προέλευση.

Τό υδρογόνο φαίνεται ότι είναι τό περισσότερο διαδεδομένο στοιχείο στό σύμπαν. Ή φασματοσκοπική ανάλυση τοῦ φωτός πού ἐκπέμπεται ἀπό τούς ἀστέρες, δείχνει ὅτι οἱ περισσότεροι ἀπό αὐτούς ἀποτελοῦνται κυρίως ἀπό υδρογόνο.

Στήν ἐπιφάνεια τῆς γῆς τό υδρογόνο σχηματίζεται κυρίως κατά τή διάσπαση ὀργανικῶν οὐσιῶν (ὅπως π.χ. ἡ κυτταρίνη, ἡ ἀλβουμίνη κ.ἄ.) ἀπό βακτήρια. Ἀπαντᾷ στά ἀέρια τῶν ἠφαιστείων καί, σέ σημαντικότερα ποσά, ἐλευθερώνεται ἀπό διάφορες βιομηχανικές ἀντιδράσεις, ὅπως εἶναι ἡ θερμική διάσπαση τῶν ἀνθράκων. Ὅποσodῆποτε ὅμως, ἡ παρουσία τοῦ υδρογόνου στήν ἐπιφάνεια τῆς γῆς, εἶναι περιορισμένη καί ἡ ἀναλογία του στήν ἀτμόσφαιρα ἴση μέ $1:10^6$.

Κατά βάρος, τό υδρογόνο ἀντιπροσωπεύει τά 0,88% τοῦ στερεοῦ φλοιοῦ τῆς γῆς.

Ἐνωμένο τό υδρογόνο ἀπαντᾷ στό νερό (ἀποτελεῖ τά 11,2% κατά βάρος τοῦ νεροῦ), στούς υδρογονάνθρακες καί γενικότερα στίς ὀργανικές ἐνώσεις, ἀπό τίς ὁποῖες ἀποτελοῦνται τά ζῶα καί τά φυτά. Τό ἀνθρώπινο σῶμα ἀποτελεῖται κατά 10% κατά βάρος ἀπό υδρογόνο.

9.2 Παρασκευή.

Γενικά: Πολλές εἶναι οἱ ἀντιδράσεις, πού παρέχουν υδρογόνο. Οἱ κυριότερες ἀπό αὐτές εἶναι οἱ παρακάτω:

α) Ἐπίδραση ὀξέων σέ μέταλλα ἡλεκτροθετικότερα ἀπό τό υδρογόνο, ὅπως εἶναι ὁ Fe, τό Mg, τό Al.



Ἄν ὅμως τό ὀξύ εἶναι ὀξειδωτικό, τότε δέν σχηματίζεται υδρογόνο, διότι ὀξειδώνεται σέ νερό.

β) Ἐπίδραση διαλυμάτων καυστικῶν ἀλκαλίων σέ ὀρισμένα μέταλλα, ὅπως τό Al καί ὁ Zn.



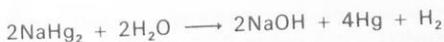


γ) Έπίδραση μετάλλων σέ νερό.

Τά αλκάλια καί οί αλκαλικές γαίες διασπούν τό νερό έν ψυχρῷ. Ζωηρότερα αντι-
δροῦν τά ηλεκτροθετικότερα.



Ἡ παραπάνω αντίδραση εἶναι πολύ ζωηρή γίνεται ὁμως ἡπιότερη ἂν χρησιμοποιη-
θεῖ ἀμάλγαμα νατρίου (NaHg_2), ἀντί τοῦ καθαροῦ μετάλλου.

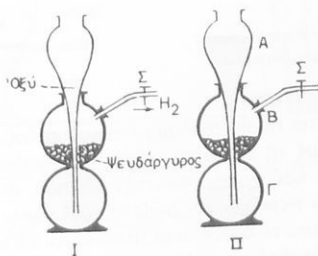


δ) Έπίδραση νεροῦ σέ ὑδρογονοῦχες ἐνώσεις μετάλλων ὅπως τά NaH καί CaH_2 .



Τό CaH_2 ἐχρησιμοποιεῖτο παλαιότερα μέ τό ὄνομα **ὑδρόλιθος** γιά τήν παρα-
σκευή τοῦ ὑδρογόνου.

ε) Έπίδραση καυστικῶν ἀλκαλίων σέ πυρίτιο.



Σχ. 9.2α.

Συσκευή Kipp.

Ἀντί τοῦ Si , μπορεῖ νά χρησιμοποιηθεῖ σιδηροπυρίτιο. Μίγμα σιδηροπυριτίου καί **νατρασβέστου** [$\text{CaO} + \text{NaOH}$], μέ τό ὄνομα **ὑδρογενίτης**, χρησιμοποιήθηκε στόν πρῶτο παγκόσμιο πόλεμο γιά τήν παρασκευή ὑδρογόνου.

Ἐργαστηριακά τό ὑδρογόνο, παρασκευάζεται μέ τούς παρακάτω δύο τρόπους:

α) Μέ επίδραση ἀραιοῦ θεικοῦ ἢ ὑδροχλωρικοῦ ὀξέος σέ ψευδάργυρο.

Γιά τήν παρασκευή αὐτή χρησιμοποιεῖται ἡ συσκευή Kipp (σχ. 9.2α).

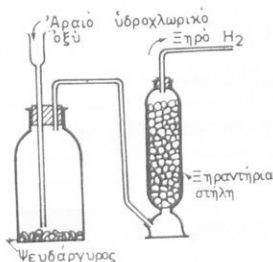


ἢ



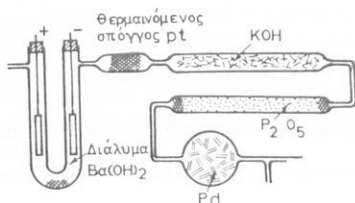
Ἡ συσκευή Kipp (σχ. 9.2α) ἀποτελεῖται ἀπὸ τρεῖς σφαῖρες Α, Β, Γ, οἱ ὁποῖες εἶναι τοποθετημένες ἢ μία ἐπάνω ἀπὸ τὴν ἄλλη. Ἀπὸ αὐτές, ἡ Α καὶ ἡ Β συγκοινωνοῦν μὲ τὴ Γ, χωρὶς ὅμως νὰ συγκοινωνοῦν μεταξύ τους. Στὴ μεσαία Β τοποθετεῖται τὸ μέταλλο καὶ ἀπὸ τὴν ἐπάνω Α, προστίθεται τὸ διάλυμα τοῦ ὀξέος. Τὸ διάλυμα γεμίζει τὴν κάτω σφαῖρα καὶ ἔρχεται σὲ ἐπαφὴ μὲ τὸ μέταλλο, πού βρίσκεται στὴ Β, ὁπότε σχηματίζεται ὑδρογόνο. Ἡ ἀπαγωγὴ τοῦ ὑδρογόνου γίνεται ἀπὸ τὴ στρόφιγγα Σ, πού εἶναι προσαρμοσμένη στὴ μεσαία σφαῖρα. Ἄν κλείσουμε τὴ στρόφιγγα, τὸ παραγόμενο ὑδρογόνο πιέζει τὸ διάλυμα τοῦ ὀξέος καὶ τὸ ἀναγκάζει νὰ ἀδειάσει τὴ μεσαία σφαῖρα ὁπότε παύει νὰ ἐπιδρᾷ στὸ μέταλλο. Ἔτσι διακόπτεται ἡ λειτουργία τῆς συσκευῆς.

Ἐκτός ἀπὸ τὴ συσκευή Kipp, μπορεῖ νὰ χρησιμοποιηθεῖ καὶ ἄλλη, ἀπλούστερη, ὅπως αὕτὴ πού εἰκονίζεται στὸ σχῆμα 9.2β.



Σχ. 9.2β.

Παρασκευὴ ὑδρογόνου μὲ ἐπίδραση ἀραιοῦ ὑδροχλωρικοῦ ὀξέος σὲ ψευδάργυρο.



Σχ. 9.2γ.

Ἡλεκτρολυτικὴ παρασκευὴ καθαροῦ ὑδρογόνου.

β) Μὲ ἠλεκτρόλυση τοῦ νεροῦ.

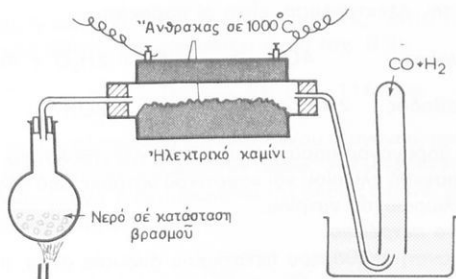
Συνήθως ἠλεκτρολύεται ἀραιὸν διάλυμα θεικοῦ ὀξέος, καυστικοῦ νατρίου ἢ ὑδροξειδίου τοῦ βαρίου, μὲ τὴ χρησιμοποίησιν ἠλεκτροδίων ἀπὸ σίδηρο ἢ νικέλιο (σχ. 9.2γ). Τὸ ὑδρογόνο, πού παράγεται στὴν κάθοδο, ἀπαλλάσσεται ἀπὸ τὴ μικρὴ ποσότητα ὀξυγόνου, πού περιέχει, ἂν διαβιβασθεῖ μέσω σπόγγου λευκοχρύσου, ὁ ὁποῖος θερμαίνεται. Ἔτσι, τὸ ὀξυγόνο μετατρέπεται σὲ νερό πού ἀπομακρύνεται, ὅταν τὸ ὑδρογόνο διαβιβασθεῖ σὲ σωλῆνες, πού περιέχουν στερεὸ καυστικὸ κάλιο καὶ πεντοξείδιο τοῦ φωσφόρου. Τελικὰ, τὸ καθαρὸ ὑδρογόνο, πού παράγεται, μπορεῖ νὰ ἀπορροφηθεῖ ἀπὸ παλλάδιο.

Βιομηχανικὰ τὸ ὑδρογόνο παρασκευάζεται ἀπὸ νερό καί, κυρίως, ἀπὸ τοὺς ὑδρογονάνθρακες μὲ τὶς παρακάτω μεθόδους:

α) Μὲ τὴ διαβίβαση ὑδατῶν ἐπάνω ἀπὸ διάπυρους ἄνθρακες (σχ. 9.2δ).

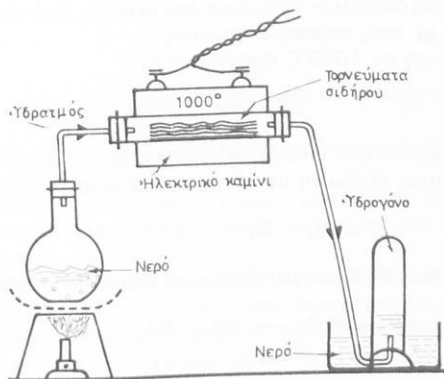


Τὸ μίγμα $\text{CO} + \text{H}_2$ διαβιβάζεται μαζί μὲ ὑδατμούς στοὺς 400°C μέσω κατάλληλου καταλύτη (ὅπως π.χ. ὀξείδιο τοῦ σιδήρου μὲ ὀξείδιο τοῦ ἀλουμινίου) ὁπότε τὸ μονοξείδιο τοῦ ἄνθρακα ὀξειδώνεται σὲ διοξείδιο:



Σχ. 9.2δ.

Αναγωγή των υδρατμών από διάπυρο άνθρακα.



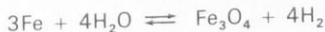
Σχ. 9.2ε.

Αναγωγή των υδρατμών από μεταλλικό σίδηρο.



Με έκπλυση του μίγματος $\text{CO}_2 + \text{H}_2$ με νερό υπό πίεση, απομακρύνεται το CO_2 .

β) Με διαβίβαση υδρατμών μέσω μεταλλικού σιδήρου στους 650° έως 800°C (σχ. 9.2ε).



γ) Με ηλεκτρόλυση του νερού.

Με τή μέθοδο αυτή παράγεται το καθαρό υδρογόνο (99,9%).



Στήν πράξη ηλεκτρολύεται διάλυμα βάσεως σε ηλεκτρολυτικά στοιχεία, σχεδιασμένα κατά τρόπο, που νά χωρίζεται ή άνοδος από τήν κάθοδο. Οι αντιδράσεις,

πού γίνονται κατά τήν ηλεκτρόλυση, είναι οι παρακάτω:



Σημαντικά ποσά υδρογόνου παράγονται, επίσης ηλεκτρολυτικά, σάν παραπροϊόντα, κατά τήν παρασκευή χλωρίου καί καυστικού νατρίου, από ηλεκτρόλυση ύδατος διαλύματος χλωριούχου νατρίου.

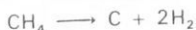
δ) **Άπό τό άκάθαρτο πετρέλαιο.**

Μέ ισχυρή θέρμανση άκαθάρτου πετρελαίου άπουσία άέρα, παράγεται μίγμα αερίων, πού περιέχει 50% υδρογόνο, ένw παραμένει υπόλειμμα κώκ. Μέ ψύξη, στή συνέχεια, ύγροποιούνται τά άλλα άέρια καί παραμένει τό υδρογόνο.

ε) **Άπό τά φυσικά άέρια.**

Τά φυσικά άέρια αποτελούνται κυρίως από μεθάνιο, από τό όποιο μπορεί νά ληφθεί υδρογόνο, μέ τούς παρακάτω τρόπους:

1) Μέ θέρμανση σέ 1000°C άπουσία άέρα:



όποτε παραμένει σάν υπόλειμμα «μέλαν» τοῦ άνθρακα.

2) Μέ καταλυτική όξειδωση μέ όξυγόνο παρουσία νικελίου:



3) Μέ καταλυτική όξειδωση μέ ύδρατμούς παρουσία νικελίου στους 1100°C:



9.3 **Ίδιότητες.**

α) **Φυσικές.**

Τό υδρογόνο είναι άέριο άχρουν, άγευστο, άοσμο, τό έλαφρότερο από όλα τά στοιχεΐα καί τό πίο δύσκολο ύγροποιούμενο μετά τό ήλιο.

Σέ άτμοσφαιρική πίεση, ύγροποιείται στους -253°C καί στερεοποιείται στους -259°C. Είναι έλάχιστα διαλυτό στό νερό (2% περίπου κατά όγκο στους 8°C). Ή πυκνότητα του είναι 14,5 φορές μικρότερη από τήν πυκνότητα τοῦ άέρα. Ήπειδή είναι ιδιαίτερα έλαφρό, τό υδρογόνο είναι πολύ διαπιδυτικό.

Τό μόριο τοῦ υδρογόνου (H₂) είναι πολύ σταθερό. Για τή διάσπασή του απαιτούνται 103 kcal/mol. Για τό λόγο αυτό, τό υδρογόνο στή συνήθη θερμοκρασία δέν είναι δραστικό.

Τό υδρογόνο έχει τήν ιδιότητα νά άπορροφάται από τά στερεά μέταλλα. Τό παλλάδιο (Pd) π.χ. σέ συνήθη θερμοκρασία καί πίεση, άπορροφά όγκο υδρογόνου 900 φορές μεγαλύτερο από τό δικό του.

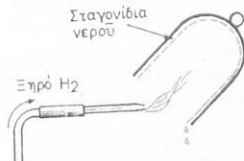
β) **Χημικές.**

Όλα τά άμέταλλα στοιχεΐα, εκτός από τά εύγενή άέρια, σχηματίζουν μέ τό υ-

δρογόνο αέριες ή πτητικές υδρογονούχες ενώσεις. Έτσι, το υδρογόνο καίγεται στον αέρα στους 580°C και σχηματίζει νερό (σχ. 9.3):



Μίγμα δύο όγκων υδρογόνου και ενός όγκου οξυγόνου, που αναφλέγεται, έκρηγνυται και γι' αυτό ονομάζεται **κροτούν αέριο**. Η ελεγχόμενη καύση του παραπάνω μίγματος δίνει φλόγα, ή θερμοκρασία της οποίας φθάνει μέχρι 2800°C και ονομάζεται **όξυυδρική φλόγα**.



Σχ. 9.3.

Σχηματισμός νερού από την καύση του υδρογόνου.

Ανάλογη έκρηξη γίνεται, όταν αναφλεγεί οποιοδήποτε μίγμα H_2 και O_2 , που περιέχει υδρογόνο από 8 έως 84%.

Το υδρογόνο καίγεται επίσης με το χλώριο, με το οποίο σχηματίζει έκρηκτικά μίγματα. Με το φθόριο ενώνεται με έκρηξη, ακόμα και στη θερμοκρασία των -250°C και σχηματίζει υδροφθόριο.

Το υδρογόνο ενώνεται επίσης απ' ευθείας με το βρώμιο, το θείο, το ιώδιο, το σελήνιο και το τελλούριο, αλλά σε υψηλότερες θερμοκρασίες.

Το υδρογόνο ενώνεται απ' ευθείας με τα πιο ηλεκτροθετικά μέταλλα (αλκάλια και αλκαλικές γαίες, εκτός από το βηρύλλιο και το μαγνήσιο) και δίνει υδρογονούχες ενώσεις, τύπου αλατος, στίς οποίες το υδρογόνο είναι το ανιόν. (π.χ. $\text{Li}^+ \text{H}^-$).

Τα οξείδια πολλών μετάλλων, όπως του χαλκού, του μολύβδου και του κασσιτέρου, όταν θερμανθούν σε ρεύμα υδρογόνου, ανάγονται στα αντίστοιχα μέταλλα π.χ.:



Η άναγωγή αυτή δεν επιτυγχάνεται στα οξείδια των πολύ ηλεκτροθετικών μετάλλων, όπως π.χ. τα αλκάλια, οι αλκαλικές γαίες, ο ψευδάργυρος, το άργιλλιο κ.ά.

Ορισμένες ενώσεις ανάγονται από αέριο υδρογόνο ακόμα και στη συνήθη θερμοκρασία, όπως π.χ. το δυσθενές χλωριούχο παλλάδιο (PdCl_2) σε υδατικά διαλύματα. Σημαντικός αριθμός ενώσεων ανάγεται ή **υδρογονώνεται** από μοριακό υδρογόνο, παρουσία καταλυτών (όπως π.χ. Pd , Ni , Pt), ακόμα και στη συνήθη θερμοκρασία.

Ιδιαίτερο ενδιαφέρον παρουσιάζει η καταλυτική προσθήκη υδρογόνου, σε άκορεστους υδρογονάνθρακες και άλλες οργανικές ενώσεις.

Σε πολλές περιπτώσεις, το υδρογόνο, κατά τη στιγμή της παρασκευής του από μία εξώθερμη αντίδραση, είναι ικανό να πραγματοποιεί αναγωγικές αντιδράσεις, τις οποίες δεν μπορεί να προκαλέσει το αέριο υδρογόνο.

Ἡ αὐξημένη αὐτὴ ἀναγωγικὴ ἱκανότητα, ἀποδόθηκε ἀρχικὰ σὲ εἰδικὴ μορφή ὕδρογону, ἡ ὁποία καί, σήμερα ἀκόμα, ὀνομάζεται **ὕδρογόνον ἐν τῷ γενεᾷσθαι**.

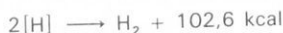
9.4 Ἀτομικὸ ὕδρογόνον.

Ὅταν σχηματίζεται βολταϊκὸ τόξο ἀνάμεσα σὲ ἡλεκτροδία βολφραμίου, σὲ ρεῦμα ὕδρογόνου μὲ χαμηλὴ πίεση καί ἡ θερμοκρασία ὑπερβεῖ τοὺς 2000°C, γίνεται ἡ ἀντίδραση.



πού συμπληρώνεται στοὺς 5000°C.

Τὸ ἀτομικὸ ὕδρογόνον, πού σχηματίζεται, εἶναι ἐξαιρετικὰ βραχύβιο καί, ἡ συνένωσή του σὲ μοριακὸ ὕδρογόνον εἶναι μία ἀντίδραση ἰσχυρὰ ἐξώθερμη.



Ἐξ αἰτίας τοῦ μεγάλου ποσοῦ τῆς θερμότητος, πού ἐλευθερώνεται, εἶναι δυνατὴ, μὲ τὴ χρησιμοποίησιν εἰδικῆς συσκευῆς, ἡ πραγματοποιήσιμη φλόγας ἀτομικοῦ ὕδρογόνου, τῆς ὁποίας ἡ θερμοκρασία φθάνει τοὺς 3500°C περίπου, καί ἡ ὁποία χρησιμοποιεῖται γιὰ τὴν τήξιν καί τὴν κοπή δυστήκτων μετάλλων.

9.5 Ἰσότοπα τοῦ ὕδρογόνου.

Τὸ ὕδρογόνον ἀποτελεῖται ἀπὸ τρία ἰσότοπα, τὸ **πρῶτιον** (${}^1\text{H}$), τὸ **δευτέριο** (${}^2\text{H}$ ἢ D) καί τὸ **τρίτιον** (${}^3\text{H}$ ἢ T).

Ὁ πυρήνας τοῦ πρωτίου ἀποτελεῖται ἀπὸ ἓνα πρωτόνιον, τοῦ δευτερίου ἀπὸ ἓνα πρωτόνιον καὶ ἓνα νετρόνιον καὶ τοῦ τριτίου ἀπὸ ἓνα πρωτόνιον καὶ δύο νετρόνια (σχ. 9.5).



Σχ. 9.5.

Ἰσότοπα τοῦ ὕδρογόνου.

Ἡ ἀναλογία τοῦ δευτερίου στοῦ συνηθισμένο ὕδρογόνον εἶναι 1:5000, ἐνῶ τοῦ τριτίου 1:10¹⁷.

Τὸ δευτέριο ἀνακαλύφθηκε ἀπὸ τοὺς Urey — Murphy — Brickwidde (1931), οἱ ὁποῖοι τὸ παρασκεύασαν μετὰ ἀπὸ ἐξάτμιση μεγάλης ποσότητος ὑγροῦ ὕδρογόνου, ὁπότε ἐξατμίζεται γρηγορότερα τὸ ${}^1\text{H}$, πού εἶναι ἐλαφρότερο, καί παραμένει τὸ δευτέριο.

Ἀργότερα ὁ Lewis παρεσκεύασε τὸ δευτέριο μὲ ἡλεκτρόλυση μεγάλης ποσού-

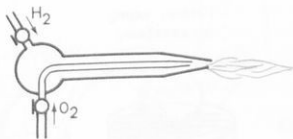
τητας νερού, όποτε, στην άρχή ηλεκτρολύεται τό συνηθισμένο νερό καί αυτό, πού παραμένει, είναι έμπλουτισμένο σέ δευτέριο.

Ό άποχωρισμός του τρίτιου έγινε από τους *Selwood – Taylor – Lozier* καί *Bleakney* (1935), επίσης μέ ηλεκτρόλυση μεγάλης ποσότητας νερού.

Σήμερα τό τρίτιο παρασκευάζεται μέ διάφορες πυρηνικές αντιδράσεις. Τό τρίτιο είναι ραδιενεργό καί διασπάται σέ ήλιο καί ακτινοβολία β. Έξ αιτίας αυτής του της ιδιότητας, βρίσκει εφαρμογές, τόσο τό ίδιο, όσο καί οι ενώσεις του στην έρευνα καί στή βιομηχανία.

9.6 Χρήσεις.

Μεγάλες ποσότητες ύδρογόνου χρησιμοποιούνται στή βιομηχανία, γιά τή σύνθεση του ύδροχλωρίου καί τής άμμωνίας, τήν ύδρογόνωση των άκορέστων ύδρονανθράκων, τήν ύδρογόνωση των άκορέστων ελαίων καί τή μετατροπή τους σέ κορεσμένα, πού χρησιμοποιούνται στην παραγωγή τής μαργαρίνης. Χρησιμοποιείται επίσης γιά τήν άναγωγή διαφόρων οργανικών ενώσεων καί τή σύνθεση διαφόρων άλλων, όπως είναι ή μεθυλική άλκοόλη καί οι οργανικοί διαλύτες. Χρησιμοποιείται, τέλος, σάν καύσιμο μέ τή μορφή ύδραερίου, καθώς επίσης καί γιά τήν όξυυδρική φλόγα (σχ. 9.6) καί τή φλόγα ατομικού ύδρογόνου.



Σχ. 9.6.

Συσκευή καύσεως ύδρογόνου.

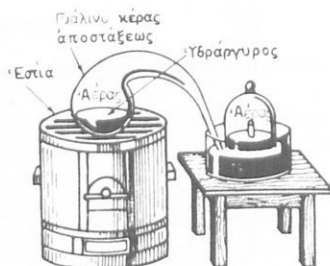
ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΔΕΚΑΤΟ

ΟΞΥΓΟΝΟ – ΟΖΟΝ – ΝΕΡΟ (ΥΔΩΡ) – ΥΠΕΡΟΞΕΙΔΙΟ ΤΟΥ ΥΔΡΟΓΟΝΟΥ

10.1 Όξυγόνο (Ο).

Ανακαλύφθηκε και μελετήθηκε από τον *Scheele* (μεταξύ 1771 και 1773), ο οποίος το παρασκεύασε μετά από θέρμανση οξυγονούχων ενώσεων, όπως π.χ. οξειδίου του υδραργύρου, πυρολουσίτη και θειικού οξέος, νίτρου κ.ά. και το όνόμασε ζωικό αέρα. Την ίδια περίπου εποχή το παρασκεύασε και ο *Priestley* (1774).

Η ονομασία του οφείλεται στον *Lavoisier*, που μελέτησε συστηματικά το οξυγόνο και τα φαινόμενα της καύσεως (σχ. 10.1α).



Σχ. 10.1α.

Πειραματική διάταξη που χρησιμοποιήθηκε από τον *Lavoisier* για τη μελέτη των φαινομένων της καύσεως.

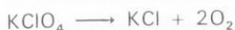
Προέλευση. Είναι το περισσότερο διαδεδομένο στη φύση στοιχείο. Έλεύτερο, αποτελεί τα 23,2% κατά βάρος και τα 21% κατά όγκο του ξηρού ατμοσφαιρικού αέρα. Ένωμένο, αποτελεί τα 88,8% κατά βάρος του νερού και, με τη μορφή διαφόρων ενώσεων, τα 46,7% κατά βάρος του στερεού φλοιού της γης.

Παρασκευή.

α) **Έργαστηριακά.** Παρασκευάζεται κυρίως με θερμική διάσπαση διαφόρων οξειδίων ή οξυγονούχων αλάτων. Συνήθως χρησιμοποιείται το χλωρικό κάλιο, το οποίο στους 370°C τήκεται και διασπάται σε χλωριούχο και υπερχλωρικό κάλιο:

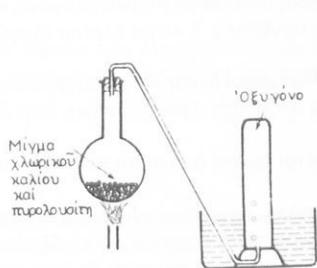


Τό υπερχλωρικό κάλιο, σέ θερμοκρασία υψηλότερη από 400°C, διασπᾶται σέ ὀξυγόνο καί χλωριούχο κάλιο:



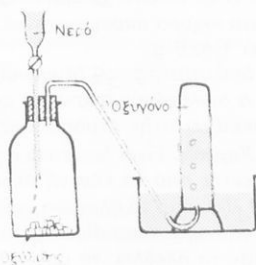
Παρουσία μικρῆς ποσότητας πυρολουσίτη (MnO_2) ἢ μέλανος τοῦ λευοχρύσου, ἡ παραπάνω διάσπαση τοῦ χλωρικοῦ καλίου σέ ὀξυγόνο, γίνεται στούς 270°C. Ἔτσι, στό ἐργαστήριο, τό ὀξυγόνο παρασκευάζεται μέ θέρμανση μίγματος τριῶν μερῶν χλωρικοῦ καλίου καί ἑνός μέρους πυρολουσίτη (σχ. 10.1β).

Τό ὀξυγόνο παρασκευάζεται ἐπίσης μέ ἐπίδραση νεροῦ σέ ὑπεροξειδίο τοῦ νατρίου (σχ. 10.1γ).



Σχ. 10.1β.

Παρασκευὴ ὀξυγόνου μέ θέρμανση μίγματος χλωρικοῦ καλίου καὶ πυρολουσίτη.



Σχ. 10.1γ.

Παρασκευὴ ὀξυγόνου μέ ἐπίδραση νεροῦ σέ οξυλίθο.

Ἡ παραπάνω ἀντίδραση ἐπιταχύνεται μέ ὀρισμένα μεταλλικά ἀλατα, ὅπως τὸ θεικὸ νικέλιο (NiSO_4), ὁ θεικὸς χαλκὸς (CuSO_4) κ.ά. Γιά τὸ λόγο αὐτό, χρησιμοποιοῦνταν παλαιότερα τὸ Na_2O_2 , γιὰ τὴν παρασκευὴ τοῦ ὀξυγόνου, σέ μίγμα με λίγο θεικὸ νικέλιο ἢ θεικὸ χαλκὸ, μέ τὸ ὄνομα **ὀξύλιθος**.

Καθαρό ὀξυγόνο, μπορεῖ νά παρασκευασθεῖ μέ θέρμανση ὑπερμαγγανικοῦ καλίου στούς 240°C:



Εἶναι δυνατό νά παρασκευάσουμε ἀκριβῶς ὑπολογισμένες ποσότητες ὀξυγόνου, μέ προσθήκη σταγόνων διαλύματος ὑπερμαγγανικοῦ καλίου σέ ὀξινο διάλυμα ὑπεροξειδίου τοῦ ὕδρογόνου:



Εὐκόλη, τέλος, ἐργαστηριακὴ μέθοδος παρασκευῆς ὀξυγόνου, εἶναι ἡ ἐπίδραση διαλύματος ὑπεροξειδίου τοῦ ὕδρογόνου σέ χλωράσβεστο, μέ τὴν χρησιμοποίησιν τῆς συσκευῆς Kipp (βλ. σχ. 9.2α):



β) **Βιομηχανικά.** Τό οξυγόνο παρασκευάζεται σε μεγάλες ποσότητες, με ύγρο-ποίηση του ατμοσφαιρικού αέρα, αφού προηγουμένως απομακρυνθεί η υγρασία και τό διοξείδιο του άνθρακα. Κατά τήν εξάτμιση του ύγρου αέρα, αποστάζει στήν αρχή άζωτο (σ.ζ. — 195,8°C) καί παραμένει τό ύγρό οξυγόνο (σ.ζ. — 182,96°C) καθαρότητας 99%.

Βιομηχανικά, τό οξυγόνο παρασκευάζεται επίσης από τό νερό με ήλεκτρόλυση. Συνήθως ήλεκτρολύεται διάλυμα NaOH 10-25%, με ήλεκτρόδια από σίδηρο, διαχωρισμένα με διάφραγμα από άμianto.

Ιδιότητες.

α) **Φυσικές.** Τό οξυγόνο είναι άέριο άχρουν, άοσμο καί άγευστο. Ύγροποιείται στους —182,96°C καί, ύγρό, έχει χρώμα άνοικτό κυανό. Στερεοποιείται στους —218°C καί παίρνει χρώμα κυανό. Τόσο τό ύγρό, όσο καί τό στερεό οξυγόνο, είναι σώματα ισχυρά παραμαγνητικά. Σε κανονικές συνθήκες, 1 λίτρο αερίου οξυγόνου ζυγίζει 1,429 g.

Ή διαλυτότητα του οξυγόνου στο νερό, είναι μεγαλύτερη από του άζώτου. Γι' αυτό, ό διαλυμένος στο νερό άέρας, περιέχει 34% κατ' όγκο οξυγόνο, αντί 21%, που περιέχει στήν ατμόσφαιρα.

β) **Χημικές.** Είναι δραστικό στοιχείο. Ένώνεται άμεσα ή έμμεσα με όλα τά στοιχεία, εκτός από τά εύγενή άέρια.

Με εξαίρεση τά αλογόνα καί τά εύγενή μέταλλα, τά οξείδια των στοιχείων μπορούν νά παρασκευασθούν με άπ' εύθείας ένωση του στοιχείου με τό οξυγόνο.

Έτσι, τά άλκάλια, τό μαγνήσιο, ό φωσφόρος, τό θείο, καίοντα θερμαινόμενα στον άέρα ή τό οξυγόνο:



Όρισμένες ένώσεις, όπως τό μονοξείδιο του άζώτου, οξειδώνονται έν ψυχρώ από τό οξυγόνο ή τόν άέρα:



Γενικά, τά διάφορα σώματα, για νά καούν στον άέρα ή τό οξυγόνο, πρέπει νά θερμανθούν προηγουμένως μέχρι μία όρισμένη θερμοκρασία, που είναι χαρακτηριστική για κάθε σώμα καί ονομάζεται **θερμοκρασία άναφλέξεως** του σώματος.

Με διάφορα άναφλέξιμα άέρια τό οξυγόνο δημιουργεί, σε όρισμένες αναλογίες, έκρηκτικά μίγματα.

Τέλος, τό ατομικό οξυγόνο, τό όποιο δημιουργείται, όταν γίνονται ήλεκτρικές εκκενώσεις σε ατμόσφαιρα οξυγόνου με χαμηλή πίεση, είναι πολύ δραστικό καί οξειδώνει τό ύδρογόνο, τό μονοξείδιο του άνθρακα, τήν άμμωνία, τό ύδροχλώριο καί πολλές οργανικές ένώσεις έν ψυχρώ.

Χρήσεις. Τό οξυγόνο χρησιμοποιείται στή χαλυβουργία, για τήν οξείδωση των προσμίξεων του σιδήρου (πυρίτιο, φωσφόρο, άνθρακα). Χρησιμοποιείται στήν ό-

ξυυδρική φλόγα καί στή φλόγα άκετυλενίου (βλ. σχ. 9.6). Χρησιμοποιείται, τέλος, γιά είσπνοές άπό τούς άσθθενείς.

Τό όξυγόνο φέρεται στό έμπορίο μέσα σέ χαλύβδινες φιάλες, μέ πίεση 150 άτμοσφαιρών.

10.2 Όξείδια.

Γενικά. Όξείδια όνομάζονται οί ένώσεις τών διαφόρων στοιχείων μέ τό όξυγόνο. Άνάλογα μέ τή χημική τους συμπεριφορά, διακρίνονται σέ **βασικά, όξινα, έπαμφοτερίζοντα** καί **ουδέτερα** όξείδια, ένώ, άνάλογα μέ τή στοιχειομετρική τους σύσταση, σέ **κανονικά όξείδια, ύπεροξείδια, σύνθετα** ή **μικτά όξείδια** καί **ύποξείδια**.

Βασικά όνομάζονται τά όξείδια, τά όποια, όταν αντίδρουν μέ όξέα, δίνουν άλατα.

Κατά κανόνα, βασικά είναι τά όξείδια τών μετάλλων, όπως π.χ. τό CuO :



Τά όξείδια τών άλκαλιών καί τών άλκαλικών γαιών αντίδρουν μέ τό νερό καί παρέχουν διαλυτά ύδροξείδια, τά όποια είναι βάσεις, π.χ.:



Όξινα όνομάζονται τά όξείδια τά όποια αντίδρουν μέ τίς βάσεις καί παρέχουν άλατα. Κατά κανόνα, όξινα είναι τά όξείδια τών άμετάλλων. Πολλά άπό αυτά αντίδρουν μέ τό νερό καί δίνουν όξέα:



Όξινα είναι, επίσης, τά άνωτέρου σθένους όξείδια τών μετάλλων, όπως π.χ. τό τριοξείδιο του χρωμίου:



Έπαμφοτερίζοντα όνομάζονται τά όξείδια, τά όποια συμπεριφέρονται καί σάν όξινα καί σάν βασικά. Τό όξείδιο του άργιλίου π.χ. αντίδρα τόσο μέ τίς βάσεις, όσο καί μέ τά όξέα καί δίνει άλατα:



Έπαμφοτερίζοντα είναι, επίσης, τά όξείδια ZnO , SnO , PbO , Sb_2O_6 κ.ά.

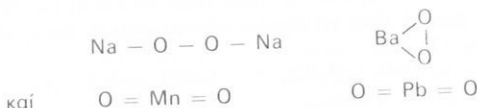
Ουδέτερα όνομάζονται τά όξείδια, τά όποια δέν σχηματίζουν άλατα ούτε μέ τίς βάσεις, ούτε μέ τά όξέα, δέν έχουν δηλαδή ούτε όξινες, ούτε βασικές ιδιότητες. Στην κατηγορία αυτή, άνήκουν τά CO , N_2O , NO κ.ά.

Υπεροξειδία ονομάζονται μόνο τα οξείδια, τα όποια αντιδρούν με άραιά οξέα και παρέχουν υπεροξείδιο του υδρογόνου, π.χ.:



Τα διοξειδία PbO_2 και MnO_2 δέν είναι υπεροξειδία, διότι δέν παρέχουν H_2O_2 .

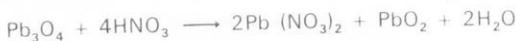
Η διαφορά μεταξύ των υπεροξειδίων και των παραπάνω διοξειδίων, είναι ότι, στα υπεροξειδία, τα άτομα του οξυγόνου είναι ένωμένα μεταξύ τους, ενώ στα διοξειδία, τα άτομα αυτά είναι χωριστά ένωμένα με τό στοιχείο, π.χ.:



Τόσο τα υπεροξειδία, όσο και τα διοξειδία, με θέρμανση παρέχουν οξυγόνο.

Σύνθετα ονομάζονται τα οξείδια, τα όποια μπορούν να θεωρηθούν ενώσεις δύο απλών οξειδίων του ίδιου στοιχείου.

Έτσι, τό μίνιο (Pb_3O_4) μπορεί να θεωρηθεί ένωση του λιθαργύρου (PbO) και του διοξειδίου του μολύβδου (PbO_2) σέ αναλογία 2:1 ($2\text{PbO} \cdot \text{PbO}_2$), διότι, όταν αντιδράσει με άραιό νιτρικό όξύ, παρέχει διάλυμα νιτρικού μολύβδου και αποβάλλει διοξείδιο (PbO_2):



Κατά τρόπο ανάλογο, τό μαγνητικό οξείδιο του σιδήρου (Fe_3O_4), μπορεί να θεωρηθεί ένωση του μονοξειδίου και του τριοξειδίου του σιδήρου σέ αναλογία 1:1 ($\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$), διότι, με πυκνό θερμό ύδροχλωρικό όξύ, παρέχει μίγμα διχλωριούχου και τριχλωριούχου σιδήρου:



10.3 Όζον (O_3).

Παρασκευάσθηκε γιά πρώτη φορά με ηλεκτρόλυση άραιού διαλύματος θειικού όξος. Η όνομασία του (άπό την έλληνική λέξη όζω) όφείλεται στή χαρακτηριστική του όσμή. Τό όζον είναι άλλοτροπική μορφή του όξυγόνου.

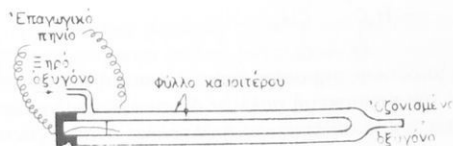
Πρόελευση. Εύρίσκεται στήν άτμόσφαιρα, κυρίως στα ύψηλότερα στρώματα της. Σχηματίζεται όταν γίνονται ηλεκτρικές έκκενώσεις στό όξυγόνο ή τόν άέρα και όταν έπίδρουν υπεριώδεις άκτίνες στό όξυγόνο, πού βρίσκεται στα άνώτερα στρώματα της άτμόσφαιρας.

Παρασκευή. Όζον σχηματίζεται σε διάφορες χημικές αντιδράσεις, όπως είναι η βραδεία οξείδωση του φωσφόρου, ή έν ψυχρῷ επίδραση του φθορίου σε νερό, ή διάσπαση οξυγονούχων ενώσεων, όπως π.χ. το υπερμαγγανικό και το διχρωμικό κάλιο, ή ηλεκτρόλυση αραιού διαλύματος θειικού οξέος κ.ά.

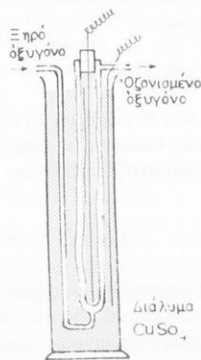
Παρασκευάζεται συνήθως με τή δημιουργία σκοτεινών ηλεκτρικών εκκενώσεων, σε ρεύμα οξυγόνου ή αέρα, κατά τήν αντίδραση:



Οι σκοτεινές ηλεκτρικές εκκενώσεις διαφέρουν από τις συνηθισμένες, κατά το ότι, μεταξύ των ακροδεκτών παρεμβάλλονται μία ή δύο στρώσεις διηλεκτρικού υλικού, όπως είναι το γυαλί, ή μίκα κ.ά. Με τόν τρόπο αυτό αποφεύγεται ο σχηματισμός ζωνών εκκενώσεων, οι οποίες προκαλούν αύξηση τής θερμοκρασίας, με αποτέλεσμα τή διάσπαση του οζόντος, πού σχηματίζεται. Στήν πράξη, χρησιμοποιούνται οι **οζονιστήρες** Siemens και Brodie (σχ. 10.3α και σχ. 10.3β).



Σχ. 10.3α.
Όζονιστήρας Siemens.



Σχ. 10.3β.
Όζονιστήρας Brodie.

Ιδιότητες.

α) **Φυσικές.** Είναι αέριο, πού υγροποιείται στους -112°C και στερεοποιείται στους -250°C . Το υγρό οζον είναι σταθερό, όταν είναι πολύ καθαρό, αλλά έκρηγνυται, όταν περιέχει ίχνη οργανικών ενώσεων. Το οζον είναι περισσότερο διαλυτό στο νερό, από όσο το οξυγόνο. Όταν το νερό περιέχει οζον, αποκτά δυσάρεστη όσμη και γεύση και γιὰ τὸ λόγο αυτό, νερά αποστειρωμένα με οζον πρέπει νά αερίζονται καλά, γιὰ νά απομακρυνθῇ ἡ όσμη.

β) **Χημικές.** Τό οζον διασπᾶται ἀργά στή συνήθη θερμοκρασία καί ταχύτατα στους 200°C . Ἡ διάσπαση αὐτή καταλύεται ἀπό πολλά σώματα, ὅπως μέταλλα σε λεπτό διαμερισμό, κολλοειδή μέταλλα καί διάφορα μεταλλικά οξειδία, ὅπως τὰ οξειδία τοῦ ἀργύρου, τοῦ κοβαλτίου, τοῦ μαγγανίου, τοῦ μολύβδου κ.ά.

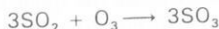
Τό οζον εἶναι πολύ ἰσχυρό οξειδωτικό σώμα.

Παραδείγματα τῆς οξειδωτικῆς δράσεώς του εἶναι ἡ οξείδωση τοῦ μαύρου

θειούχου μολύβδου σέ λευκό θειικό μόλυβδο καί τοῦ δισθενοῦς σιδήρου σέ τρισθενή:



Στίς ὀξειδωτικές αὐτές ἀντιδράσεις, μόνο τό ἓνα ἄτομο ὀξυγόνου, ἀπό τά τρία τοῦ ὄζοντος, ἐμφανίζεται ἐνεργό. Ὑπάρχουν ὅμως καί ἀντιδράσεις ὀξειδώσεως μέ ὄζον, ὅπου χρησιμοποιεῖται τό σύνολο τοῦ ὀξυγόνου, ὅπως π.χ. ἡ ὀξείδωση τοῦ διοξειδίου τοῦ θείου σέ τριοξείδιο:

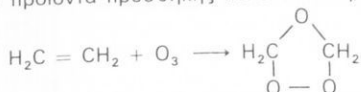


Τό ὄζον προσβάλλει σέ συνήθη θερμοκρασία πολλά μέταλλα, τά ὁποῖα μετατρέπει σέ ὀξείδια.

Μέ ὀρισμένα σώματα, ὅπως π.χ. τό ὑπεροξείδιο τοῦ ὑδρογόνου, τό ὄζον δρᾷ ἀναγωγικά:



ἐνῷ δέν ἀντιδρᾷ μέ τά ὑπερμαγγανικά καί διχρωμικά ἅλατα. Μέ τίς ἀκόρεστες ὀργανικές ἐνώσεις μέ διπλό δεσμό, ὅπως π.χ. οἱ αἰθυλενικοί ὑδρογονάθρακες, τό ὄζον σχηματίζει προϊόντα προσθήκης πολὺ ἀσταθῆ, τά **ὀζονίδια**:



Ἡ παραπάνω ἀντίδραση εἶναι ἐξαιρετικῆς σημασίας στήν Ὀργανική Χημεία, γιά τόν καθορισμό τῆς συντάξεως καί τήν παρασκευή πολλῶν ὀργανικῶν ἐνώσεων.

Πολλές ὀργανικές ἐνώσεις, ὅπως π.χ. ὁ αἰθέρας καί ἡ ἀλκοόλη, ἀναφλέγονται σέ ὀξυγόνο πλούσιο σέ ὄζον.

Χρήσεις. Τό ὄζον καταστρέφει τά βακτήρια καί γι' αὐτό τό ὀζονισμένο ὀξυγόνο χρησιμοποιεῖται γιά τήν ἀποστείρωση τοῦ πόσιμου νεροῦ καί τήν ἀπόσμηση καί ἀποστείρωση τοῦ ἀέρα σέ κλειστούς χώρους. Τό ὄζον χρησιμοποιεῖται ἐπίσης σάν ὀξειδωτικό στήν Ὀργανική Χημεία, σάν λευκαντικό τοῦ μαλλιοῦ, τοῦ βαμβακιοῦ, τοῦ ἀμύλου καί ἄλλων ὀργανικῶν ἐνώσεων. Χρησιμοποιεῖται, τέλος, στήν παλαίωση τῶν ξύλων, τῇ βελτίωση ὀρισμένων βιομηχανικῶν ἐλαίων καί τήν τεχνητή παλαίωση τῶν κρασιῶν.

10.4 Νερό (ὑδωρ - H_2O).

Προέλευση. Τό νερό καλύπτει τά $\frac{4}{5}$ τῆς ἐπιφάνειας τῆς γῆς. Ἀπαντᾷ καί στίς τρεῖς φυσικές του καταστάσεις. Σάν ὑδρατμός (στόν ἀτμοσφαιρικό ἀέρα), ὑγρό (θάλασσες, λίμνες, ποτάμια) καί στερεό (χιόνι καί παγετῶνες).

Τό νερό ἀπαντᾷ, ἐπίσης ἐνωμένο ὡς «κρυσταλλικό νερό» σέ διάφορα ὀρυκτά

π.χ. ὁ γύψος ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$). Οἱ ζωικοί καί οἱ φυτικοί ὁργανισμοί περιέχουν νερό σέ μεγάλη ἀναλογία.

Τά φυσικά νερά, ἀνάλογα μέ τήν προέλευσή τους, διακρίνονται στίς παρακάτω κατηγορίες:

α) **Τό νερό τῆς βροχῆς καί τοῦ χιονιοῦ.** Προέρχεται ἀπό τή συμπύκνωση τῶν ὑδρατμῶν τῆς ἀτμόσφαιρας. Εἶναι τό περισσότερο καθαρό ἀπό τά φυσικά νερά καί περιέχει, σάν ἀκαθαρσίες κυρίως, τά ἀέρια ἄζωτο, ὀξυγόνο καί διοξειδίου τοῦ ἀνθρακα. Ἐκτός ἀπό τά ἀέρια αὐτά, τά ὁποῖα εἶναι μόνιμα συστατικά τῆς ἀτμόσφαιρας, τό νερό τῆς βροχῆς μπορεῖ νά περιέχει μικρά ποσά διοξειδίου τοῦ θείου, θειικοῦ ὀξέος καί αἰθάλης, προερχόμενα ἀπό τήν καύση ἀνθράκων καί ὑδρογονανθράκων πού περιέχουν θείο. Μπορεῖ ἐπίσης, νά περιέχει ἐνωμένο ἄζωτο, κυρίως σέ μορφή νιτρικοῦ ἄμμωνίου (ἀπό τό νιτρικό καί νιτρῶδες ὀξύ, πού σχηματίζονται κατὰ τίς ἡλεκτρικές ἐκκενώσεις στήν ἀτμόσφαιρα), ὅπως ἐπίσης καί μικρά ποσά χλωριούχου νατρίου, πού μεταφέρονται στήν ἀτμόσφαιρα ἀπό τή θάλασσα.

β) **Νερό τῶν ποταμῶν.** Ἐκτός ἀπό τίς ἀκαθαρσίες τοῦ νεροῦ τῆς βροχῆς, περιέχει καί ἄλλες, πού τίς διαλύει ἀπό τό ἔδαφος, κυρίως χλωριούχα, θειικά, ἀνθρακικά καί ὄξινα ἀνθρακικά ἅλατα τοῦ νατρίου, καλίου, ἀσβεστίου, μαγνησίου καί σιδήρου. Ἀπό τά ἅλατα αὐτά, τά ὄξινα ἀνθρακικά ἅλατα τοῦ μαγνησίου καί τοῦ ἀσβεστίου, σχηματίζονται ἀπό τήν ἐπίδραση τοῦ διαλυμένου στό νερό διοξειδίου τοῦ ἀνθρακα, στά ἀντίστοιχα δυσδιάλυτα ἀνθρακικά ἅλατα:



Τό νερό τῶν ποταμῶν περιέχει ἐπίσης αἰωρούμενα κολλοειδή στερεά, τά ὁποῖα κατακρημνίζονται ἀπό τά μεταλλικά ἅλατα, κατὰ τή ροή τοῦ ποταμοῦ πρὸς τή θάλασσα. Στήν κατακρήμνιση αὕτη ὀφείλονται συχνά οἱ προσχώσεις τῶν δέλτα τῶν ποταμῶν.

Τό ποσό τέλος, τοῦ ὀξυγόνου, πού εἶναι διαλυμένο στό νερό τῶν ποταμῶν, περιορίζεται ἀπό τήν παρουσία ὁργανικῶν ἐνώσεων.

γ) **Νερό τῶν πηγῶν.** Τό νερό τῶν πηγῶν περιέχει γενικά περισσότερα ἀνόργανα ἅλατα διαλυμένα καί λιγότερες ὁργανικές ἐνώσεις. Εἶναι διαυγές, ἐπεὶδὴ διηθεῖται ὅπως περνᾷ ἀπὸ τοὺς πόρους τοῦ ἐδάφους. Ἐξ αἰτίας τῆς καθαρότητάς του καί ἐφ' ὅσον δέν περιέχει αὐξημένες ποσότητες διαλυμένων ἀλάτων, εἶναι πόσιμο.

δ) **Τό νερό τῆς θάλασσας.** Περιέχει 2,6% περίπου χλωριούχο νάτριο καί 1% περίπου διάφορα ἄλλα ἅλατα, κυρίως χλωριούχο μαγνήσιο, θεικό μαγνήσιο, θειικό ἀσβέστιο, χλωριούχο κάλιο, ἀνθρακικό ἀσβέστιο, βρωμιούχο μαγνήσιο καί ἰωδιούχο μαγνήσιο. Ὅρισμένες θάλασσες καί λίμνες περιέχουν αὐξημένο ποσό διαλυμένων ἀλάτων, ὅπως π.χ. ἡ Νεκρά Θάλασσα (22,8%) καί ἡ λίμνη Elton (27%).

ε) **Μεταλλικά νερά.** Τά νερά αὐτά περιέχουν διαλυμένα συστατικά, πού δέν ἀπαντοῦν σέ ἄλλα φυσικά νερά.

Πολλά ἀπὸ αὐτά ἔχουν θεραπευτικές ιδιότητες καί ὀνομάζονται **ιαματικά**.

Τά μεταλλικά νερά διακρίνονται σέ θερμά καί ψυχρά, ἀνάλογα μέ τή θερμοκρασία τους. Διακρίνονται, ἐπίσης, ἀνάλογα μέ τά διαλυμένα σώματα πού περιέχουν, σέ ἁλατοῦχα (χλωριούχο νάτριο, θεικό νάτριο, χλωριούχο μαγνήσιο κ.ἄ.), ἀλκαλι-

κά (δξίνο άνθρακικό νάτριο), θειούχα (ύδρόθειο καί θειούχο νάτριο), σιδηρούχα (θειικός σίδηρος, δξίνος άνθρακικός σίδηρος) καί άεριούχα (διοξείδιο του άνθρακα).

Σκληρότητα του νερού. Τά νερά, πού περιέχουν διαλυμένα σημαντικά ποσά αλάτων, κυρίως του άσβεστίου καί του μαγνησίου, χαρακτηρίζονται ως σκληρά. Τά νερά αυτά δέν προκαλούν άφρισμα του σαπουνιού, έπειδή τά ευδιάλυτα μέ νάτριο άλατα των λιπαρών όξέων παλμιτικού, στεατικού καί ελαϊκού, πού αποτελούν τό σαπούνι, μετατρέπονται σέ αδιάλυτα άλατα του άσβεστίου καί του μαγνησίου.

Η σκληρότητα του νερού διακρίνεται σέ **παροδική** καί **μόνιμη**.

α) **Παροδική σκληρότητα.** Όφείλεται στά δξίνα άνθρακικά άλατα του άσβεστίου, του μαγνησίου καί του σιδήρου, πού είναι διαλυμένα στο νερό. Όνομάζεται παροδική, διότι, όταν θερμανθεί τό νερό, τά άλατα αυτά μετατρέπονται σέ δυσδιάλυτα ούδέτερα άνθρακικά, τά όποια καθιζάνουν, π.χ.:



β) **Μόνιμη σκληρότητα.** Όφείλεται στά διαλυμένα άλατα, πού δέν απομακρύνονται μέ βρασμό. Αύτά είναι κυρίως χλωριούχα καί θειικά άλατα του άσβεστίου καί του μαγνησίου.

Τό σύνολο της παροδικής καί της μόνιμης σκληρότητας αποτελεί την **όλική σκληρότητα** του νερού.

Η σκληρότητα του νερού μετράται σέ σκληρο-μετρικούς βαθμούς γαλλικούς ή γερμανικούς.

Ένας γαλλικός βαθμός αντιπροσωπεύει 10 mg άνθρακικού άσβεστίου (CaCO_3) ανά λίτρο νερού, ένώ ένας γερμανικός 10 mg όξειδίου του άσβεστίου (CaO) ανά λίτρο νερού.

Ός πολύ σκληρά χαρακτηρίζονται τά νερά, πού έχουν σκληρότητα από 30 έως 50 βαθμούς. Τά σκληρά νερά, εκτός του ότι είναι άκατάλληλα για πλύσιμο, είναι άκατάλληλα καί για τροφοδοσία άτμολεβήτων, διότι, κατά την έξάτμηση του νερού τά περιεχόμενα άλατα αποβάλλονται στερεά στο έσωτερικό του λέβητα καί δημιουργούν, δυσθερμαγωγό επίστρωμα, πού παρεμποδίζει σοβαρά τή μετάδοση της θερμότητας στο νερό του λέβητα.

Άποσκλήρυνση του νερού. Η άποσκλήρυνση του νερού, τόσο για οικιακές, όσο καί για βιομηχανικές χρήσεις, γινόταν μέ διαβίβαση του νερού μέσα από **περμουτίτη**. Ό περμουτίτης είναι πυριτικό άλας άργιλίου καί νατρίου πιθανού τύπου $2\text{SiO}_2 \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{Na}_2\text{O} \cdot x\text{H}_2\text{O}$, πού συχνά παριστάνεται σέ συντομία μέ τόν τύπο $[\text{P}]\text{Na}_2$. Τό άλας αυτό έχει την ιδιότητα νά ανταλλάσσει τά άτομα του νατρίου του μέ τά ίόντα άσβεστίου καί μαγνησίου, πού βρίσκονται στο νερό:



Από τίς ένώσεις, πού σχηματίζει ό περμουτίτης μέ τό άσβέστιο καί τό μαγνήσιο, μπορεί νά αναγεννηθεί, άν κατεργασθεί μέ θερμό πυκνό (10%) διάλυμα χλωριούχου νατρίου:



Ἡ μέθοδος αὐτὴ ἀποσκληρύνσεως τοῦ νεροῦ, εἶναι μία ἰονανταλλαγὴ, διότι τὰ ἰόντα τοῦ ἀσβεστίου καὶ τοῦ μαγνησίου ἀνταλλάσσονται μέ τὰ ἰόντα τοῦ νατρίου.

Τὰ τελευταῖα χρόνια ἡ μέθοδος αὐτὴ τῆς ἰονανταλλαγῆς ἀναπτύχθηκε σέ τέτοιο βαθμό, ὥστε εἶναι δυνατό ὄχι μόνο νά ἀποσκληρύνεται τὸ νερό, ἀλλὰ καὶ νά ἀπαλλάσσεται τελείως ἀπὸ τὸ σύνολο τῶν ἰόντων (κατιόντων καὶ ἀνιόντων), πού περιέχει. Ἡ πλήρης αὐτὴ ἀπομάκρυνση τῶν ἰόντων τοῦ νεροῦ ὀνομάζεται **ἀφαλάτωση** καὶ γίνεται σέ βιομηχανικὴ κλίμακα μέ κόστος μικρότερο ἀπὸ τὴν ἀπόσταξη.

Ἡ ἀνάπτυξη αὐτῆς τῆς τεχνικῆς ὀφείλεται στὶς ἰονανταλλακτικὲς ρητίνες, πού παρασκευάζονται συνθετικά καὶ εἶναι ἀδιάλυτοι πολυμερεῖς ἠλεκτρολύτες μεγάλου μοριακοῦ βάρους.

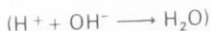
Μέ τὴν τεχνικὴ αὐτὴ, τὸ νερό πού πρόκειται νά ἀφαλατωθεῖ, περνᾷ ἀρχικὰ μέσα ἀπὸ μία κατιονανταλλακτικὴ ρητίνη, ἡ ὁποία περιέχει ὄξινα ὕδρογόνα μέ τὴ μορφὴ σουλφονικῶν ὁμάδων τοῦ γενικοῦ τύπου XSO_3H , ὁπότε τὰ κατιόντα τοῦ νεροῦ ἀνταλλάσσονται μέ τὰ ἰόντα ὕδρογόνου τῆς ρητίνης:



Στὴ συνέχεια, τὸ νερό περνᾷ μέσα ἀπὸ μία ἀνιονανταλλακτικὴ ρητίνη τοῦ γενικοῦ τύπου $X'OH$, ὁπότε τὰ ἀνιόντα τοῦ νεροῦ ἀνταλλάσσονται μέ τὰ ἰόντα ὕδροξυλίου τῆς ρητίνης:



Ὅπως φαίνεται ἀπὸ τίς παραπάνω ἀντιδράσεις ἰονανταλλαγῆς, μετὰ τὴν ἀπομάκρυνση τῶν κατιόντων καὶ τῶν ἀνιόντων ἀπὸ τὸ νερό, σχηματίζονται ἰσοδύναμες ποσότητες ἰόντων ὕδρογόνου καὶ ὕδροξυλίου, πού ἐνώνονται σέ νερό:



Οἱ παραπάνω ρητίνες μποροῦν νά ἀνασχηματισθοῦν μετὰ τὴ χρῆση τους, ἂν κατεργασθοῦν, οἱ πρῶτες μέ διάλυμα ὕδροχλωρικοῦ ὀξέος καὶ οἱ δεύτερες μέ διάλυμα ἀνθρακικοῦ νατρίου:



Μετὰ τὴ χρῆση ἰονανταλλακτικῶν ρητινῶν, μπορεῖ νά παρασκευασθεῖ νερό πολὺ μεγάλης καθαρότητος καὶ ἀπαλλαγμένο ἀπὸ ἰόντα σέ τέτοιο βαθμό, ὥστε ἡ ἠλεκτρικὴ του ἀγωγιμότητα νά εἶναι πολὺ μικρότερη ἀπὸ τὴν ἀγωγιμότητα τοῦ ἀποσταγμένου νεροῦ.

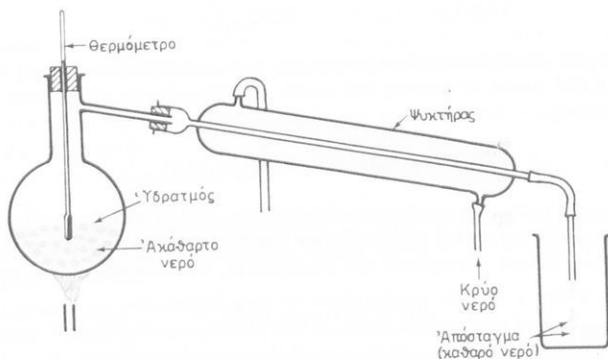
Πόσιμο νερό. Τὸ νερό πού πίνεται, πρέπει νά εἶναι διαυγές, ἀπαλλαγμένο ἀπὸ ὀργανικὲς οὐσίες καὶ τὸ ποσὸ τῶν διαλυμένων σ' αὐτὸ ἀλάτων νά κυμαίνεται μετὰ ξὺ 0,20 καὶ 0,50 g ἀνά λίτρο, γιὰ τὰ πλούσια σέ ἄλατα νερά εἶναι δύσπεπτα.

Τὸ πόσιμο νερό καθαρίζεται μέ διήθηση μέσα ἀπὸ πορώδη σώματα (ἄμμος, ἄν-

θρακας κ.ά.), τὰ ὁποῖα συγκρατοῦν τίς οὐσίες, πού αἰωροῦνται, ἐνῶ ταυτόχρονα ὁ-
ξειδώνονται στοὺς πόρους τοὺς πολλὰς ὀργανικὲς οὐσίες.

Ἡ πλήρης ἀπαλλαγὴ τοῦ ποσίμου νεροῦ ἀπὸ πιθανὰ βακτήρια ὀνομάζεται **ἀπο-
στείρωση**. Αὕτῃ γίνεται, ἢ μὲ προσθήκη στὸ νερὸ διαφόρων ὀξειδωτικῶν σωμά-
των, ὅπως τὸ χλωριο, τὸ ὄζον, τὰ ὑποχλωριώδη ἅλατα, ἢ μὲ ὑπεριώδη ἀκτινοβο-
λία. Ἡ ἀποστείρωση τοῦ ποσίμου νεροῦ τῆς περιοχῆς Ἀθῆνας - Πειραιᾶ γίνεται μὲ
προσθήκη χλωρίου.

Ἀποσταγμένο νερό. Παρασκευάζεται ἀπὸ τὸ συνηθισμένο νερὸ μὲ ἀπόσταξη
(σχ. 10.4). Εἶναι ἀπαλλαγμένο ἀπὸ ἅλατα, ἐνῶ εἶναι δυνατό νὰ περιέχει διαλυμέ-
να ἀέρια, ὅπως π.χ. τὸ διοξείδιο τοῦ ἀνθρακὰ καὶ ἐλάχιστα ἴχνη προϊόντων ἀπὸ διά-
σπαση ὀργανικῶν οὐσιῶν. Συνήθως, γιὰ νὰ συμπληρωθεῖ ὁ καθαρισμὸς του, ἀπο-
στάζεται πολλές φορές καί, πρὶν ἀπὸ τὴν τελευταία ἀπόσταξη, προστίθεται λίγο
θεικὸ ὄξύ ἢ καυστικὸ κάλιο καὶ λίγο ὑπερμαγγανικὸ κάλιο. Ἡ τελικὴ ἀπόσταξη γί-
νεται σὲ ἀποστακτικὴ συσκευή ἀπὸ βοριοπιριτικό γυαλί (pyrex). Ἐτσι παρασκευά-
ζεται χημικῶς καθαρὸ νερὸ, τὸ ὁποῖο πρέπει νὰ φυλάσσεται σὲ φιάλες ἀπὸ βοριο-
πιριτικό γυαλί.



Σχ. 10.4.

Συσκευή ἀποστάξεως νεροῦ.

Ἰδιότητες τοῦ νεροῦ.

α) **Φυσικὲς.** Εἶναι ὑγρὸ διαυγές, χωρὶς γέυση καὶ ὄχρον σὲ μικρὲς ποσότητες, ἐνῶ σὲ μεγάλες φαίνεται κυανό. Σὲ πίεση 760 mmHg τήκεται στοὺς 0°C καὶ ζεῖι
στοὺς 100°C.

Οἱ ἰδιότητες τοῦ νεροῦ εἶναι ἰδιόμορφες. Ἐχει μεγάλῃ ἐπιφανειακὴ τάση, ὑψηλὴ
διηλεκτρικὴ σταθερά, ὑψηλὸ σημεῖο ζέσεως. Ἐχει τὴ μεγαλύτερη πυκνότητα
στοὺς 4°C, μὲ ἀποτέλεσμα ὁ πάγος νὰ ἐπιπλέει στὸ νερὸ.

Οἱ ἰδιόμορφες ἰδιότητες τοῦ νεροῦ ὀφείλονται στὴν ἀσύμμετρη δομῇ τοῦ μο-
ρίου του, στὸ ὁποῖο οἱ δεσμοὶ τῶν δύο ὑδρογόνων μὲ τὸ ὀξυγόνο σχηματίζουν γω-
νία 104° 30'. Ἀποτέλεσμα αὐτῆς τῆς δομῆς τοῦ νεροῦ, εἶναι ἡ συνένωση τῶν μο-
ρίων του μὲ σχηματισμὸ δεσμῶν ὑδρογόνου μεταξὺ τοῦ ὀξυγόνου ἐνὸς μορίου καὶ
τοῦ ὑδρογόνου ἐνὸς ἄλλου μορίου, κατὰ τὸ σχῆμα:



Έξαιρετικά καθαρό νερό, είναι πολύ άσθενής ηλεκτρολύτης, διότι παρουσιάζει μικρό βαθμό διασπάσεως σε ιόντα H_3O^+ και OH^- :



(10^7 λίτρα περιέχουν 1 γραμμοϊόν H_3O^+ και 1 γραμμοϊόν OH^-).

β) **Χημικές.** Τό μόριο του νερού είναι πολύ σταθερό και διασπάται μόνο σε ύψηλές θερμοκρασίες. Σε ατμοσφαιρική πίεση και στους 200°C , τό νερό διασπάται σε ποσοστό μόλις 0,6%. Όταν ή θερμοκρασία μειωθεί, τό νερό έπανασυντίθεται από τά προϊόντα διασπάσεώς του:



Τό νερό άποσυντίθεται από πολλά μέταλλα. Τά άλκάλια τό άποσυνθέτουν ζων-ό εν ψυχρῳ, όποτε σχηματίζονται τά αντίστοιχα ύδροξείδια και ύδρογόνο, π.χ.:



Έν ψυχρῳ έπίσης, αλλά ήπιότερα, διασπάται τό νερό από τά μέταλλα τῶν άλκα-λικῶν γαιῶν.

Άλλα, λιγότερο δραστικά μέταλλα, διασπούν τούς ύδρατμούς, όπως π.χ. ό ψευ-όάργγρος και ό σίδηρος, ένῳ άλλα, όπως τό κοβάλτιο, τό νικέλιο, ό κασσίτερος, διασπούν τό νερό, όταν είναι έρυθροπυρωμένα. Τά εύγενή μέταλλα δέν αντιδρῶν μέ τό νερό.

Άπό τά άμέταλλα αντιδρῶν μέ τό νερό τά άλογόνα, ό άνθρακας, τό βόριο και τό θείο.

Τό νερό, τέλος, αντιδρῶ μέ πολλά όξινα όξείδια σχηματίζοντας όξέα, καθώς και μέ βασικά όξείδια, σχηματίζοντας βάσεις.

Προϊόντα προσθήκης του νερού. Πολλά σώματα, ιδίως άλατα, πού κρυσταλλώ-νονται από ύδατικά διαλύματα, σχηματίζουν κρυστάλλους μέ καθορισμένη σύντα-ξη, πού περιέχουν μόρια νερού. Οι ένώσεις αυτές ονομάζονται **ένυδρα** και τό νερό, τό όποιο περιέχουν **κρυσταλλικό νερό**. Τό χλωριούχο άσβέστιο π.χ. κρυσταλλώνε-ται από ύδατικά διαλύματα και σχηματίζει ένυδρους κρυστάλλους του τύπου $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

Πολλά άλατα, όπως ό θειικός χαλκός, σχηματίζουν περισσότερα από ένα διαφο-ρετικά κρυσταλλικά ένυδρα, όπως π.χ.:



Άν τά κρυσταλλικά ένυδρα θερμανθοῦν, αποβάλλουν τό κρυσταλλικό τους νε-ρό. Πολλά ένυδρα άλατα, όπως π.χ. τό άνθρακικό νάτριο $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, όταν έ-κτεθοῦν στον άέρα, αποβάλλουν τό κρυσταλλικό τους νερό και μετατρέπονται ή σε πτωχότερα σε νερό ένυδρα, ή σε άνυδρα άμορφα άλατα, ένῳ ταυτόχρονα κα-

ταστρέφεται ή κρυσταλλική τους μορφή. Τό φαινόμενο αυτό ονομάζεται **άποσάθρωση**.

Αντίθετα, άλλα κρυσταλλικά ένυδρα έχουν τήν τάση, όταν παραμένουν στον αέρα, νά άπορροφούν ύδρατμούς, μέ αποτέλεσμα άρχικά νά ύγραίνονται καί τελικά μέ τήν πάροδο του χρόνου νά σχηματίζουν πυκνά διαλύματα. Τό φαινόμενο αυτό ονομάζεται **ύγροσκοπικότητα** καί τά σώματα **ύγροσκοπικά**. Τά ύγροσκοπικά σώματα χρησιμοποιούνται σάν μέσα ξηράνσεως.

10.5 Βαρύ νερό.

Όπως άναφέρθηκε, ή ένωση του δευτερίου μέ τό όξυγόνο (D_2O), πού ονομάζεται **βαρύ νερό**, παρασκευάζεται ύστερα από παρατεταμένη ήλεκτρόλυση του κοινού νερού. Έτσι π.χ. μετά από ήλεκτρόλυση 2400 lit κοινού νερού παρασκευάζονται 83 ml D_2O περιεκτικότητας 99%.

Σέ άτμοσφαιρική πίεση τό βαρύ νερό ζέει στους 101,42°C καί στερεοποιείται στους 3,82°C. Οι χημικές ιδιότητες του D_2O είναι άνάλογες μέ αυτές του συνηθισμένου νερού, άν καί γενικά τό βαρύ νερό είναι λιγότερο δραστικό από τό συνηθισμένο.

Σάν διαλύτης τό βαρύ νερό παρουσιάζει επίσης διαφορές από τό συνηθισμένο. Γενικά οι αντίδράσεις, πού γίνονται σέ περιβάλλον D_2O , δέν ευνουούνται. Τό βαρύ νερό είναι δηλητηριώδες γιά τούς μικροοργανισμούς.

10.6 Ύπεροξείδιο του ύδρογόνου (H_2O_2).

Τό ύπεροξείδιο του ύδρογόνου άνακαλύφθηκε από τόν *Thenard* (1818), ό όποιος τό παρασκεύασε μέ επίδραση άραιού θεικού όξέος σέ ύπεροξείδιο του βαρίου. Σέ αυτόν όφείλεται καί ή ονομασία μέ τήν όποία κυκλοφορεί στο έμπόριο: **όξυγονούχον ύδωρ ή όξυζενέ**.

Προέλευση. Ίχνη ύπεροξειδίου του ύδρογόνου άπαντούν στήν άτμόσφαιρα. Σέ ελάχιστα ποσά άπαντά επίσης στο νερό τής βροχής καί σέ διάφορα άλλα φυσικά νερά. Σέ μικρά ποσά σχηματίζεται κατá τήν εξάτμιση του νερού στον αέρα.

Παρασκευή.

α) **Έργαστηριακά.** Τό ύπεροξείδιο του ύδρογόνου μπορεί νά παρασκευασθεί γενικά μέ τήν επίδραση όξέων σέ ύπεροξείδια.

Συνήθως, γιά τήν παρασκευή διαλύματος ύπεροξειδίου του ύδρογόνου, χρησιμοποιείται ύπεροξείδιο του βαρίου καί θεικό όξύ:



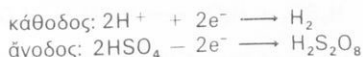
Πυκνότερα διαλύματα ύπεροξειδίου του ύδρογόνου μπορούν νά παρασκευασθούν στο έργαστήριο, μέ τήν προσθήκη ύπολογισμένης ποσότητας στερεού ύπεροξειδίου του νατρίου σέ διάλυμα θεικού όξέος (20%), πού ψύχεται μέ πάγο:



Τό διάλυμα, πού προκύπτει, αποστάζεται μέ έλαττωμένη πίεση καί παρέχει διάλυμα υπεροξειδίου τοῦ υδρογόνου 30%.

β) **Βιομηχανικά.** Παρασκευάζεται μέ μεθόδους, οἱ ὁποῖες περιλαμβάνουν ἐνδιάμεση παρασκευή υπερθεικοῦ (υπεροξυδιθεικοῦ, $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$) ὀξέος ἢ αλάτων του.

Μία ἀπό αὐτές τίς μεθόδους εἶναι ἡ ἠλεκτρόλυση διαλύματος θεικοῦ ὀξέος 50% μέ ἄνοδο ἀπό λευκόχρυσο καί κάθοδο ἀπό γραφίτη, ὅποτε γίνονται οἱ παρακάτω ἀντιδράσεις:



Τό διάλυμα τοῦ υπερθεικοῦ ὀξέος, πού προκύπτει ἀπό τήν ἠλεκτρόλυση ἀποστάζεται μέ ἐλαττωμένη πίεση καί παρέχει διάλυμα υπεροξειδίου τοῦ υδρογόνου 40%:



Τό διάλυμα αὐτό, μέ παραπέρα κλασματική ἀπόσταξη σέ κενό, δίνει διάλυμα 90%.

Ἀπό τό παραπάνω πυκνό διάλυμα, μπορεῖ νά παρασκευασθεῖ καθαρό υπεροξειδίο τοῦ υδρογόνου σέ στερεά κατάσταση, μέ κλασματική κρυστάλλωση σέ χαμηλή θερμοκρασία.

Ἰδιότητες.

α) **Φυσικές.** Τό καθαρό υπεροξειδίο τοῦ υδρογόνου εἶναι διαυγές ὑγρό, εἰδικό βάρους 1,46 στούς 0°C. Σέ μικρά ποσά εἶναι ἄχρουν, ἐνῶ σέ μεγαλύτερα ἐμφανίζει κυανή ἀπόχρωση. Ἔχει ὁσμή, πού μοιάζει μέ ἐκείνη τοῦ νιτρικοῦ ὀξέος. Στερεοποιεῖται στούς $-1,7^\circ\text{C}$ καί ζέει στούς 152°C . Ὄταν θερμανθεῖ ἐκρήγνυται στούς 150°C . Τά ὕδατικά του διαλύματα παρουσιάζουν ἀσθενῶς ὀξινὴ ἀντίδραση.

β) **Χημικές.** Τό καθαρό υπεροξειδίο τοῦ υδρογόνου εἶναι ἄρκετά σταθερό καί μπορεῖ νά διατηρηθεῖ σέ σκοτεινές φιάλες μέ λεῖα τοιχώματα.

Ὄταν ἔρθει σέ ἐπαφή μέ τραχιεῖς ἐπιφάνειες ἢ μέ μέταλλα λεπτά διαμερισμένα, ὅπως ὁ χρυσός, ὁ ἄργυρος, ὁ χαλκός κ.ἄ. ἢ ὅταν ἀναταραχθεῖ, διασπᾶται.

Τά διαλύματα τοῦ υπεροξειδίου τοῦ υδρογόνου διασπῶνται ὅταν θερμανθοῦν:



Ἡ διάσπαση αὕτη ἐπιτυγχάνεται καταλυτικά ἀπό πολλά σώματα, ὅπως κολλοειδῆ καί μέταλλα λεπτότατα διαμερισμένα, διάφορα ὀξειδία καί τό φύραμα καταλάσῃ, πού βρίσκεται στό αἷμα.

Λόγω τῆς διασπάσεώς του σέ ὀξυγόνο, τό υπεροξειδίο τοῦ υδρογόνου καί τά διαλύματά του, εἶναι ἰσχυρά ὀξειδωτικά. Παραδείγματα ὀξειδωτικῆς τους δράσεως εἶναι:

1) Ἡ ὀξείδωση σέ ὀξινο περιβάλλον τῶν ἰωδιούχων αλάτων σέ ἰώδιο:



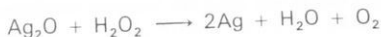
- 2) 'Η οξειδωση του μαύρου θειούχου μολύβδου σέ λευκό θειικό μόλυβδο:



- 3) 'Η οξειδωση του υδροθείου σέ θείο καί του θειώδους όξέος σέ θειικό όξύ:



Σέ όρισμένες περιπτώσεις τό υπεροξειδίο του υδρογόνου δρᾷ καί σάν αναγωγικό. Έτσι π.χ. ανάγει τό όξειδίο του άργύρου σέ άργυρο:

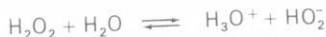


Ανάγει επίσης όξινο διάλυμα υπεрмаγγανικού καλίου σέ ἄλας δισθενούς μαγνίου:



καί σέ αλκαλικό περιβάλλον, ανάγει τά σιδηρικά ανιόντα ἄλατα σέ σιδηροκυανιούχα.

Όπως αναφέρθηκε, τά υδατικά διαλύματα του υπεροξειδίου του υδρογόνου παρουσιάζουν άσθενώς όξινη αντίδραση, πού όφείλεται στη διάστασή του κατά τό σχήμα:



Έτσι μέ επίδραση υπεροξειδίου του υδρογόνου σέ υδατικά διαλύματα υδροξειδίου του βαρίου, σχηματίζεται ένυδρο κρυσταλλικό υπεροξειδίο του βαρίου $\text{BaO}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$, ένῳ μέ τά άνθρακικά ἄλατα των αλκαλίων, τό υπεροξειδίο του υδρογόνου δίνει τά αντίστοιχα υπεροξειδία καί διοξειδίο του άνθρακα.

Ανάλογα, αντιδρᾷ καί μέ τά υπεροξειδία των αλκαλίων.

Χρήσεις. Τό υπεροξειδίο του υδρογόνου φέρεται συνήθως στό έμπόριο ὡς διάλυμα 12 ἢ 100 όγκων (Perhydrol). Τά διαλύματα αυτά όταν θερμανθοῦν, διασπῶνται τελείως καί δίνουν όγκο όξυγόνου (μετρημένο σέ κανονικές συνθήκες) 12 φορές ἢ 100 φορές μεγαλύτερο από τόν όγκο του αντίστοιχου διαλύματος. Τό καθαρό υπεροξειδίο του υδρογόνου είναι 475 όγκων.

Λόγω των οξειδωτικών του ιδιοτήτων, τό υπεροξειδίο του υδρογόνου χρησιμοποιείται σάν λευκαντικό εύπαθών υλικών, ὅπως είναι τό μαλλί, τό μετάξι, τά φτερά, τό έλεφαντόδοντο κ.ά. Στά μαλλιά δίνει χρυσοκίτρινο χρώμα.

Χρησιμοποιείται επίσης σάν άντιχλώριο. Δηλαδή γιά τήν καταστροφή τής περσουλίου του χλωρίου, όταν αυτό έχει χρησιμοποιηθεῖ σάν λευκαντικό:



Η όργανική χημική βιομηχανία χρησιμοποιεί πολύ τό υπεροξειδίο του υδρογόνου

νου, γιά τήν παρασκευή ὀργανικῶν ὑπεροξειδίων, πού χρησιμοποιοῦνται στήν παρασκευή φαρμακευτικῶν προϊόντων καί καλλυντικῶν.

Τά διαλύματα τοῦ ὑπεροξειδίου τοῦ ὕδρογόνου χρησιμοποιοῦνται στήν ἱατρική σάν ἀντισηπτικά τραυμάτων, γιά πλύσεις τοῦ στόματος καί γαργάρες.

Τέλος, τό καθαρό ὑπεροξείδιο τοῦ ὕδρογόνου χρησιμοποιήθηκε σάν ὀξειδωτικό τῶν καυσίμων, γιά τήν προώθηση τῶν πυραύλων καί τῶν τορπιλλῶν.



ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΕΝΔΕΚΑΤΟ

ΑΛΟΓΟΝΑ — ΥΔΡΑΛΟΓΟΝΑ

11.1 Γενικά γιά τά αλογόνα.

Ἡ ἔβδομη κύρια ομάδα τοῦ περιοδικοῦ συστήματος περιλαμβάνει τά στοιχεῖα: **φθόριο** (F), **χλώριο** (Cl), **βρώμιο** (Br), **ιώδιο** (J), καί τό πολύ ἀσταθές **ἄστατο** (At).

Τά στοιχεῖα αὐτά, ἀπό τήν ἀποψη ὁμοιότητας μεταξύ τους, ἀποτελοῦν μία ἀποτίς πιά τυπικές οἰκογένειες στοιχείων.

Ἡ ὀνομασία τους (**ἀλογόνα** ἢ **ἀλατογόνα**) ὀφείλεται στόν *Berzelius* (1825), ἀπό τήν ιδιότητά τους νά σχηματίζουν εὐκόλα ἅλατα, κατὰ τήν ἀπ' εὐθείας ἐπίδραση τους στά μέταλλα.

Στή συνήθη θερμοκρασία τό φθόριο καί τό χλώριο εἶναι ἀέρια, τό βρώμιο ὑγρό καί τό ἰώδιο στερεό.

Ἡ ἔνταση τοῦ χρώματός τους αὐξάνεται μέ τό ἀτομικό τους βάρος. Ἔτσι τό φθόριο εἶναι ἀνοικτό κιτρινοπράσινο, τό χλώριο κιτρινοπράσινο, τό βρώμιο καστανοκόκκινο καί τό ἰώδιο σκοῦρο καστανό μέ μεταλλική λάμψη.

Λόγω τῆς μεγάλης τους δραστικότητας, τά αλογόνα δέν βρίσκονται ἐλεύθερα στή φύση. Ἐνωμένα, κυρίως σάν ἅλατα, εἶναι πολύ διαδομένα στόν ἐλεύθερο φλοιό τῆς γῆς. Βρίσκονται ἐπίσης, στούς ζωικούς καί τούς φυτικούς ἰστούς.

Σέ ἀέρια κατάσταση, τό μόριο ὅλων τῶν αλογόνων εἶναι διατομικό. Σέ ὑψηλές θερμοκρασίες, τά μόρια τῶν αλογόνων χωρίζονται σέ άτομα, ἐνῶ ἡ σταθερότητά τους μειώνεται ὅσο αὐξάνεται τό μοριακό τους βάρος, δηλαδή ἀπό τό φθόριο πρὸς τό ἰώδιο.

Τά αλογόνα, ἀπό χημικῆς πλευρᾶς, εἶναι ἀπό τά πιά δραστικά στοιχεῖα. Εἶναι ὅλα ἀπό τά πιά ἠλεκτροαρνητικά στοιχεῖα, παρουσιάζουν δηλαδή τήν τάση νά προσλάβουν ἓνα ἠλεκτρόνιο, γιά νά συμπληρώσουν τήν ἐξῶτατη ἠλεκτρονική τους στιβάδα μέ ὀκτώ ἠλεκτρόνια. Προσλαμβάνοντας ὁμως ἓνα ἠλεκτρόνιο, μετατρέπονται σέ μονοσθενή ἀνιόντα, π.χ.:



Ἡ τάση αὐτή τῶν αλογόνων ἐλαττώνεται ἀπό τό φθόριο πρὸς τό ἰώδιο, καθώς δηλαδή αὐξάνεται ὁ ὄγκος τῶν ἀτόμων τους.

Ἐπειδή ἡ τάση προσλήψεως ἠλεκτρονίων ἀπό τά άτομα τῶν στοιχείων εἶναι συνυφασμένη μέ τόν ὀξειδωτικό χαρακτήρα, ἔπεται ὅτι τά αλογόνα εἶναι σωματικά ὀξειδωτικά καί ὅτι ἡ ὀξειδωτική τους ἱκανότητα μειώνεται ἀπό τό φθόριο πρὸς τό ἰώδιο. Στόν κοινὸ αὐτὸ χαρακτήρα τῶν αλογόνων ὀφείλονται καί οἱ κοινές ιδιότητές τους.

Τά αλογόνα αντιδρούν απ' ευθείας μέ τά μέταλλα καί παρέχουν άλατα. Άντιδρούν έπίσης μέ πολλά άμέταλλα στοιχεΐα, όπως ό φωσφόρος, τό άρσενικό, τό άντιμόνιο, τό θεΐο κ.ά., καί σχηματίζουν άλογονοϋχες ένώσεις (π.χ. PCl_3 , PCl_5 , AsCl_3 , SbCl_3 , S_2Cl_2).

Μέ τό ύδρογόνο σχηματίζουν τά ύδραλογόνα (ύδροφθόριο, ύδροχλώριο, ύδροβρώμιο, ύδροϊώδιο). Ή τάση τους νά ένωθούν μέ τό ύδρογόνο έλαττώνεται από τό φθόριο πρός τό ιώδιο.

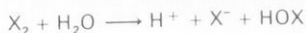
Τά αλογόνα άντικαθιστούν τά ύδρογόνα όργανικών ένώσεων καί σχηματίζουν άλογονοπαράγωγα, ένω, μέ άκόρεστες όργανικές καί άνόργανες ένώσεις, δίνουν προϊόντα προσθήκης.

Τά αλογόνα έπιδρούν σέ πολλά μεταλλικά όξειδια καί σχηματίζουν άλατα των μετάλλων.

Σημαντικός αριθμός από τίς όξειδωτικές αντιδράσεις των αλογόνων είναι συνυφασμένος μέ τή συμπεριφορά τους σέ ύδατικά διαλύματα. Έτσι, τό φθόριο διασπά τό νερό σέ όξυγόνο καί όζον, όπως αναφέρεται παρακάτω στίς χημικές ιδιότητές του,



ένω τά άλλα αλογόνα παρέχουν όξυγονοϋχα όξέα (HOX):



Έφ' όσον ή ήλεκτραρνητικότητα των αλογόνων μειώνεται από τό φθόριο πρός τό ιώδιο, έπεται ότι τό φθόριο θά άντικαθιστά τό χλώριο στά άλατά του, τό χλώριο θά άντικαθιστά τό βρώμιο καί τό βρώμιο καί τό ιώδιο.

Τά αλογόνα ένώνονται καί μέ ήλεκτραρνητικά στοιχεΐα (κυρίως τό όξυγόνο).

Στίς ένώσεις τους αυτές παρουσιάζουν σθένος ήλεκτροθετικό, τό όποιο συνήθως έχει τίς τιμές 3,5,7.

Γενικοί τρόποι παρασκευής αλογόνων. Ή παρασκευή των αλογόνων γίνεται μέ όξείδωση των ιόντων τους σέ έλεύθερα αλογόνα:



Αυτή ή όξείδωση μπορεί νά γίνει είτε ήλεκτρολυτικά, είτε μέ έπίδραση όξειδωτικών σωμάτων σέ διαλύματα ύδραλογόνων ή άλάτων τους.

Ή ήλεκτρολυτική όξείδωση χρησιμοποιείται άποκλειστικά γιά τό φθόριο καί τό χλώριο. Τόσο όμως τό χλώριο όσο καί τό βρώμιο καί τό ιώδιο παρασκευάζονται μέ όξείδωση των διαλυμάτων των άλάτων τους.

11.2 Φθόριο (F).

Προέλευση. Τό φθόριο δέν άπαντά στό θαλασσινό νερό, άπαντά όμως στό στερεό φλοιό τής γής μέ τή μορφή όρυκτων. Τά σπουδαιότερα όρυκτά του φθορίου είναι ό φθορίτης ή άργυραδάμας (φθοριοϋχο άσβέστιο CaF_2) καί ό κρυόλιθος (φθοριοαργιλικό νάτριο Na_3AlF_6), ό όποϊος χρησιμοποιείται στή βιομηχανική έξαγωγή του άργιλίου από τό βωξίτη.

Σε μικρά ποσά και με τη μορφή φθοριούχου άσβεστίου, τό φθόριο άπαντά στα όστά και στα δόντια. Με τη μορφή φθοριούχων άλάτων άπαντά διαλυμένο σε διάφορα μεταλλικά νερά και σε νερά ποταμών και πηγών.

Παρασκευή. Παρασκευή φθορίου με ήλεκτρόλυση διαλύματος ύδροφθορίου (κατά τρόπο άνάλογο με τό χλώριο), είναι άδύνατη, έξ αίτίας της ζωηρής διασπάσεως του νερού από τό σχηματιζόμενο φθόριο.

Γιά πρώτη φορά τό φθόριο παρασκευάσθηκε από τόν *Moissan*, με ήλεκτρόλυση άνύδρου ύδροφθορίου, στο όποίο είχε προστεθεί στερεό φθοριούχο κάλιο, σε συσκευή από λευκόχρυσο.

Σήμερα παρασκευάζονται μεγάλες ποσότητες φθορίου, με ήλεκτρόλυση όξίνου άλατος του τύπου $KF \cdot 2HF$ σε θερμοκρασία $100^{\circ}C$. 'Η ήλεκτρόλυση γίνεται σε συσκευές από είδικό χάλυβα, με ήλεκτρόδια από άνθρακα έμπλουτισμένο σε χαλκό, που παρουσιάζει μεγάλη άντοχή στο φθόριο.

Ίδιότητες.

α) **Φυσικές.** Τό φθόριο είναι άέριο, έλαφρά κιτρινοπράσινο, έντονης όσμής, που ύγροποιείται στους $-188^{\circ}C$ και στερεοποιείται στους $-223^{\circ}C$, σχηματίζοντας κιτρινωπούς κρυστάλλους. Σε χαμηλότερες θερμοκρασίες, γίνεται άχρουν.

β) **Χημικές.** Είναι τό δραστικότερο από όλα τά στοιχεία.

Σε μίγμα με ύδρογόνο έκρήγνυται ζωηρά, ακόμα και στο σκοτάδι, όποτε σχηματίζεται ύδροφθόριο:



'Η καύση του φθορίου με ύδρογόνο σε είδικούς λύχνους, άνάλογους με τούς λύχνους της όξυδρικής φλόγας, δίνει φλόγα, της όποιας ή θερμοκρασία φθάνει τούς $3400^{\circ}C$ (φλόγα φθορίου). 'Εν ψυχρώ, τό φθόριο ένώνεται, επίσης, με τό βρώμιο, τό ιώδιο, τό θεϊο, τό φωσφόρο, τό άρσενικό, τό άντιμόνιο, τό πυρίτιο και τόν ξυλάνθρακα (ένω ή γραφίτης προσβάλλεται από τό φθόριο μόνο στη θερμοκρασία της έρυθροπυρώσεως και ή άδόμας πάνω από τούς $700^{\circ}C$).

Διασπά τό νερό σε όξυγόνο και όζον:



ένω επιδρώντας σε ύδροχλώριο, ύδροβρώμιο και ύδροϊώδιο, έλευθερώνει αντίστοιχα χλώριο, βρώμιο και ιώδιο. Κατά τρόπο άνάλογο, άντικαθιστά τά άλλα άλογόνα στα άλατά τους, π.χ.:



Τό φθόριο προσβάλλει έν ψυχρώ τά περισσότερα μέταλλα. 'Ορισμένα από αυτά, όπως π.χ. ή χαλκός, προσβάλλονται μόνο έπιφανειακά, γιατί, κατά τήν προσβολή σχηματίζεται προστατευτικό έπιφανειακό περίβλημα. 'Ακόμα και τά ευγενή μέταλλα, όπως ή χρυσός και ή λευκόχρυσος, προσβάλλονται, όταν είναι έρυθροπυρωμένα, από τό φθόριο.

Τό φθόριο προσβάλλει τό διοξείδιο του πυριτίου και τά πυριτικά άλατα και τά μετατρέπει αντίστοιχα σε τετραφθοριούχο πυρίτιο και φθοριοπυριτικά άλατα:



Γιά τό λόγο αυτό, τό φθόριο προσβάλλει τό γυαλί, τό όποίο άποτελείται άπό πυριτικά άλατα.

Τό ύδρόθειο καί ή άμμωνία καίονται σέ άτμόσφαιρα φθορίου.

Τό όξυγόνο καί τό άζωτο δέν ένώνονται άπ' ευθείας μέ τό φθόριο, ένώ τό χλώριο ένώνεται μέ τό φθόριο μόνο ύστερα άπό θέρμανση.

Τό φθόριο άποσυνθέτει τούς ύδρογονάνθρακες, ένώ όρισμένες όργανικές ένώσεις όπως ή άλκοόλη, τό τερεβινθέλαιο καί ό αιθέρας, άναφλέγονται μέ φθόριο.

Χρήσεις. Τό φθόριο φέρεται στό έμπόριο μέσα σέ φιάλες άπό ειδικό χάλυβα. Χρησιμοποιείται στην παρασκευή τών άλάτων του, πολλά άπό τά όποία χρησιμοποιούνται πολύ σάν πρόσθετα στα ήλεκτρολυτικά τήγματα έξαγωγής τών μετάλλων γιά τή δημιουργία εύτηκτικών μιγμάτων. Τά τελευταία χρόνια, τό φθόριο χρησιμοποιείται πολύ στην παρασκευή όργανικών φθοριούχων ένώσεων, οι όποιες χρησιμοποιούνται εύρύτατα, λόγω τής μεγάλης τους άντοχής, στη θερμότητα καί τά χημικά άντιδραστήρια. Οι πιό συνηθισμένες άπό αυτές τίς ένώσεις είναι τό τεφλόν, πού είναι πολυμερές τοϋ τετραφθοροαιθυλενίου ($\text{CF}_2=\text{CF}_2$)_n, καί διάφορα άλλα είδη φθοριομένων πλαστικών καί καουτσούκ.

11.3 Χλώριο (Cl).

Τό χλώριο τό άνεκάλυψε ό *Scheele* (1774). Στην άρχή υπέθεσαν ότι είναι όξυγονούχος ένωση, αλλά ό *Devy* διεπίστωσε ότι είναι στοιχείο καί τό όνόμασε **χλώριο** άπό τό χρώμα του.

Προέλευση. Τό χλώριο δέν άπαντά έλεύθερο στή φύση, γιατί είναι πολύ δραστικό. Άπαντά όμως σέ μεγάλες ποσότητες μέ μορφή άλάτων τόσο στό όρυκτό άλάτι (NaCl), όσο καί στό θαλασσινό νερό μέ τή μορφή χλωριούχων άλάτων τών άλκαλιών καί τών άλκαλικών γαιών καί, κυρίως, σάν χλωριούχο νάτριο. Άπό τά κυριότερα όρυκτά τοϋ χλωρίου, έκτός άπό τό χλωριούχο νάτριο, είναι ό καρναλίτης ($\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$) καί ό συλβίνης (KCl). Τό χλώριο άποτελεί τό 0,19% τοϋ στερεοϋ φλοιοϋ τής γής (συμπεριλαμβανόμενης καί τής θάλασσας).

Παρασκευή.

α) **Έργαστηριακά.** Συνήθως παρασκευάζεται μέ όξειδωση τοϋ ύδροχλωρίου άπό διάφορα όξειδωτικά σώματα.

Μέ τή μέθοδο τοϋ *Scheele*, θερμαίνεται πυκνό διάλυμα ύδροχλωρίου μέ πυρολουσίτη (σχ. 11.3):



Έλεγχόμενη ποσότητα χλωρίου μπορεί νά παρασκευασθεϊ μέ τήν πρόσθεση κατά σταγόνες, πυκνοϋ διαλύματος ύδροχλωρίου σέ κρυστάλλους ύπερμαγγανικού καλίου:

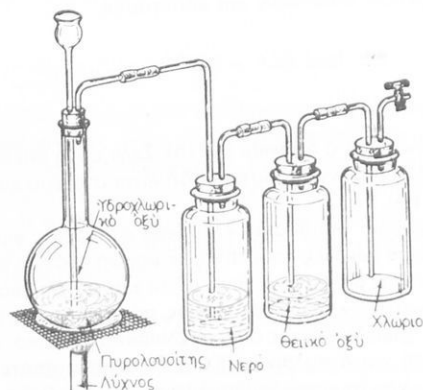
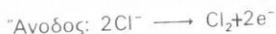


Μία εύκολη εργαστηριακή παρασκευή χλωρίου, είναι η επίδραση υδροχλωρίου σέ χλωράσβεστο:



Γιά νά καθαριστεί τό χλώριο, πού παρασκευάζεται από τίς παραπάνω αντιδράσεις, διαβιβάζεται σέ δύο διαδοχικές φιάλες, πού περιέχουν νερό καί πυκνό θεικό όξύ αντίστοιχα.

β) **Βιομηχανικά.** Παρασκευάζεται μέ ηλεκτρόλυση διαλύματος χλωριούχου νατρίου. Κατά τήν ηλεκτρόλυση γίνονται οί παρακάτω αντιδράσεις:

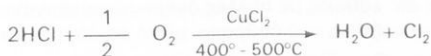


Σχ. 11.3.

Παρασκευή χλωρίου μέ όξείδωση υδροχλωρικού όξέος από πυρολουίτη. Τό χλώριο, πού σχηματίζεται, περνά μέσα από νερό, όπου πλένεται καί κατόπιν από πυκνό θειικό όξύ, όπου ξηραίνεται.

Ηλεκτρολυτικά επίσης, παρασκευάζεται τό χλώριο σέ μεγάλα ποσά, σάν παραπροϊόν τής ηλεκτρολυτικής έξαγωγής πολλών μετάλλων, όπως τό νάτριο, τό κάλιο, τό άσβέστιο, τό μαγνήσιο κ.ά., από τά χλωριούχα άλατά τους.

Παλαιότερα τό χλώριο παρασκευαζόταν μέ τή μέθοδο *Deacon*, κατά τήν όποια τό υδροχλώριο όξειδώνεται άπό εύθείας από τό όξυγόνο του άέρα στους 400 έως 500°C καί χρησιμοποιείται, σάν καταλύτης, χλωριούχος χαλκός (CuCl_2):



Γιά νά ἀπομακρυνθοῦν οἱ ὕδρατμοί, τὸ παραγόμενο χλώριο διαβιβάζεται σέ πυκνὸ θεικὸ ὀξύ καί ὑγροποιεῖται κατόπιν μέ ψύξη. Ἐπειδὴ τὸ ὑγρὸ χλώριο δέν προσβάλλει τὸ χάλυβα, φέρεται στὸ ἐμπόριο μέσα σέ χαλύβδινες φιάλες ἢ, ἂν πρόκειται γιὰ μεγάλες ποσότητες, μέσα σέ χαλύβδινα τάνκερ.

Ἰδιότητες.

α) **Φυσικές.** Τὸ χλώριο εἶναι πρασινοκίτρινο ἀέριο, ἐντονῆς ὁσμῆς, 2,5 φορές βαρύτερο ἀπὸ τὸν ἀέρα. Ὑγροποιεῖται στοὺς -34°C καί στερεοποιεῖται στοὺς -101°C . Ἡ ὑγροποίηση τοῦ χλωρίου γίνεται εὐκόλα μέ συμπίεση (π.χ. μέ 6,6 Atm στοὺς 20°C).

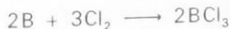
Τὸ χλώριο διαλύεται λίγο στὸ νερὸ (2,3% κατ' ὄγκο στοὺς 20°C). Τὸ διάλυμα τοῦ χλωρίου στὸ νερὸ ὀνομάζεται **χλωριούχον ὕδωρ**. Τὸ μόριο τοῦ χλωρίου εἶναι διατομικὸ καί πολὺ σταθερὸ, διασπᾶται σέ ἄτομα μόνον σέ θερμοκρασίες μεγαλύτερες ἀπὸ 1200°C .

β) **Χημικές.** Τὸ χλώριο εἶναι πολὺ δραστικὸ στοιχεῖο, λιγότερο ὅμως ἀπὸ τὸ φθόριο.

Μέ τὸ ὑδρογόνον ἐνώνεται ἀργά, ἂν ἐκτεθεῖ στὸ διάχυτο φῶς, καί μέ ζωνηρὴ ἔκρηξη, ἂν ἐκτεθεῖ στὸ ἄμεσο ἡλιακὸ φῶς:



Ἀντιδρᾶ ἀπ' εὐθείας μέ τὰ περισσότερα ἀμέταλλα καί σχηματίζει χλωριούχες ἐνώσεις, ὅπως π.χ. μέ τὸ θεῖο, τὸ βόριο, τὸ φωσφόρο κ.ἄ.



Δέν ἀντιδρᾶ ἀπ' εὐθείας μέ τὸν ἄνθρακα, τὸ ὀξυγόνον καί τὸ αἷωτο ἀλλὰ σχηματίζει ἐνώσεις μαζί τους ἔμμεσα.

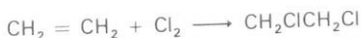
Ἐνώνεται ἀπ' εὐθείας μέ ὅλα τὰ μέταλλα καί σχηματίζει χλωριούχα ἅλατα. Ὅρισμένα μέταλλα, πού ἔχουν λεπτότατα διαμερισθεῖ, ἀναφλέγονται σέ ἀτμόσφαιρα ξηροῦ χλωρίου. Ἡ παρουσία ὑγρασίας ἀποτελεῖ σημαντικὸ εὐνοϊκὸ παράγοντα στὴν προσβολὴ τῶν μετάλλων ἀπὸ τὸ χλώριο. Ἔτσι, ὁ ψευδάργυρος καί ὁ σίδηρος ἂν καί προσβάλλονται εὐκόλα ἀπὸ τὸ χλώριο παρουσία ὑγρασίας, πρέπει νά θερμανθοῦν ζωνηρά γιὰ νά προσβληθοῦν ἀπὸ τὸ ξηρὸ χλώριο:



Τό χλώριο ενώνεται απ' ευθείας με πολλές άκόρεστες άνόργανες καί όργανικές ενώσεις, όπως π.χ. τό μονοξείδιο του άνθρακα, με τό όποιο σχηματίζει φωσγένιο (COCl_2):



καί τό αϊθυλένιο ($\text{CH}_2 = \text{CH}_2$) με τό όποιο παρέχει διχλωραιθάνιο:



Τό χλώριο αντικαθιστά μερικά ή όλικά τό υδρογόνο κορεσμένων όργανικών ενώσεων, όπως π.χ. οι υδρογονάνθρακες, καί παρέχει μόνο- ή πολυχλωριούχα παράγωγα.

Κάτω από όρισμένες προϋποθέσεις, τό χλώριο μπορεί νά αποσπάσει όλο τό υδρογόνο των υδρογοναθράκων με αποτέλεσμα την άπανθράκωσή τους.

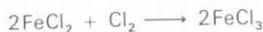
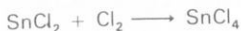
Τό τερεβινθέλαιο (νέφτι, $\text{C}_{10}\text{H}_{16}$) π.χ., αναφλέγεται σε άτμόσφαιρα χλωρίου καί σχηματίζεται άνθρακας καί υδροχλώριο:



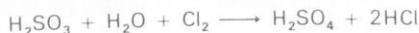
Τό χλώριο όξειδώνει τό υδρόθειο καί την άμμωνία σε θείο καί άζωτο αντίστοιχα:



Όξειδώνει επίσης τά άλατα του δισθενούς κασσιτέρου καί του δισθενούς σιδήρου:



τά διαλύματα του θειώδους όξέος σε θειικό όξύ:



καί έλευθερώνει βρώμιο καί ιώδιο από τά διαλύματα των αλάτων τους, π.χ.:



Όταν διαλύεται τό χλώριο στο νερό, σχηματίζονται υποχλωριώδες καί υδροχλωρικό όξύ κατά την άμφίδρομη αντίδραση:



Στή θερμοκρασία της έρυθροπυρώσεως, τό χλώριο αντίδρά με τούς υδρατμούς

καί σχηματίζει υδροχλώριο καί όξυγόνο:



Στήν ίδια θερμοκρασία επίσης, τό χλώριο έκτοπίζει κατά κανόνα τό όξυγόνο από τά μεταλλικά όξειδία καί σχηματίζει χλωριούχα άλατα τών αντίστοιχων μετάλλων.

Τό χλώριο άντιδρά μέ άραιά διαλύματα καυστικών άλκαλίων καί, έν ψυχρῶ, παρέχει μίγμα χλωριούχου καί υποχλωριώδους άλατος, έφ' όσον τό καυστικό άλκάλι βρίσκεται σέ περίσσεια:



Αντίθετα, άν τό διάλυμα τοῦ καυστικού άλκάλεως είναι πυκνό καί θερμό καί τό χλώριο σέ περίσσεια, σχηματίζεται χλωριούχο καί χλωρικό άλας:



Χρήσεις. Τό χλώριο χρησιμοποιείται σέ μεγάλα ποσά στή σύνθεση τοῦ υδροχλωρίου καί τήν παρασκευή τών χλωρικών καί χλωριούχων άλάτων, καθώς καί στήν παρασκευή τών υποχλωριωδών άλάτων καί τής χλωρασβέστου, πού χρησιμοποιούνται πολύ σάν λευκαντικά καί άποστειρωτικά.

Μεγάλα ποσά χλωρίου χρησιμοποιούνται, επίσης, στήν παρασκευή όργανικών διαλυτῶν, πού δέν άναφλέγονται, όπως π.χ. τό τριχλωροαιθυλένιο ($\text{CHCl} = \text{CCl}_2$) καί ό τετραχλωράνθρακας (CCl_4), στήν παρασκευή τοῦ βυνιλοχλωριδίου ($\text{CH}_2 = \text{CHCl}$) γιά τήν κατασκευή πλαστικών (P.V.C.) καί άκόμα στήν παρασκευή χλωροφωρμίου καί άλλων άναισθητικών, άντισηπτικών καί έντομοκτόνων, όπως τό D.D.T. καί τό έξαχλωροβενζόλιο ($\text{C}_6\text{H}_6\text{Cl}_6$).

Τό χλώριο χρησιμοποιείται επίσης σάν λευκαντικό τοῦ βαμβακιού καί τοῦ λινού καί σάν άποστειρωτικό τοῦ νεροῦ.

Στόν πρώτο παγκόσμιο πόλεμο χρησιμοποιήθηκε καί σάν πολεμικό άέριο διότι έχει τήν ιδιότητα νά προσβάλλει τά άναπνευστικά όργανα.

11.4 Βρώμιο (Br).

Τό βρώμιο άνακαλύφθηκε από τόν *Bolard* (1826), ό όποιος τό όνόμασε βρώμιο από τή χαρακτηριστική του όσμή.

Προέλευση. Άπαντά, κυρίως μέ τή μορφή βρωμιούχων άλάτων τοῦ μαγνησίου, τοῦ καλίου καί τοῦ νατρίου στό θαλάσσιο νερό καί στά άλατοϋχα κοιτάσματα τής Άλσατίας. Τό βρώμιο άπαντά επίσης σέ πολλά θαλάσσια φυτά.

Παρασκευή.

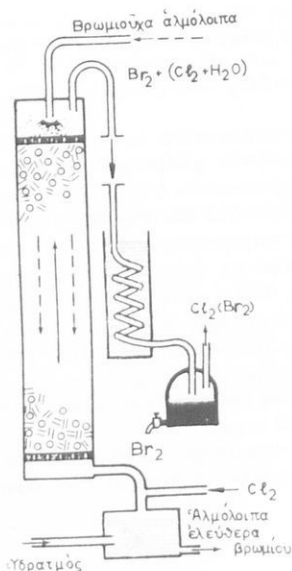
α) **Έργαστηριακά.** Μπορεῖ νά παρασκευασθεῖ μέ όξείδωση τών βρωμιούχων άλάτων, κατά τρόπο άνάλογο μέ τό χλώριο. Συνήθως παρασκευάζεται μέ άπόσταξη μίγματος βρωμιούχου καλίου ή νατρίου καί πυρολουσίτη μέ μετρίως πυκνό διάλυμα θεικού όξέος:



Οι ατμοί του βρωμίου, που παράγονται, συλλέγονται μέσα σέ λίγο νερό, όπου και αποχωρίζονται σάν σκούρο έρυθρό ύγρό.

β) **Βιομηχανικά.** Παρασκευάζεται (σχ. 11.4) από τά άλμόλοιπα του θαλασσίου νερού, τών αλάτων τής Νεκράς Θάλασσας καί όρισμένων αλατορυχίων τής 'Αμερικῆς, όπου συναντάται μέ τή μορφή βρωμιούχων αλάτων.

Τά άλμόλοιπα θερμαίνονται στους 60°C καί καταιονίζονται σέ πύργους, από τή βάση τών όποίων διαβιβάζονται άέριο χλώριο καί ύδρατμοί, όποτε τά βρωμιούχα άλατα όξειδώνονται σέ βρώμιο:



Σχ. 11.4.

Διάταξη βιομηχανικής παρασκευής του βρωμίου από βρωμιούχα άλμόλοιπα.

Οι ατμοί του βρωμίου, που έλευθερώνονται, παρασύρονται από τό ρεύμα τών ύδρατμών καί βγαίνουν από τήν κορυφή του πύργου, όπου φύχονται καί ύγροποιούνται. Οι ατμοί βρωμίου, που δέν ύγροποιούνται κατακρατούνται σέ άλλο πύργο, γεμάτο μέ ρηνίσματα σιδήρου, όπου σχηματίζεται βρωμιούχος σίδηρος (FeBr_3). 'Ο βρωμιούχος σίδηρος, που σχηματίζεται, εισάγεται στο άρχικό άλμόλοιπο, για άποδέσμευση καί πάλι του βρωμίου που περιέχει.

Ιδιότητες.

α) **Φυσικές.** Είναι σκούρο έρυθρό ύγρό, πυκνότητας 3,14 που ζέει στους

58,8°C. Έχει έντονη όσμή, προσβάλλει ζωνρά τήν έπίδερμίδα καί οι άτμοί του προσβάλλουν τά άναπνευστικά όργανα. Στερεοποιείται στους -7,3°C σέ καστανό-χρουν κρυσταλλικό στερεό μέ άσθενή μεταλλική λάμψη. Τό μόριό του είναι διατομικό, σταθερό καί διασπάται μόνο σέ θερμοκρασίες μεγαλύτερες από 1000°C.

Διαλύεται στό νερό (3,5% κατά βάρος στους 15°C) καί παρέχει **βρωμιούχον ύδωρ** τό όποιο, κατά τρόπο άνάλογο πρός τό χλωριούχον ύδωρ, δίνει ύποβρωμιώδες όξύ καί ύδροβρωμικό όξύ:



Τό βρώμιο διαλύεται σέ όργανικούς διαλύτες όπως τό χλωροφόρμιο, ό αιθέρας, ό τετραχλωράνθρακας κ.ά.

β) **Χημικές.** Οι χημικές ιδιότητες του βρωμίου είναι άνάλογες μέ τίς ιδιότητες του χλωρίου, αλλά γενικά τό βρώμιο είναι λιγότερο δραστικό από τό χλώριο. Ένώνεται καταλυτικά (Pt) μέ τό ύδρογόνο στους 100°C ή χωρίς καταλύτη στή θερμοκρασία τής έρυθροπυρώσεως.

Ένώνεται άπ' εύθείας μέ πολλά άμέταλλα στοιχεΐα, όπως τό θεΐο, τό άρσενικό, ό φωσφόρος, τό άντιμόνιο κ.ά., καί μέ τά περισσότερα μέταλλα, μέ τά όποΐα σχηματίζει βρωμιούχα άλατα.

Τό βρώμιο άντικαθιστά τό ιώδιο στά άλατά του:



καί σχηματίζει μέ τά καυστικά άλκάλια, κατά τρόπο άνάλογο μέ τό χλώριο, ύποβρωμιώδη (MBrO) καί βρωμικά (MBrO₃) άλατα.

Σχηματίζει έπίσης προϊόντα προσθήκης μέ τίς άνόργανες καί όργανικές άκόρεστες ένώσεις, καθώς καί προϊόντα άντικαταστάσεως των ύδρογόνων των όργανικών ένώσεων.

Τό βρώμιο δρᾷ όξειδωτικά όπως καί τό χλώριο. Όξειδώνει τό ύδρόθειο σέ θεΐο, τόθειώδες όξύ σέθειικό, τήν άμμωνία σέ άζωτο κλπ.

Χρήσεις. Τά μεγαλύτερα ποσά βρωμίου χρησιμοποιούνται στήν παρασκευή διβρωμοαιθανίου, τό όποιο, μαζί μέ τόν τετρααιθυλικό μόλυβδο, προστίθεται σάν άντικροτικό στίς μηχανές έσωτερικής καύσεως πού χρησιμοποιούν βενζίνη.

Τό βρώμιο χρησιμοποιείται, έπίσης, γιά τήν παρασκευή των άλάτων του, πού βρίσκουν έφαρμογή στή φωτογραφική (AgBr), τή φαρμακευτική κ.ά. Τέλος, τό βρώμιο άποτελεί χρήσιμο άντιόδραστήριο, τόσο γιά τήν Άνόργανο, όσο καί γιά τήν Όργανική Χημεία.

11.5 Ίώδιο (J).

Άνακαλύφθηκε από τόν Courtois (1812) στή στάχτη των φυτών τής θάλασσας. Ή όνομασία του όφείλεται στόν Gay-Lussac από τό ιώδες χρώμα των άτμών του.

Προέλευση. Άπαντά σέ μικρά ποσά στό θαλάσσιο νερό (0,001%) καί σέ όρισμένα θαλάσσια φυτά μέ τή μορφή άλάτων του μέ άλκάλια καί άλκαλικές γαιές.

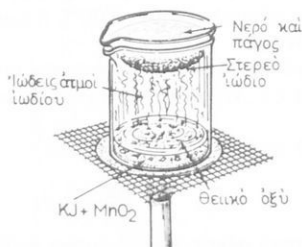
Ή κυριότερη πηγή ιωδίου είναι τό νίτρο τής Χιλής, στό όποιο περιέχεται μέ τή μορφή ιωδικού νατρίου (NaJO₃).

Παρασκευή.

α) **Έργαστηριακά.** Παρασκευάζεται, κατά τρόπο ανάλογο με το χλώριο και το βρώμιο, με όξείδωση των ιωδιούχων αλάτων, όπως π.χ. με θέρμανση μίγματος ιωδιούχου καλίου και πυρολουσίτη με άραιό θειικό οξύ (σχ. 11.5).



β) **Βιομηχανικά.** Μετά από έκχύλιση με νερό της στάχτης των φυκιών και άφου κρυσταλλωθούν τα χλωριούχα και θειικά άλατα, το αλμόλοιπο, που παραμένει, υφίσταται κατεργασία με χλώριο, το οποίο οξειδώνει το ιώδιο των αλάτων σε έλευθερο ιώδιο:



Σχ. 11.5.

Παρασκευή ιωδίου με όξείδωση ιωδιούχου καλίου από πυρολουσίτη.

Το ιώδιο παρασκευάζεται, επίσης, από το νίτρο της Χιλής. Μετά από διάλυση του νίτρου σε νερό και κρυστάλλωση του πιο δυσδιάλυτου νιτρικού νατρίου, το αλμόλοιπο, που παραμένει και στο οποίο περιέχονται τα ιωδικά άλατα, κατεργάζεται με υπολογισμένη ποσότητα οξίνου θειώδους νατρίου (NaHSO_3), ώστε να αναχθούν τα $\frac{4}{5}$ του ιωδικού άλατος, που περιέχονται στο αλμόλοιπο, σε ιωδιούχο, κατά την αντίδραση:



Κατόπιν το διάλυμα όξινίζεται και από το ιωδικό νάτριο έλευθερώνεται ιωδικό οξύ ενώ από το το ιωδιούχο νάτριο έλευθερώνεται υδροϊώδιο. Το ιωδικό οξύ και το υδροϊώδιο αντιδρούν μεταξύ τους και παρέχουν ιώδιο:

**Ίδιότητες.**

α) **Φυσικές.** Το ιώδιο είναι μαύρο κρυσταλλικό στερεό, με μεταλλική λάμψη. 'Η πυκνότητά του είναι 4,94, τήκεται στους 113°C και ζέει στους 187°C . 'Η τάση όμως των ατμών του είναι τόσο μεγάλη στη θερμοκρασία τήξεώς του, ώστε εξαχνώνεται απ' ευθείας χωρίς να τακεί.

Τό μόριό του, πού εἶναι διατομικό, εἶναι σταθερό μέχρι τοῦς 400°C.

Διαλύεται ἐλάχιστα στό νερό καί σχηματίζει, ὅπως τό χλώριο καί τό βρώμιο, ὑποϊωδιῶδες ὄξύ (HJO) καί ὑδροϊωδικό ὄξύ:



Ἡ διαλυτότητα τοῦ ἰωδίου στό νερό αὐξάνεται, ἂν προστεθεῖ ἰωδιοῦχο κάλιο, διότι σχηματίζεται τριιωδιοῦχο κάλιο (KJ₃).

Τό ἰώδιο διαλύεται σέ πολλοὺς ὀργανικοὺς διαλύτες καί δίνει καστανόχρωμα διαλύματα μέ ὀξυγονοῦχους διαλύτες, ὅπως οἱ ἀλκοόλες, οἱ αἰθέρες κ.ἄ. καί ἰώδη μέ μή ὀξυγονοῦχους διαλύτες, ὅπως ὁ τετραχλωράνθρακας, ὁ διθειάνθρακας, τό χλωροφόρμιο κ.ἄ.

β) **Χημικές.** Οἱ χημικὲς ιδιότητες τοῦ ἰωδίου μοιάζουν γενικά μέ τίς ιδιότητες τῶν ἄλλων αλογόνων, τό ἰώδιο ὅμως εἶναι πολὺ λιγότερο δραστικό.

Μέ τό ὑδρογόνο ἐνώνεται στοὺς 400°C, ἀλλὰ καί στή θερμοκρασία αὐτή, ἡ ἀντίδραση πού γίνεται εἶναι ἀμφίδρομη:



Ἐνώνεται ἀπ' εὐθείας μέ τὰ περισσότερα ἀμέταλλα καί σχηματίζει πολλές ἐνώσεις μέ τὰ ἄλλα αλογόνα ὅπως π.χ. τό χλωριοῦχο ἰώδιο (JCl), τό βρωμιοῦχο ἰώδιο (JBr) κ.ἄ.

Ὑπὸ κατάλληλες συνθῆκες, ἀντιδρᾷ μέ τὰ περισσότερα μέταλλα καί δίνει ἰωδοῦχα ἅλατα, τὰ ὁποῖα, κατὰ κανόνα, εἶναι χρωματισμένα.

Σέ ὄξινο περιβάλλον, τό ἰώδιο δρᾷ ὀξειδωτικά. Ὄξειδώνει π.χ. τό ὑδρόθειο σέ θειό:



τό θειῶδες ὄξύ σέ θειικό:



καί τὰ θειοθειικά σέ τετραθειονικά:



(Ἡ ἀντίδραση αὕτη χρησιμοποιεῖται πολὺ στήν Ἀναλυτικὴ Χημεία).

Τό ἰώδιο, τόσο σέ μορφή ἀτμῶν, ὅσο καί σέ διάλυμα, ἀπορροφᾶται εὐκόλα ἀπὸ διάφορα πορώδη ἢ κολλοειδῆ σώματα, ἀλλὰ σέ ὀρισμένες περιπτώσεις καί ἀπὸ κρυσταλλικά σώματα καί τὰ χρωματίζει καστανά ἢ κυανὰ. Ἰδιαίτερα ἐντονη εἶναι ἡ κυανὴ ἀπόχρωση, πού δίνει τό ἰώδιο στό ἄμυλο.

Ὁ χρωματισμός τοῦ ἄμυλου ἀπὸ τό ἰώδιο εἶναι τόσο εὐαίσθητος, ὥστε ἐπιτρέπεται τὴν ἀνίχνευση τοῦ ἰωδίου, ἀκόμα καί σέ ποσότητα ἴση μέ 10⁻⁷ g ἀνά cm³.

Χρήσεις. Διάλυμα ἰωδίου σέ οἶνονπνευμα (10%) ὀνομάζεται **βάμμα ἰωδίου** καί χρησιμοποιεῖται στήν ἱατρική, διότι ἔχει ἀντισηπτικὲς ιδιότητες. Ἀπὸ τίς ἐνώσεις τοῦ ἰωδίου χρησιμοποιοῦνται τό ἰωδοφόρμιο (CHJ₃) σάν ἀντισηπτικό, τό ἰωδιοῦχο

κάλιο για τή θεραπεία παθήσεων από σπειροχέτες, ο ιωδιούχος άργυρος (AgJ) στη φωτογραφική και για τήν πρόκληση τεχνητής βροχής, τό ιωδικό νάτριο (NaJO₃) στήν άρτοποιία κ.ά.

Τό ιώδιο, τέλος, χρησιμοποιείται στήν Άναλυτική Χημεία καί τήν Όργανική Χημεία.

11.6 Γενικά για τά ύδραλογόνα.

Ύδραλογόνα όνομάζονται οί ένώσεις τών αλογόνων μέ τό ύδρογόνο. Τό ύδροχλώριο, τό ύδροβρώμιο καί τό ύδροϊώδιο στή συνήθη θερμοκρασία είναι άχρωα άέρια, ένω τό ύδροφθόριο είναι ύγρό. Τά ύδραλογόνα ύδροποιούνται εύκολα καί διαλύονται ζυηρά στό νερό, όποτε παρέχουν ύδροφθορικό, ύδροχλωρικό, ύδροβρωμικό καί ύδροϊωδικό όξύ αντίστοιχα.

Τά καθαρά ύδραλογόνα, σέ ύγρά κατάσταση, δέν είναι ήλεκτρολύτες. Ξηρά ύδραλογόνα δέν είναι πολύ δραστικά στή συνήθη θερμοκρασία.

Τά μόριά τους είναι πολύ σταθερά. Όταν θερμανθούν, διασπώνται κατά τή γεωική έξίσωση:



καί ή διάσπαση αύτή αύξάνεται από τό ύδροχλώριο πρós τό ύδροϊώδιο, ένω τό μόριο τοῦ ύδροφθορίου είναι σταθερό καί σέ ύψηλές άκόμα θερμοκρασίες.

Γενικές μέθοδοι παρασκευής τών ύδραλογόνων.

Οί κυριότερες μέθοδοι παρασκευής τών ύδραλογόνων είναι οί παρακάτω:

1) 'Η έπίδραση θειικού όξέος στά αντίστοιχα αλογονούχα άλατα, όπως π.χ. στό φθοριούχο άσβέστιο καί χλωριούχο νάτριο:



'Η μέθοδος αύτή χρησιμοποιείται μόνο για τήν παρασκευή ύδροφθορίου καί ύδροχλωρίου, διότι τό ύδροβρώμιο καί τό ύδροϊώδιο όξειδώνονται από τό θειικό όξύ. Για τήν παρασκευή τών δύο τελευταίων ύδραλογόνων μέ τήν παραπάνω μέθοδο, πρέπει τό θειικό όξύ νά αντικατασταθεί από ένα άλλο μη όξειδωτικό όξύ, όπως π.χ. τό φωσφορικό όξύ.

2) 'Η άπ' ευθείας ένωση ύδρογόνου καί αλογόνου:



'Η μέθοδος αύτή εφαρμόζεται κυρίως στή βιομηχανική παρασκευή τοῦ ύδροχλωρίου.

3) 'Η προσθήκη νεροῦ στίς αλογονούχες ένώσεις τοῦ φωσφόρου, π.χ. τοῦ βρωμιούχου καί ιωδιούχου φωσφόρου:





4) Η επίδραση ύδροθειού σε ύδατικά διαλύματα τών αλογόνων, π.χ.:



Οι δύο τελευταίες μέθοδοι χρησιμοποιούνται κυρίως γιά τήν παρασκευή του ύδροβρωμίου καί του ύδροϊωδίου.

Οι κυριότερες γενικές χημικές ιδιότητες τών ύδραλογόνων είναι οι παρακάτω:

Όλα όξειδώνονται από τό όξυγόνο καί εύκολότερα τό ύδροϊώδιο, του οποίου ή όξείδωση σε ίώδιο γίνεται ακόμη καί στή συνήθη θερμοκρασία. Η όξείδωση του ύδροβρωμίου καί ύδροχλωρίου γίνεται σε ύψηλότερες θερμοκρασίες καί όδηγεϊ σε άμφίδρομες αντίδράσεις, πού γίνονται ποσοτικές, επάνω από τούς 500°C. Τέλος, τό ύδροφθόριο, ακόμη καί σε ύψηλές θερμοκρασίες, δέν όξειδώνεται από τό όξυγόνο.

Τά ύδατικά διαλύματα τών ύδραλογόνων είναι, μέ εξαίρεση τό ύδροφθόριο, ισχυρά όξέα, πού δίστανται πλήρως σε όλες τις συγκεντρώσεις τους.

Τά ύδραλογόνα είναι πάρα πολύ δραστικά καί προσβάλλουν τά περισσότερα άπό τά μέταλλα, μέ αποτέλεσμα νά σχηματίζονται τά αντίστοιχα αλογονούχα άλατα του μικροτέρου σθένους τών μετάλλων.

Τέλος, τά ύδραλογόνα, μέ τήν επίδραση όξειδωτικών σωμάτων, όξειδώνονται στα αντίστοιχα αλογόνα.

11.7 Ύδροφθόριο (HF).

Παρασκευή. Τό ύδροφθόριο μπορεί νά παρασκευασθεϊ μέ άπ' ευθείας ένωση τών στοιχείων του. Τόσο όμως έργαστηριακά όσο καί βιομηχανικά παρασκευάζεται άπό τά όρυκτά του καί κυρίως άπό τό φθορίτη (CaF₂) μέ επίδραση θειικού όξέος:



Η παρασκευή γίνεται μέσα σε δοχεϊα από μόλυβδο, πού πολύ λίγο προσβάλλεται άπό τό ύδροφθόριο.

Ιδιότητες. Είναι πτητικό, άχρουν, δηλητηριώδες ύγρό, ζέει στους 19°C καί άτμίζει στόν ύγρό άέρα. Σε πυκνά διαλύματα τό μόριό του αποδίδεται άπό τόν τύπο H₂F₂, ενώ σε θερμοκρασίες ύψηλότερες άπό 100°C άπό τόν τύπο HF. Διαλύεται άφθονα στό νερό, όπου σχηματίζει τό ύδροφθορικό όξύ, πού είναι πολύ άσθενέςτερο άπό τό ύδροχλωρικό. Σχηματίζει φθοριούχα άλατα καί προσβάλλει τήν άμμο (SiO₂) καί τό γυαλί, πού αποτελείται άπό πυριτικά άλατα (NaSiO₃):



Γιά τό λόγο αυτό τό ύδροφθόριο χρησιμοποιείται γιά τή χάραξη του γυαλιού. Διάφορα όργανικά σώματα, όπως ο φελλός, τό χαρτί, τό καουτσούκ κ.ά. προσβάλλονται από τό ύδροφθόριο. Δέν προσβάλλει όμως τήν παραφίνη καί γι' αυτό φυλάγεται σέ δοχεία από παραφίνη.

Τό άέριο ύδροφθόριο είναι ιδιαίτερα έρεθιστικό καί προσβάλλει τά μάτια καί τούς βρόγχους. Στο δέρμα προκαλεί επικίνδυνα έγκαύματα.

Χρήσεις. Τό ύδροφθόριο χρησιμοποιείται γιά τή χάραξη του γυαλιού. Τό γυαλί καλύπτεται από λεπτό στρώμα παραφίνης, επάνω στην οποία χαράζονται τά διάφορα σχήματα πού θέλουμε νά αποτυπωθούν στο γυαλί. Κατόπιν τό γυαλί εκτίθεται στην επίδραση ατμών ή διαλύματος ύδροφθορίου, τά όποια διαβρώνουν τά μέρη του γυαλιού πού έχουν χαραχθεί. 'Η έπιφάνεια πού προσβάλλεται είναι διαφανής, εάν χρησιμοποιηθεί διάλυμα ύδροφθορίου καί άδιαφανής (opaque), εάν χρησιμοποιηθεί άέριο ύδροφθόριο. Τό ύδροφθορικό όξύ καί τά φθοριοϋχα άλατα έχουν άντισταθμικές ιδιότητες καί γιά τό λόγο αυτό, κυρίως τά φθοριοϋχα άλατα των αλκαλίων, χρησιμοποιούνται ως συντηρητικά των τροφίμων. Τά ίδια άλατα χρησιμοποιούνται καί γιά τήν καταστροφή των ζυμομυκήτων. Τό ύδροφθόριο χρησιμοποιείται επίσης γιά τόν καθαρισμό του σιδήρου από τή σκουριά του.

11.8 'Υδροχλώριο (HCl).

Προέλευση. Συναντάται σέ μικρά ποσά στον άέρα, στα άέρια των ήφαιστειών καί στα τρεχούμενα νερά των ήφαιστειογενών περιοχών. Τό ύδροχλώριο βρίσκεται στο γαστρικό υγρό (1 έως 2%) καί συμβάλλει σημαντικά στο μηχανισμό της πέψης.

Παρασκευή.

α) **'Εργαστηριακά.** Παρασκευάζεται εύκολα, μέ τήν προσθήκη σταγόνων πυκνού θειικού όξέος σέ στερεό χλωριούχο νάτριο (σχ. 11. 8α). 'Η αντίδραση γίνεται έν ψυχρώ, γιά τήν κανονική όμως έκλυση καί άπαγωγή του ύδροχλωρίου, πρέπει νά θερμανθούν τά σώματα πού άντιδρούν:



Μπορούμε, επίσης, νά πάρουμε εύκολα ύδροχλώριο, άν θερμάνουμε πυκνό διάλυμα ύδροχλωρίου του έμπορίου μέ ταυτόχρονη προσθήκη πυκνού θειικού όξέος σέ σταγόνες (σχ. 11.8β).

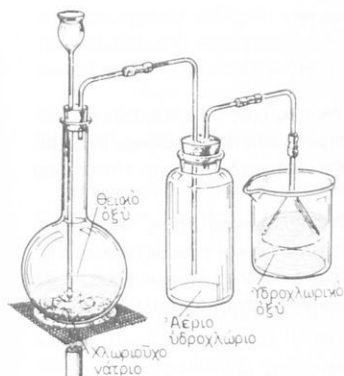
Τό ύδροχλώριο, πού παρασκευάζεται μέ τίς παραπάνω εργαστηριακές μεθόδους, ξηραίνεται διαβιβαζόμενο μέσα από πλυντρίδα μέ πυκνό θειικό όξύ.

β) **Βιομηχανικά.** Παρασκευάζεται μέ τίς δύο παρακάτω μεθόδους:

1) Μέ άπ' εύθείας ένωση ύδρογόνου καί χλωρίου. Τά δύο άέρια παρασκευάζονται μέ ηλεκτρόλυση διαλύματος χλωριούχου νατρίου καί ένώνονται εύκολα, όπως αναφέρθηκε καί στο κεφάλαιο γιά τό χλώριο:

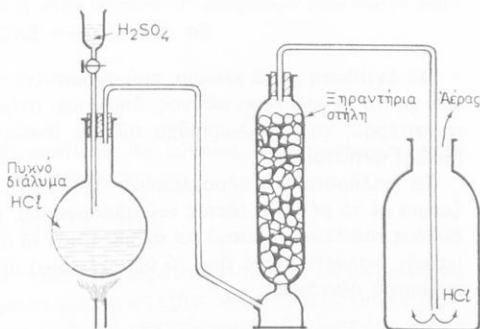


'Η συνένωσή τους έπιταχύνεται στην πράξη μέ διοχέτευση του μίγματος των αερίων επάνω από καταλύτη, όπως ο ένεργός άνθρακας, ή μέ επίδραση χλωρίου



Σχ. 11.8α.

Παρασκευή υδροχλωριούχου με επίδραση θειικού οξέος σέ χλωριούχο νάτριο.



Σχ. 11.8β.

Παρασκευή υδροχλωριού με θέρμανση πυκνού διαλύματος υδροχλωρικού οξέος.

σέ περίσσεια υδρογόνου.

2) Με επίδραση πυκνού θειικού οξέος σέ στερεό χλωριούχο νάτριο. Ἡ αντίδραση αὐτή γίνεται σέ δύο φάσεις.

Σέ συνήθη θερμοκρασία, σχηματίζεται ὀξινο θειικό νάτριο καί υδροχλώριο καί ἡ μετατροπή ὑποβοηθᾶται μέ θέρμανση τοῦ μίγματος μέχρι 150°C. Μέ παραπέρα θέρμανση, μέχρι 800°C, τό ὀξινο θειικό νάτριο ἀντιδρᾷ μέ τό χλωριούχο νάτριο καί δίνει οὐδέτερο θειικό νάτριο καί υδροχλώριο:



Τό υδροχλώριο, πού παρασκευάζεται μέ τίς δύο παραπάνω μεθόδους, ἀφοῦ ψυχθεῖ, διαλύεται σέ νερό καί ἔρχεται στό ἐμπόριο μέ τή μορφή πυκνοῦ διαλύματος υδροχλωρικού οξέος (πυκνότητας 1,19 καί περιεκτικότητας 38% κατά βάρος).

Ἰδιότητες.

α) **Φυσικές.** Εἶναι ἀέριο ἄχρουν. Ὑγροποιεῖται στούς $-84,90^\circ$ σέ ἄχρουν ὑγρό καί στερεοποιεῖται στούς $-114,8^\circ\text{C}$ σέ λευκό κρυσταλλικό στερεό. Εἶναι πολύ διαλυτό στό νερό. Στούς 0°C καί σέ ἀτμοσφαιρική πίεση, ἕνας ὄγκος νεροῦ διαλύει 500 ὄγκους υδροχλωρίου. Τό κορεσμένο διάλυμα υδροχλωρίου στούς 15°C περιέχει 42,9% κατά βάρος υδροχλώριο καί ἔχει πυκνότητα 1,212.

Τόσο τό ἀέριο υδροχλώριο ὅσο καί τά πυκνά διαλύματά του (περιεκτικότητας μεγαλύτερης ἀπό 20% κατά βάρος), καπνίζουν στόν ἀέρα, ὅταν ὑπάρχει ὑγρασία.

β) **Χημικές.** Τό ἀέριο υδροχλώριο ἀντιδρᾷ ἐν θερμῷ μέ πολλά μέταλλα καί σχηματίζει χλωριούχες ἐνώσεις μέ τό μικρότερο σθένος τῶν μετάλλων, π.χ.:



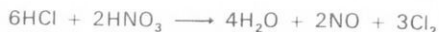


[Σέ αντίθεση με τό χλώριο, πού σχηματίζει τίς χλωριούχες ενώσεις τῶν μετάλλων με τό μεγαλύτερο σθένος, ὅπως π.χ. στήν περίπτωση τοῦ σιδήρου καί τοῦ κασσιτέρου, τόν τριχλωριούχο σίδηρο (FeCl_3) καί τετραχλωριούχο κασσίτερο (SnCl_4) ἀντίστοιχα].

Τά διαλύματα τοῦ ὕδροχλωρίου, δηλαδή τοῦ ὕδροχλωρικοῦ ὁξέος, ἀντιδρῶν ζωηρά με τά μέταλλα (ἐκτός τοῦ ὑδραργύρου, τοῦ χρυσοῦ καί τῶν μετάλλων τῆς ὁμάδας τοῦ λευκοχρύσου) καί σχηματίζουν τά ἀντίστοιχα ἅλατα τῶν μετάλλων. Ὁ χαλκός διαλύεται ἀργά ἀπό τό ὕδροχλωρικό ὄξύ, ἐνῶ ὁ ἄργυρος διαλύεται μόνο παρουσία ὀξυγόνου:



Ὅπως ἀναφέρθηκε, τά εὐγενή μέταλλα δέν προσβάλλονται ἀπό τό ὕδροχλωρικό ὄξύ, ἐνῶ προσβάλλονται ἀπό τό **βασilikό νερό**, τό ὁποῖο εἶναι μίγμα ἐνός μέρους νιτρικοῦ ὁξέος καί τριῶν μερῶν ὕδροχλωρικοῦ καί παρέχει χλώριο κατά τήν ἀντίδραση:



Στήν παρουσία ἀκριβῶς τοῦ χλωρίου ὀφείλεται ἡ διάλυση τῶν εὐγενῶν μετάλλων.

Τό ὕδροχλώριο ἀντιδρᾷ ἀπ' εὐθείας με τήν ἀμμωνία παρουσία ἰχνῶν ὑγρασίας καί σχηματίζει χλωριούχο ἀμμώνιο:



καθώς ἐπίσης καί με τά ὀξειδία καί τά ὕδροξείδια τῶν μετάλλων καί δίνει χλωριούχα ἅλατα, ὅπως π.χ. με τό ὀξείδιο τοῦ χαλκοῦ (CuO) καί τό ὕδροξείδιο τοῦ ἀσβεστίου [$\text{Ca}(\text{OH})_2$]:



Ὡς ἰσχυρό ὄξύ, ἀντικαθιστᾷ ἀσθενή ὀξέα ἀπό ἅλατά τους. Π.χ. διασπᾷ τά ἀνθρακικά, τάθειώδη, τά νιτρώδη καί πολλά θειούχα καί διαλυτά πυριτικά ἅλατα:



Τέλος, ὅπως ἀναφέρθηκε καί στό κεφάλαιο σχετικά με τό χλώριο, ὅταν στό ὕδροχλώριο ἐπιδράσουν διάφορα ὀξειδωτικά σώματα, ὀξειδώνεται σέ χλώριο.

Χρήσεις. Τό ὕδροχλωρικό ὄξύ χρησιμοποιεῖται τόσο στή ἐργαστήρια ὡς ἀντιδραστήριο, ὅσο καί στή βιομηχανία, γιά τήν παρασκευή χλωρίου, χλωριούχων ἁλμάτων, βασilikοῦ νεροῦ γιά τή διάλυση τῶν εὐγενῶν μετάλλων, ὅπως ἐπίσης καί

στή βιομηχανία σιδήρου καί χάλυβα, τή βιομηχανία τής ζαχαρώδους, τής γλυκόζης, τοῦ συνθετικοῦ καουτσούκ καί τέλος στήν παρασκευή διαφόρων ὀργανικῶν φαρμακευτικῶν προϊόντων κ.ἄ.

11.9 Ὑδροβρώμιο (HBr).

Παρασκευή. Μπορεῖ νά παρασκευασθεῖ μέ ἀπ' εὐθείας ἔνωση ὑδρογόνου καί βρωμίου μέ καταλύτη λευκοχρυσιοῦχο ἀμίαντο:



Εὐκολότερα παρασκευάζεται μέ προσθήκη Br_2 κατὰ σταγόνες, σέ μίγμα νεροῦ καί ἐρυθροῦ φωσφόρου. Ἡ ἀντίδραση γίνεται ὡς ἑξῆς: Ὁ φωσφόρος ἐνώνεται μέ τό Br_2 καί σχηματίζει τριβρωμιούχο (PBr_3) ἢ πενταβρωμιούχο φωσφόρο (PBr_5) πού ἀντιδροῦν ἀμέσως μέ τό νερό καί παράγουν ὑδροβρώμιο:



Μία ἄλλη μέθοδος παρασκευῆς ὑδροβρωμίου εἶναι ἡ διαβίβαση ρεύματος ὑδροθείου σέ φιάλη, πού περιέχει βρώμιο μέ λεπτό στρώμα νεροῦ:



Τό ὑδροβρώμιο δέν μπορεῖ νά παρασκευασθεῖ ἀνάλογα μέ τό ὑδροχλώριο ἀπό βρωμιούχα ἄλατα καί θεικὸ ὄξύ, ἐπειδὴ τό ὑδροβρώμιο, πού σχηματίζεται στήν ἀρχή, ὀξειδώνεται ἀπὸ τό θεικὸ ὄξύ σέ βρώμιο:



Ἐάν ὁμως ἀντικατασταθεῖ τό θεικὸ ὄξύ ἀπὸ ἄλλο ὄξύ, πού δέν ἀνάγεται ἀπὸ τό HBr , ὅπως π.χ. τό φωσφορικό ὄξύ (H_3PO_4), εἶναι δυνατόν νά παρασκευασθεῖ ὑδροβρώμιο:



Ἰδιότητες.

Φυσικὲς – Χημικὲς. Εἶναι ἀέριο ἄχρουν πού ἀτμίζει στὸν ὑγρὸ ἀέρα, ἔχει ὁσμὴ ἐρεθιστικὴ καί προσβάλλει τοὺς βλεννογόνους ἰστούς. Τὰ διαλύματά του στὸ νερό ὅταν ἐκτεθοῦν στὸν ἀέρα καί τό ἡλιακὸ φῶς ὀξειδώνονται ἀργὰ καί χρωματίζονται κίτρινα, ἐπειδὴ ἐλευθερώνεται βρώμιο:



Τό ἀέριο ὑδροβρώμιο εἶναι λιγότερο σταθερὸ ἀπὸ τό ὑδροχλώριο καί διασπᾶται μέ ἰσχυρὴ θέρμανση (ἀπὸ τοὺς 800°C):



Χημικά τό υδροβρώμιο μοιάζει μέ τό υδροχλώριο. Τά διαλύματά του διαλύουν τά μέταλλα, τά μεταλλικά οξείδια, τά άνθρακικά άλατα καί σχηματίζουν σταθερά βρωμιούχα άλατα. Όξειδώνεται εύκολότερα από τό υδροχλώριο. Έτσι τό υπεροξείδιο τοῦ υδρογόνου καί τόθεικό όξύ, τά όποια δέν έπιδροῦν στό υδροχλώριο, όξειδώνουν τό υδροβρώμιο σέ βρώμιο.

Χρήσεις. Τό υδροβρώμιο είναι χρήσιμο αντιδραστήριο στά χημικά έργαστήρια καί είδικά στήν Όργανική Χημεία.

11.10 Όδροϊώδιο (HJ).

Παρασκευή. Παρασκευάζεται όπως ακριβώς καί τό υδροβρώμιο μέ επίδραση νερού κατά σταγόνες σέ μίγμα ιωδίου καί έρυθρού φωσφόρου:



Τό όδροϊώδιο παρασκευάζεται επίσης μέ άπ' εύθείας ένωση τών στοιχείων του· πρέπει όμως νά γίνει θέρμανση στους 440°C καί άπαιτείται περίσσεια υδρογόνου. Τέλος, διάλυμα όδροϊωδίου μπορεί νά παρασκευασθεί μέ διαβίβαση υδροθείου μέσα σέ ύδατικό διάλυμα ιωδίου:



Ιδιότητες.

Φυσικές — Χημικές. Τό όδροϊώδιο είναι άέριο άχρουν, πού άτμίζει στόν υγρόν άέρα. Έχει έρεθιστική επίδραση στους βλεννογόνους ιστούς. Είναι πολύ διαλυτό στό νερό. Είναι άσταθέστερο από τά άλλα ύδραλογόνα καί διασπάται, όταν έκτεθεί στό φώς ή όταν θερμανθεί στους 180°C.

Γενικά οί χημικές ιδιότητες τοῦ όδροϊωδίου είναι άνάλογες μέ τίς ιδιότητες τοῦ υδροχλωρίου καί τοῦ υδροβρωμίου. Τά διαλύματά του (όδροϊωδικό όξύ) άντιδρουν μέ διάφορα μέταλλα, μεταλλικά οξείδια καί υδροξείδια καί σχηματίζουν τά αντίστοιχα ιωδιούχα άλατα. Κατά τήν επίδρασή του σέ όρισμένα μέταλλα έμφανίζεται δραστικότερο από τό υδροχλώριο καί τό υδροβρώμιο. Έτσι προσβάλλει γρήγορα τόν άργυρο καί τόν ύδράργυρο.

Σέ μίγμα μέ τό όξυγόνο τό όδροϊώδιο άποσυντίθεται όταν έκτεθεί στό φώς:



μέ αποτέλεσμα τά διαλύματα τοῦ όδροϊωδίου νά χρωματίζονται καστανά από τό ιώδιο πού έλευθερώνεται.

Χρήσεις. Έπειδή διασπάται πολύ εύκολα σέ όξυγόνο καί ιώδιο είναι ισχυρό άγωγνικό καί γι' αυτό έχει ένδιαφέρουσες χρήσεις στήν Όργανική Χημεία.

11.11 Όξυγονούχες ενώσεις του χλωρίου.

Γενικά.

Τό χλώριο δέν ένώνεται άπό' εύθείας μέ τό όξυγόνο, σχηματίζει όμως μία σειρά άπό όξυγονούχες ένώσεις: όξειδία, όξέα καί άλατα, άπό τά όποια κυριότερα είναι τά παρακάτω:

Μονοξείδιο του χλωρίου: Cl_2O	ύποχλωριώδες όξύ: HClO ύποχλωριώδες νάτριο: NaClO
Διοξείδιο του χλωρίου: ClO_2	χλωριώδες όξύ: HClO_2 χλωριώδες νάτριο: NaClO_2
	χλωρικό όξύ: HClO_3 χλωρικό νάτριο: NaClO_3
Έπτοξείδιο του χλωρίου: Cl_2O_7	ύπερχλωρικό όξύ: HClO_4 ύπερχλωρικό νάτριο: NaClO_4

Άπό τίς παραπάνω ένώσεις οι πιό σημαντικές, είναι τά ύποχλωριώδη καί τά χλωρικά άλατα.

Ύποχλωριώδη άλατα. Είναι τά άλατα του ύποχλωριώδους όξέος. Παρασκευάζονται στη συνήθη θερμοκρασία, μέ επίδραση χλωρίου σέ διαλύματα ύδροξειδίων τών μετάλλων, όπως π.χ. τά ύποχλωριώδη άλατα του νατρίου καί του καλίου:



Οι παραπάνω αντίδράσεις παρέχουν διαλύματα, που περιέχουν μίγμα χλωριούχου καί ύποχλωριώδους άλατος του μετάλλου. Ό διαχωρισμός τους είναι δύσκολος, λόγω της άστάθειας τών ύποχλωριωδών αλάτων καί, γι' αυτό, τά ύποχλωριώδη άλατα χρησιμοποιούνται συνήθως σέ μίγμα μέ τά χλωριούχα. Έκτός άπό τά καυστικά άλκάλια, καί τά διαλύματα τών άνθρακικών άλκαλιών παρέχουν, έν ψυχρῷ μέ χλώριο, μίγμα ύποχλωριώδους καί χλωριούχου άλατος.

Βιομηχανικά, τά ύποχλωριώδη παρασκευάζονται μέ ηλεκτρόλυση άραιού (10%) διαλύματος χλωριούχου άλατος. Κατά την ηλεκτρόλυση, τό χλώριο που έλευθερώνεται στην άνοδο, αφήνεται νά αντιδράσει μέ τό ύδροξείδιο, που σχηματίζεται στην κάθοδο, όποτε σχηματίζεται ύποχλωριώδες καί χλωριούχο άλας. Τό χλωριούχο άλας συμμετέχει καί πάλι στόν κύκλο της ηλεκτρολύσεως (σχ. 11.11α).

Τά ύποχλωριώδη άλατα του νατρίου καί του καλίου φέρονται στό έμπόριο μέ τό όνομα eau de Labarque (NaClO) καί eau de Javelle (KClO) καί χρησιμοποιούνται σάν λευκαντικά καί όξειδωτικά. Γενικά τά ύποχλωριώδη άλατα είναι ταυτόχρονα όξειδωτικά καί μέσα χλωριώσεως.

Οι όξειδωτικές τους ιδιότητες όφείλονται στη διάσπασή τους σέ όξυγόνο «έν τῷ γεννᾶσθαι» κατά την αντίδραση:



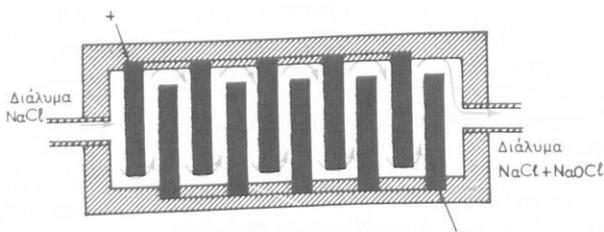
ένω οι χλωριωτικές ιδιότητες των υποχλωριωδών αλάτων, εκδηλώνονται παρουσία υδροχλωρικού οξέος, όποτε ελευθερώνεται χλώριο:



Τά υποχλωριώδη άλατα σέ θερμοκρασία μεγαλύτερη από 50°C μετατρέπονται σέ χλωριοϋχα καί χλωρικά:



Τά υποχλωριώδη χρησιμοποιούνται πολύ σάν λευκαντικά τόσο γιά οικιακή χρήση όσο καί γιά βιομηχανική (π.χ. ύφαντουργία, χαρτοποιία κ.ά.). Χρησιμοποιούνται επίσης καί σάν άποστειρωτικά μέσα.



Σχ. 11.11a.

Διάταξη ηλεκτρολυτικής παρασκευής υποχλωριωδών αλάτων.

Χλωράσβεστος. Μεταξύ των υποχλωριωδών μέ μεγάλη πρακτική εφαρμογή, είν-
ναι καί ή χλωράσβεστος.

Παρασκευάζεται μέ διαβίβαση χλωρίου σέ διάλυμα ύδροξειδίου του άσβεστίου
καί κατά τρόπο γενικό παριστάνεται από τόν τύπο CaOCl_2 .

Η χλωράσβεστος είναι λευκή κόνις, πού άπορροφά ύγρασία από τήν ατμόσφαι-
ρα.

Η κοινή της όνομασία είναι **βρωμούσα**, λόγω τής χαρακτηριστικής της όσμης,
πού όφείλεται στην παραγωγή χλωρίου κατά τήν επίδραση του διοξειδίου του άν-
θρακα τής ατμόσφαιρας σέ αυτήν:



Κατά τρόπο ανάλογο πρός τά υποχλωριώδη άλατα, ή χλωράσβεστος διασπάται
καί δίνει όξυγόνο, ένω μέ ύδροχλωρικό όξύ παρέχει χλώριο. Η χλωράσβεστος
χρησιμοποιείται εύρύτατα σάν άπολυμαντικό καί λευκαντικό.

Χλωρικά άλατα. Είναι τά άλατα του χλωρικού όξέος. Παρασκευάζονται μέ επί-
δραση χλωρίου σέ πυκνά διαλύματα ύδροξειδίων των μετάλλων σέ θερμοκρασία
μεγαλύτερη από 50°C. Κατά τήν αντίδραση, σχηματίζεται άρχικά υποχλωριώδες,
τό όποιο στή συνέχεια μετατρέπεται σέ χλωρικό:



Όπως και τα υποχλωριώδη, τα χλωρικά άλατα παρασκευάζονται βιομηχανικά με ηλεκτρόλυση διαλυμάτων ύδροξειδίων των μετάλλων σε θερμοκρασία 60°C έως 70°C. Το χλώριο, που παράγεται κατά την ηλεκτρόλυση, αφήνεται να επιδράσει στο ύδροξείδιο, που σχηματίζεται στην κάθοδο, όποτε, λόγω της υψηλής θερμοκρασίας του διαλύματος, σχηματίζονται χλωρικά και χλωριούχα άλατα. Τα χλωριούχα μετέχουν και πάλι στον κύκλο της ηλεκτρολύσεως.

Από τα χλωρικά άλατα χρησιμοποιείται περισσότερο το χλωρικό κάλιο εάν οξειδωτικό, στην κατασκευή έκρηκτικών, σπίρτων και πυροτεχνημάτων.

ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΔΩΔΕΚΑΤΟ

ΘΕΙΟ ΚΑΙ ΕΝΩΣΕΙΣ ΤΟΥ ΘΕΙΟΥ

12.1 Θείο (S).

Προέλευση. Τό θείο άπαντά έλεύθερο καί σέ μεγάλες ποσότητες στίς ήφαιστειογενείς περιοχές. Στήν Εύρώπη, τά πιό σημαντικά κοιτάσματα θείου βρίσκονται στη Σικελία. Μικρότερες ποσότητες θείου υπάρχουν καί στην Έλλάδα (Μήλος, Σουσάκι κ.ά.). Τά σημαντικότερα όμως κοιτάσματα θείου βρίσκονται, μέ μορφή θειοστρωμάτων, στην Άμερική (Λουιζιάνα καί Τέξας) καί στην Ίαπωνία. Μέ τή μορφή ύδροθειού καί διοξειδίου του θείου βρίσκεται στα άέρια πού έξέρχονται άπό τά ήφαίστεια.

Τό αύτοφυές θείο των ήφαιστειογενών περιοχών προέρχεται άπό τήν όξειδωση του ύδροθειού άπό τό όξυγόνο του άέρα καί άπό τήν επίδραση του ύδροθειού στο διοξείδιο του θείου:



Τό θείο άπαντά πολύ συχνά μέ τή μορφή θειούχων ενώσεων των μετάλλων, σπουδαιότερες άπό τίς όποίες είναι ό σιδηροπυρίτης (FeS_2), ό χαλκοπυρίτης (CuFeS_2), ό γαληνίτης (PbS) καί ό σφαλερίτης (ZnS), όπως επίσης καί μέ τή μορφή θεικών αλάτων, κυριότερα άπό τά όποία είναι τό άνυδρο θειικό άσβέστιο ή άνυδρίτης (CaSO_4), ό γύψος ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$), τό θειικό βάριο ή βαρυτίτης (BaSO_4), τό θειικό στρόντιο ή γλαύκινος (SrSO_4), ό θειικός μόλυβδος ή άγγλεζίτης (PbSO_4) κ.ά.

Τό θείο είναι άπό τά στοιχεΐα, πού είναι άπαραίτητα γιά τήν ανάπτυξη των ζώντων όργανισμών, όότι άποτελεΐ συστατικό των άλβουμινών, πού περιέχουν 0,8 έως 2,4% θείο. Τά φυτά παίρνουν τό άπαραίτητο γι' αυτά θείο άπό τά θειικά άλατα του έδάφους.

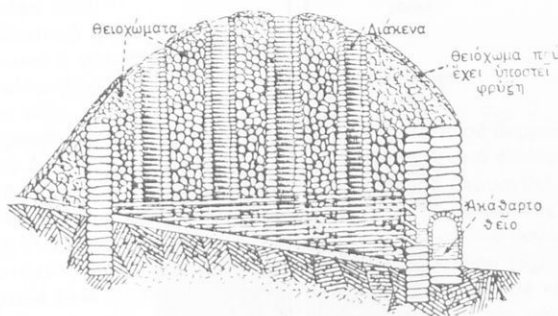
Ενώσεις του θείου περιέχονται στους γαιάνθρακες (1 έως 1,5%), στους λιγνίτες (μέχρι 5%), καί στο πετρέλαιο, ενώ καί φυσικά άέρια περιέχουν ύδρόθριο (Γαλλία, Καναδάς).

Εξαγωγή.

α) **Άπό τά θειοχώματα.** Γιά τήν εξαγωγή του θείου, τά θειοχώματα τοποθετούνται σέ κάθετους σωρούς, άνάμεσα στους όποίους αφήνονται διάκενα καί οι όποιοι καλύπτονται στο έπάνω μέρος μέ θειοχώματα, πού έχουν ύποστει φρύξη.

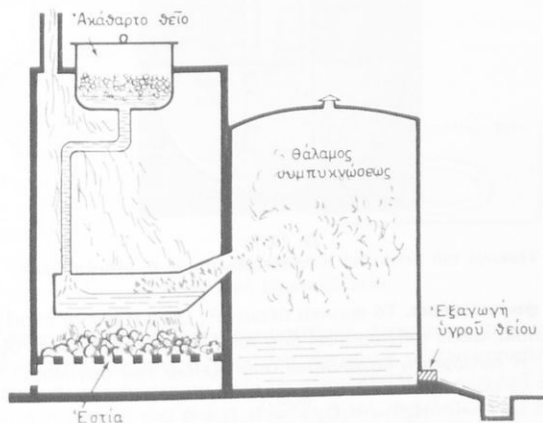
Κατόπιν οι σωροί αναφλέγονται και το θείο καίγεται γύρω από τα διάκενα όπου κυκλοφορεί αέρας (σχ. 12.1α).

Από τη θερμότητα, που ελευθερώνεται, τήκεται το μεγαλύτερο μέρος του θείου των θειοχωμάτων, το οποίο ρέει στη βάση του σωρού, που είναι επικλινής και συλλέγεται σε δεξαμενές. Το θείο, που παράγεται έτσι, είναι καθαρότητας 90 έως 98%. Για να καθαριστεί τελείως, αποστάζεται και οι ατμοί διοχετεύονται σε πλινθόκτιστους θαλάμους, όπου συμπυκνώνονται σε λεπτότατη σκόνη (άνθη του θείου), αν η θερμοκρασία είναι χαμηλότερη από το σημείο τήξεως του θείου (σχ. 12.1β). Αν η θερμοκρασία αυξηθεί, τότε το θείο που αποστάζει, συλλέγεται υγρό στον πυθμένα των θαλάμων και κατόπιν χύνεται σε ξύλινα καλούπια. Έτσι, παρασκευάζεται το ραβδόμορφο θείο.



Σχ. 12.1α.

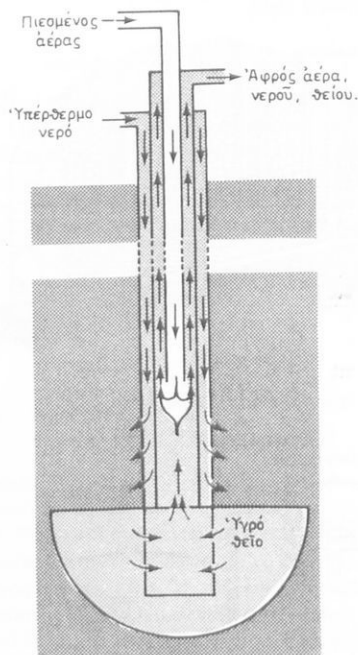
Έξαγωγή του θείου από τα θειοχώματα.



Σχ. 12.1β.

Καθαρισμός θείου με απόσταξη.

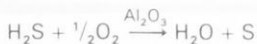
β) **Ύπό τὰ θειοστρώματα.** Στὴν Ἀμερική τὸ θεῖο βρίσκεται μέ τή μορφή θειοστρωμάτων (σέ βάθος 180 ἕως 400 m), περιεκτικότητας 60 ἕως 70% σέ θεῖο. Ὑπό τὰ θειοστρώματα, τὸ θεῖο ἐξάγεται μέ τή μέθοδο *Frash* (1891). Κατά τή μέθοδο αὕτη, εἰσάγεται στό ἔδαφος μέχρι τὸ βάθος ὅπου βρίσκονται τὰ θειοστρώματα, σύστημα ἀπό τρεῖς συγκεντρικούς σωλήνες (σχ. 12.1γ). Ὑπό τόν ἐξωτερικό σωλήνα εἰσάγεται ὑπέρθερμος ὕδατος (165°C), πού προκαλεῖ τήν τήξη τοῦ θεῖου. Ὑπό τόν κεντρικό διαβιβάζεται ἀέρας ὑπό πίεση, μέ τή βοήθεια τοῦ ὁποίου τὸ τηγμένο θεῖο ἀνεβαίνει στήν ἐπιφάνεια τοῦ ἐδάφους. Τό θεῖο, πού λαμβάνεται μέ τόν τρόπο αὐτό, εἶναι περιεκτικότητας 99,6% καί δέν ἔχει ἀνάγκη ἀπό ἄλλο καθαρισμό.



Σχ. 12.1γ.

Ἐξαγωγή τοῦ θεῖου ἀπό τὰ θειοστρώματα μέ τή μέθοδο *Frash*.

γ) **Ύπό τὰ φυσικά ἀέρια.** Τά φυσικά ἀέρια τῆς Lacq (Γαλλία) περιέχουν 15% ὑδρόθειο, τὸ ὁποῖο, ἀφοῦ διαχωρισθεῖ ἀπό τοὺς ὑδρογονάνθρακες, ὀξειδώνεται ἀπό τόν ἀέρα. Ἡ ἀντίδραση καταλύεται ἀπό ὀξείδιο τοῦ ἀργιλίου:



Τό θεῖο, πού λαμβάνεται ἀπό τὰ φυσικά ἀέρια μέ τήν παραπάνω μέθοδο, ἔχει καθαρότητα 99,98%.

Ιδιότητες.

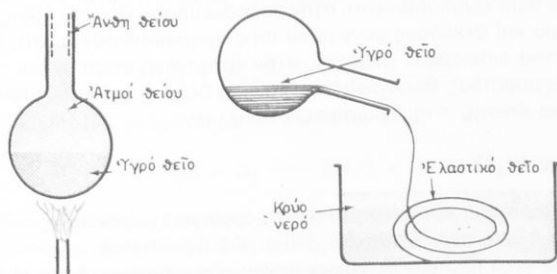
α) **Φυσικές.** Τό θείο είναι λεμονοκίτρινο στερεό, πού τήκεται στους 113°C περίπου καί ζέει στους $444,5^{\circ}\text{C}$, σέ ατμοσφαιρική πίεση. Τό θείο είναι αδιάλυτο στό νερό, πολύ λίγο διαλυτό στην άλκολη, τόν αϊθέρα, τά αϊθήρια έλαια καί ευδιάλυτο στό διθειούχο άνθρακα (CS_2).

Άλλοτροπικές μορφές του θείου. Τό θείο συναντάται σέ διάφορες άλλοτροπικές μορφές τόσο ως κρυσταλλικό, όσο καί ως άμορφο. Οι μορφές αυτές είναι οι παρακάτω:

- 1) Κρυσταλλικό θείο:
 - α) Όρθορομβικό ή όκταεδρικό ή α-θείο.
 - β) Μονοκλινές ή πρισματικό ή β-θείο.
- 2) Άμορφο θείο:
 - α) Έλαστικό ή πλαστικό.
 - β) Λευκό ή γάλα του θείου.
 - γ) Κολλοειδές θείο.
- 3) Ύγρο θείο.

Τό **όρθορομβικό θείο** είναι ή σταθερή μορφή του θείου σέ θερμοκρασίες χαμηλότερες από $95,5^{\circ}\text{C}$. Παρασκευάζεται μέ κρυστάλλωση από διαλύματα θείου σέ διθειούχο άνθρακα. Τήκεται στους 113°C περίπου, αν θερμανθεί γρήγορα. Αν θερμανθεί άργά, τότε από τούς $95,5^{\circ}\text{C}$ μετατρέπεται σέ **μονοκλινές θείο**, πού τήκεται στους $119,25^{\circ}\text{C}$. Τό μόριο καί του όρθορομβικού καί του μονοκλινούς θείου αποτελείται από κυκλικούς δακτύλιους μέ όκτώ άτομα θείου (S_8).

Τό **έλαστικό θείο** λαμβάνεται μέ απόχυση τήγματος θείου σέ κρύο νερό (σχ. 12.16) καί είναι καστανοκίτρινη πλαστική μάζα, ή όποία, μέ τήν πάροδο του χρόνου, σκληραίνεται άργά καί μετατρέπεται σέ όρθορομβικό θείο.



Σχ. 12.16.
Παρασκευή έλαστικού θείου.

Τό **λευκό θείο** ή **γάλα του θείου** σχηματίζεται, όταν αποχωρίζεται τό θείο από διαλύματα μέ διάφορες χημικές αντίδράσεις, όπως π.χ. μέ τήν προσθήκη ύδροχλωρικού όξέος σέ διάλυμα θειούχων αλάτων ή τήν όξειδωση ψυχρού διαλύματος ύδροθείου. Αύτή ή μορφή του θείου είναι διαλυτή στό διθειούχο άνθρακα.

Τό **κολλοειδές θείο** παρασκευάζεται κατά τήν προσθήκη άραιού όξέος σέ άραιό διάλυμα θειοθειικού άλατος ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$), ή μέ διαβίβαση ύδροθείου μέσα από διάλυμα διοξειδίου του θείου.

Υγρό θείο. Το υγρό θείο, όταν θερμαίνεται αργά ύψηλότερα από τη θερμοκρασία τήξεώς του, μετατρέπεται στην αρχή σε πορτοκαλέρυθρο εύκινητο υγρό, το οποίο βαθμιαία μεταβάλλεται σε σκοτεινό έρυθρό, πού καθίσταται απότομα παχύρρευστο στους 160°C. Με παραπέρα αύξηση της θερμοκρασίας, το χρώμα του μεταβάλλεται σε μαύρο, ενώ το ίδιο καθίσταται και πάλι σιγά-σιγά περισσότερο ρευστό, μέχρι του σημείου ζέσεως στους 444,6°C, όποτε δίνει σκοτεινούς έρυθρούς καπνούς.

β) **Χημικές.** Το θείο καίεται στον αέρα και σχηματίζει διοξείδιο του θείου (SO₂) και λίγο τριοξείδιο (SO₃).

Σε πήγμα, ένώνεται με το υδρογόνο και δίνει υδρόθειο (H₂S).

Ένώνεται εύκολα με τα αλογόνα και σχηματίζει αλογονούχες ενώσεις (π.χ. S₂Cl₂).

Τα διάφορα οξειδωτικά σώματα (όπως τα χλωρικά, τα νιτρικά, τα υπεροξείδια, κ.ά.) αντιδρούν έν θερμώ ζωηρά με το θείο.

Το θείο αντιδρά, επίσης έν θερμώ, με άμεταλλα στοιχεία, όπως ο φωσφόρος, τό άρσενικό και ο άνθρακας και με τα περισσότερα μέταλλα, σχηματίζοντας θειούχες ενώσεις.

Τά άραιά όξέα δέν αντιδρούν με τό θείο. Τά οξειδωτικά όξέα, όπως τό νιτρικό και τό θειικό, σε πυκνά διαλύματα, οξειδώνουν τό θείο σε θειικό όξύ και διοξείδιο του θείου αντίστοιχα:



Τό θείο διαλύεται έν θερμώ στα διαλύματα των καυστικών αλκαλίων.

Χρήσεις. Τό θείο χρησιμοποιείται στην παρασκευή του θειικού όξέος, του θειώδους άσβεστίου και θειώδους μαγνησίου (πού χρησιμοποιούνται στη βιομηχανία του χαρτιού), του διθειούχου άνθρακα, στην κατασκευή σπέρτων και πυροτεχνημάτων, μαύρης πυρίτιδας, θειοχρωμάτων και στη θείωση του καουτσούκ. Τό θείο χρησιμοποιείται επίσης, στη θείωση των άμπελινών.

12.2 Υδρόθειο (H₂S).

Τό υδρόθειο είναι ή κυριότερη από τίς υδρογονούχες ενώσεις του θείου. Σε μίγμα με άλλα άέρια, περιέχεται στα άέρια των ήφαισטיών.

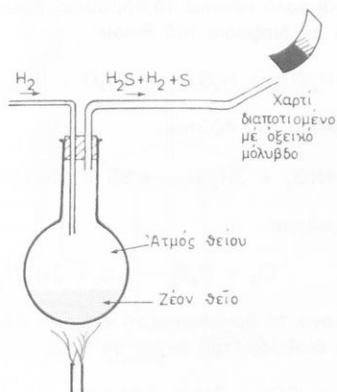
Σχηματίζεται κατά τη σήψη θειούχων οργανικών ενώσεων, όπως οι άλβουμίνες (αυγά). Ποσότητα υδροθείου είναι διαλυμένη στα μεταλλικά θειούχα νερά.

Παρασκευή. Υδρόθειο σχηματίζεται όταν μέσα σε πήγμα θείου διαβιβασθεί υδρογόνο (σχ. 12.2).

Συνήθως παρασκευάζεται με επίδραση άραιού θειικού ή υδροχλωρικού όξέος σε θειούχο σίδηρο, όποτε χρησιμοποιείται ή συσκευή του Kipp.

Ιδιότητες.

α) **Φυσικές.** Τό υδρόθειο είναι άέριο άχρουν, με πολύ δυσάρεστη όσμή (σάπια αύγά). Υγροποιείται σε άχρουν υγρό στους -60,75°C. Διαλύεται μέτρια στο νερό (1 όγκος νερού διαλύει 2,6 όγκους υδροθείου στους 20°C).



Σχ. 12.2.

Παρασκευή υδροθείου με επίδραση υδρογόνου σέ ατμούς θείου.

Τό υδρόθειο είναι δηλητηριώδες σέ συγκεντρώσεις μεγαλύτερες από 0,1%. Εί-
ναι πολύ επικίνδυνο, διότι σέ μεγάλες συγκεντρώσεις μπορεί νά προκαλέσει τό
θάνατο μόνο μέ είσπνοές (γιά μεγάλο χρονικό διάστημα), έπειδή παραλύει τά νευ-
ρα τής όσφρήσεως καί έτσι δέν γίνεται άντιληπτή ή όσμή του.

Τό διάλυμα του υδροθείου στό νερό όνομάζεται **υδροθειούχο ύδωρ** καί έχει ό-
ξινες ιδιότητες.

β) **Χημικές**. Σέ περίσσεια άέρα, τό υδρόθειο καίεται μέ κυανή φλόγα καί δίνει
διοξειδιο του θείου καί νερό:



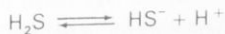
ένω σέ περιορισμένο ρεϋμα άέρα κατακάθεται θείο:



Τό υδρόθειο όξειδώνεται σέ θείο άν διαβιβασθει σέ μίγμα μέ άέρα πάνω από ό-
ξειδιο του σιδήρου ή όξειδιο του άργιλίου, τά όποια έχουν καταλυτική δράση.

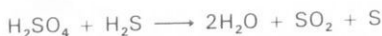
Μέ θέρμανση άπουσία άέρα, τό υδρόθειο διασπάται από τούς 400°C σέ υδρο-
γόνο καί θείο. Ή διάσπαση αύτή καθίσταται πλήρης στους 700°C.

Ός άσθενές όξύ, διίσταται σέ δύο στάδια, ως εξής:

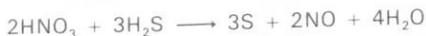


Σχηματίζει δύο σειρές άλάτων: **τά όξινα**, όπως π.χ. μέ τό νάτριο (NaHS) καί τά
κανονικά ή ούδέτερα (Na₂S). Άντιδρα μέ πολλά μέταλλα έν θερμώ καί σχηματίζει
θειούχες ένώσεις καί υδρογόνο.

Επειδή οξειδώνεται πολύ εύκολα, το υδρόθειο, έχει αναγωγικές ιδιότητες. Π.χ. ανάγει το θειικό όξύ σε διοξείδιο του θείου:



το νιτρικό όξύ σε οξείδιο του άζωτου:



το χλώριο σε υδροχλώριο:



καί, κατά τρόπο ανάλογο, το βρώμιο και το ιώδιο σε υδροβρώμιο και υδροϊώδιο.

Ανάγει επίσης το διοξείδιο του θείου σε θείο:



τά άλατα του τρισθενούς σιδήρου σε άλατα του δισθενούς και τέλος τα διαλύματα των υπεργαγγανικών και διχρωμικών αλάτων, σε όξινο περιβάλλον, σε άλατα του δισθενούς μαγγανίου και του τρισθενούς χρωμίου αντίστοιχα.

Χρήσεις. Επειδή τα περισσότερα μέταλλα σχηματίζουν δυσδιάλυτες θειούχες ενώσεις, το υδρόθειο χρησιμοποιείται στην Αναλυτική Χημεία, ως αντιδραστήριο, για την καταβύθιση και το διαχωρισμό των μετάλλων από τα διαλύματα των ιόντων τους.

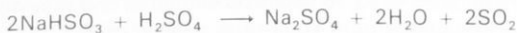
12.3 Διοξείδιο του θείου (SO_2).

Παρασκευή.

α) **Εργαστηριακά.** Μπορεί να παρασκευασθεί ή από το θειικό όξύ με αναγωγή εν θερμώ από χαλκό:

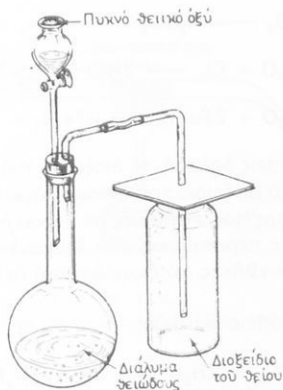


ή, ευκολότερα, με επίδραση κατά σταγόνες πυκνού θειικού όξeos σε διάλυμα όξι-νου θειώδους νατρίου (NaHSO_3) ή θειώδους ασβεστίου (CaSO_3) (σχ. 12.3):



Τό SO_2 , που λαμβάνεται, διαβιβάζεται μέσα από νερό, για να απαλλαχθεί από τους ατμούς του όξeos που τό συνοδεύουν και κατόπιν μέσα από θειικό όξύ, για να ξηρανθεί.

β) **Βιομηχανικά.** Παρασκευάζεται με καύση θείου ή φρύξη θειούχων όρυκτων. Τό θείο καίεται στον άέρα στους 250°C περίπου προς διοξείδιο του θείου και κατά την καύση, ή θερμοκρασία ανεβαίνει στους 300°C έως 500°C . Σε βιομηχανική κλί-



Σχ. 12.3.

Παρασκευή διοξειδίου του θείου με επίδραση θειικού όξους σέ θειώδες άλας.

μακα, ή καύση του θείου γίνεται σέ κυλινδρικές περιστροφικές καμίνους, όπου τό θείο φθάνει υγρό.

Τά θειούχα όρυκτά, έξ άλλου, παρέχουν μέ φρύξη διοξειδίο του θείου καί τέφρα από μεταλλικά όξειδία, όπως π.χ. ό σιδηροπυρίτης, ό σφαλερίτης κ.ά.:



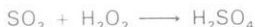
Ιδιότητες.

α) **Φυσικές.** Τό διοξειδίο του θείου είναι άχρουν άέριο μέ έντονη όσμή, εύδιάλυτο στό νερό (ένας όγκος νερού σέ 0°C διαλύει 80 όγκους διοξειδίου του θείου). Τά ύδατικά διαλύματα του διοξειδίου του θείου παρουσιάζουν όξινη αντίδραση, διότι σχηματίζεται θειώδες όξύ. Τό θειώδες όξύ είναι άσθενές καί σχηματίζει δύο σειρές άλατα, τά όξινα καί τά κανονικά ή ουδέτερα θειώδη άλατα.

Τό διοξειδίο του θείου υγροποιείται στους 18°C, μέ πίεση 3 άτμοσφαιρών (ή στους 0°C μέ πίεση 1,5 Atm) σέ άχρουν υγρό, που ζέει στους -10°C, σέ άτμοσφαιρική πίεση. Μέ γρήγορη έξάτμιση υγρού διοξειδίου του θείου, μπορεί νά προκληθεί ψύξη μέχρι -60°C. Τό υγρό διοξειδίο του θείου διαλύει διάφορα άλατα, όπως π.χ. τό ίωδιούχο κάλιο, δίνοντας διαλύματα, τά όποια είναι ιονισμένα καί, κατά συνέπεια ήλεκτρολύτες. Έκτός από άλατα, διαλύει καί πολλά άλλα σώματα, όπως φωσφόρο, ιώδιο, θείο, ρητίνες κ.ά.

β) **Χημικές.** Τό διοξειδίο του θείου έχει αναγωγικές καί όξειδωτικές ιδιότητες, διότι μπορεί νά όξειδωθεί σέ τριοξειδίο του θείου, αλλά καί νά άναχθεί σέ θείο.

Τό διοξειδίο του θείου σέ άέρια κατάσταση, παρουσιάζει πολύ μικρή τάση νά ένωθει μέ τό όξυγόνο, παρουσία όμως νερού ή καυστικών άλκαλίων, όξειδώνεται άργά από τόν άέρα καί γρήγορα από σώματα που μπορούν νά άναχθούν, όπως π.χ. τό υπεροξειδίο του ύδρογόνου, τά άλογόνα, τά άλατα του τρισθενούς σιδήρου κ.ά.:



Στίς παραπάνω αντιδράσεις δηλαδή, τό διοξειδίο του θείου δρᾷ ὡς ἀναγωγικό.

Κατά τρόπο ἀνάλογο, τό διοξειδίο του θείου ἀνάγει τὰ διχρωμικά καί ὑπερμαγγανικά ἄλατα. Ἀνάγει ἐπίσης πολλές οὐσίες σέ ἄχρωα παράγωγά τους καί, γι' αὐτό, χρησιμοποιεῖται σέ πολλές περιπτώσεις σάν λευκαντικό.

Κάτω ἀπό ὀρισμένες συνθήκες, τό διοξειδίο του θείου συμπεριφέρεται σάν ὀξειδωτικό.

Ὄξειδώνει π.χ. τό ὑδρόθειο σέ θεῖο:



Ἡ ὀξειδώνει στή θερμοκρασία τῆς ἐρυθροπυρώσεως τόν ἄνθρακα σέ διοξειδίο του ἄνθρακα:



Τό διοξειδίο του θείου παρουσιάζει ἀκόρεστο χαρακτήρα. Ἔτσι, ἐνώνεται ἀπ' εὐθείας μέ τό χλώριο σέ ἄπλετο ἡλιακό φῶς ἢ παρουσία ἐνεργοῦ ἄνθρακα καί παρέχει σουλφουρυλοχλωρίδιο (SO_2Cl_2):



Μέ τό ὑπεροξειδίο του νατρίου, παρέχει θειικό νάτριο:



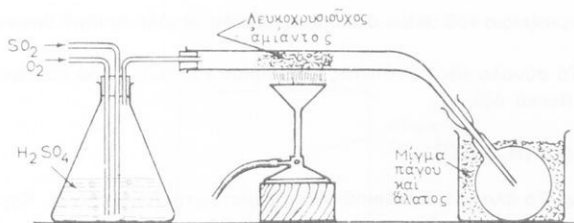
καί, μέ ἀκόρεστες ὀργανικές ἐνώσεις, προϊόντα προσθήκης.

Χρήσεις. Τό διοξειδίο του θείου χρησιμοποιεῖται κυρίως γιά τή σύνθεση του θεικοῦ ὀξέος καί τήν παρασκευή τῶν θειωδῶν ἀλάτων. Χρησιμοποιεῖται ἐπίσης, λόγω τῶν ἀναγωγικῶν του ἰδιοτήτων, σάν λευκαντικό στήν ὑφαντουργική βιομηχανία (λευκάνση μαλλιῶ καί μέταξας), σάν ἀντισηπτικό, ἀπολυμαντικό, ἀντιζυμωτικό, γιά τή συντήρηση φρούτων, κρασιῶν, μπύρας, κρέατος κ.ἄ. Τό διοξειδίο του θείου χρησιμοποιεῖται σάν ψυκτικό στίς παγοποιητικές μηχανές.

12.4 Τριοξειδίο του θείου (SO_3).

Παρασκευή.

α) **Εργαστηριακά.** Μπορεῖ νά παρασκευασθεῖ μέ διαβίβαση μίγματος διοξειδίου του θείου καί ὀξυγόνου μέσα ἀπό θερμαινόμενο σωλήνα, πού περιέχει ὡς καταλύτης λευκοχρυσιοῦχο ἀμίαντο. Τό σχηματιζόμενο τριοξειδίο του θείου συμπυκνώνεται μέσα σέ ψυχόμενη φιάλη σέ λευκό στερεό (σχ. 12.4).



Σχ. 12.4.

Παρασκευή τριοξειδίου του θείου με καταλυτική οξείδωση διοξειδίου του θείου από οξυγόνο.

Μπορεί ακόμα νά παρασκευασθεί με απόσταξη ανυδρού θειικού σιδήρου $[\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3]$:

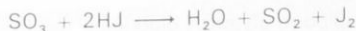


β) **Βιομηχανικά.** Παρασκευάζεται με τή μέθοδο τής έπαφής, ή όποία άποτελεί τή σπουδαιότερη μέθοδο παρασκευής θειικού όξέος καί είναι ή, σέ μεγάλη κλίμακα, καταλυτική όξείδωση του διοξειδίου του θείου από τό όξυγόνο (βλ. καί στό θειικό όξύ).

Ιδιότητες.

α) **Φυσικές.** Τό τριοξείδιο του θείου είναι σωμα πολύμορφο. Άπαντα σέ τρείς διαφορετικές μορφές: Τό α- τριοξείδιο του θείου είναι (βελονοειδείς κρύσταλλοι πού μοιάζουν με τούς κρυστάλλους του χιονιού καί τήκονται στους 16,8°C), τό β- τριοξείδιο του θείου (κρύσταλλοι όμοιοι με τούς κρυστάλλους του άμιάντου, πού τήκονται στους 32,5°C) καί τό γ- τριοξείδιο του θείου (με μορφή άνάλογη προς τό β- τριοξείδιο του θείου, τήκεται στους 62,2°C σέ πίεση 1745 mmHg).

β) **Χημικές.** Θερμαινόμενο πάνω από 450°C, τό τριοξείδιο του θείου διασπάται σέ διοξείδιο καί όξυγόνο. Η διάσπαση γίνεται πλήρης στους 900°C σέ άτμοσφαιρική πίεση. Σέ πολλές αντίδράσεις, τό τριοξείδιο του θείου δρ ά ως όξειδωτικό, άναγόμενο σέ διοξείδιο. Έτσι, τό ύδροβρώμιο καί τό ύδροϊώδιο όξειδώνονται σέ βρώμιο καί ιώδιο αντίστοιχα, π.χ.:



Η διάλυση του τριοξειδίου του θείου στο νερό είναι ζωηρή καί ισχυρά έξώθερμη. Κατά τή διάλυσή του στο νερό σχηματίζει ένυδρες ένώσεις, μία από τίς όποιες είναι τό θειικό όξύ.

Πολλά βασικά όξείδια, άντιδρούν άπ' εύθείας με τό τριοξείδιο του θείου καί παρέχουν θειικά άλατα. Π.χ. τό όξείδιο του βαρίου παρέχει θειικό βάριο:



Τέλος, τό τριοξειδίο του θείου όξειδώνει εύκολα μεγάλο άριθμό όργανικών σωμάτων.

Χρήσεις. Τό σύνολο τής ποσότητας τριοξειδίου του θείου που παράγεται, μετατρέπεται σέ θειικό όξύ.

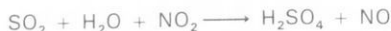
12.5 Θειικό όξύ (H_2SO_4).

Προέλευση. Τά άλατα του θειικού όξέος άπαντώνται πολύ συχνά. Κυριότερα άπό αυτά είναι τό θειικό άσβέστιο (άνυδρίτης CaSO_4 καί γύψος $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$), τό θειικό βάριο (BaSO_4), τό θειικό στρόντιο (SrSO_4) κ.ά.

Παρασκευή. Τό θειικό όξύ παρασκευάζεται βιομηχανικά σέ μεγάλη κλίμακα μέ δύο μεθόδους:

α) **Μέθοδος μολυβδίνων θαλάμων.** Βάση τής μεθόδου αυτής είναι ή μετατροπή του διοξειδίου του θείου σέ θειικό όξύ άπό άέρα, όξειδία του άζώτου καί νερό, μέσα σέ θαλάμους, που έχουν επένδυση μολύβδου.

Η μετατροπή αυτή μπορεί νά παρασταθεί μέ τρόπο άπλό άπό τίς παρακάτω αντίδρασεις:



Πάντως, ό άκριβής μηχανισμός τής καταλυτικής δράσεως των όξειδίων του άζώτου, είναι πολύπλοκος καί περιλαμβάνει τόν ενδιάμεσο σχηματισμό νιτροζυλοθειικού όξέος ($\text{NO} \cdot \text{HSO}_4$), τό όποίο τελικά ύδρολύεται άπό τό νερό σέ θειικό όξύ. Όπωςδήποτε όμως τό όλο φαινόμενο μπορεί νά παρουσιασθεί μέ τίς δύο παραπάνω αντίδρασεις.

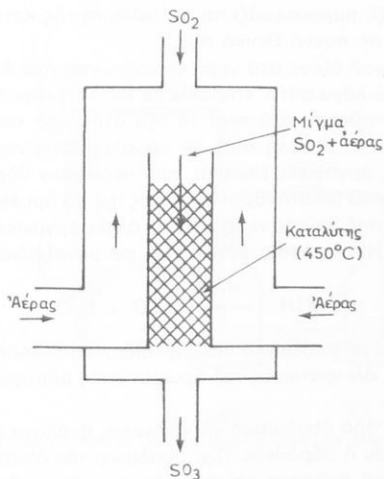
Η όλική άπόδοση τής μετατροπής του διοξειδίου του θείου σέ θειικό όξύ μέ τή μέθοδο των μολυβδίνων θαλάμων φθάνει τά 95 έως 98% τής θεωρητικής. Τό θειικό όξύ που παρασκευάζεται μέ αυτή τή μέθοδο περιέχει μικρά ποσά θειικού μολύβδου, όξειδίων του άζώτου καί άρσενικού καί είναι κατάλληλο γιά χρήση στή βιομηχανία λιπασμάτων, ενώ, γιά άλλες χρήσεις, πρέπει νά ύποστεί καθαρισμό άπό τά πιο πάνω στοιχεία.

β) **Μέθοδος τής έπαφής.** Είναι ή καταλυτική όξείδωση του διοξειδίου του θείου, σέ τριοξείδιο, καί ή ενυδάτωση του τριοξειδίου σέ θειικό όξύ.

Η βιομηχανική πραγματοποίηση αυτής τής παρασκευής είναι γνωστή μέ τό όνομα μέθοδος τής έπαφής.

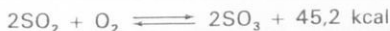
Επιτυγχάνεται μέ διαβίβαση μίγματος διοξειδίου του θείου καί όξυγόνου μέσα άπό μετατροπείς, που περιέχουν στερεό καταλύτη καί θερμαίνονται στους 440° έως 580°C. Οι μετατροπείς, είναι συνήθως δύο ή τρεις καί άποτελούνται άπό κυλινδρικά χαλύβδινα δοχεία, ενώ σάν καταλύτης χρησιμοποιείται λεπτότατα διαμερισμένος λευκόχρυσος (μέλαν του λευκοχρύσου), επάνω σέ άδρανή φορέα (π.χ. άμμαντο), ή πεντοξείδιο του βαναδίου, επίσης επάνω σέ άδρανή φορέα (σχ. 12.5α).

Η ένωση του διοξειδίου του θείου μέ τό όξυγόνο είναι αντίδραση άμφίδρομη καί έξώθερμη:



Σχ. 12.5α.

Διάταξη παρασκευής τριοξειδίου του θείου με τη μέθοδο της έπαφής.



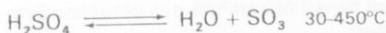
Με κατάλληλη έπιλογή της συστάσεως του μίγματος που διαβιβάζεται και της θερμοκρασίας, επιτυγχάνεται στην πράξη απόδοση της αντίδρασεως, που φθάνει στα 95 έως 98%.

Τό τριοξείδιο του θείου, που σχηματίζεται, διαλύεται σε πυκνό θειικό όξύ, και τό διάλυμα που προκύπτει, αραιώνεται βαθμιαία με νερό, μέχρι νά παρασκευασθεί διάλυμα με την επιθυμητή περιεκτικότητα σε θειικό όξύ.

Ή άπ' εύθείας διάλυση του τριοξειδίου του θείου στό νερό αποφεύγεται, έπειδή είναι πολύ ζωηρή και έλευθερώνει μεγάλη ποσότητα θερμότητας, μέ αποτέλεσμα ένα μέρος του τριοξειδίου του θείου νά εξαχνώνεται και νά μήν άπορροφάται άπό τό νερό.

Ιδιότητες.

α) **Φυσικές.** Τό άνυδρο θειικό όξύ είναι ύγρό σάν σιρόπι, πυκνότητας 1,838, που στερεοποιείται σε λευκό στερεό στους 10,5°C. Τό άνυδρο θειικό όξύ δέν είναι σταθερό και διασπάται σε θερμοκρασίες μεγαλύτερες άπό 30°C, σε τριοξείδιο του θείου, που έκλύεται μέ μορφή λευκών καπνών, και νερό. Μέ άνύψωση της θερμοκρασίας, ή διάσπαση γίνεται μεγαλύτερη:



και, τέλος γίνεται πλήρης στους 450°C. Μέ ψύξη, συμβαίνει τό αντίστροφο φαινόμενο.

Τό άνωδρο θειικό όξύ παρασκευάζεται μέ διάλυση τής κατάλληλης ποσότητας τριοξειδίου τοϋ θείου σέ πυκνό θειικό όξύ.

Ή διάλυση τοϋ θειικού όξέος στό νερό συνοδεύεται από έκλυση μεγάλου ποσού θερμότητας. Για τό λόγο αυτό, επιβάλλεται κατά τήν άραίωση τοϋ θειικού όξέος σέ νερό, νά προστίθεται σιγά-σιγά τό όξύ στό νερό καί όχι αντίστροφα.

β) **Χημικές.** Ήπειδή έχει μεγάλη τάση νά προσλαμβάνει νερό, τό θειικό όξύ άπανθρακώνει διάφορες όργανικές ενώσεις, πού περιέχουν ύδρογόνο καί όξυγόνο μέ τήν άναλογία τοϋ νερού (ύδατάνθρακες), όπως π.χ. τό άμυλο, τό βαμβάκι, τό καλαμοσάκχαρο κ.ά. Άποσπά επίσης νερό καί από άλλες όργανικές ενώσεις, όπως τό μυρμηκικό όξύ (HCOOH), τό όποιο μετατρέπει σέ μονοξειδίο τοϋ άνθρακα:

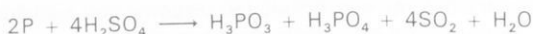


Τό ίδιο συμβαίνει καί μέ τό όξαλικό όξύ, τήν αίθυλική άλκοόλη κ. ά. Ήπιδρά, έπίσης, στους άνωτερους άλειφατικούς καί άρωματικούς ύδρογονάνθρακες, τούς όποιους σουλφώνει.

Τό πυκνό θειικό όξύ δρά όξειδωτικά καί άνάγεται, άνάλογα μέ τίς συνθήκες, σέ διοξειδίο τοϋ θείου, θείο ή ύδρόθείο. Π.χ. όξειδώνει τόν άνθρακα (σχ. 12.5β) καί τό θείο σέ διοξειδίο τοϋ άνθρακα καί διοξειδίο τοϋ θείου αντίστοιχα:



τό φωσφόρο σέ φωσφορῶδες καί φωσφορικό όξύ:



τά βρωμιούχα καί ιωδιούχα άλατα σέ βρώμιο καί ιώδιο, π.χ.:



(Στήν περίπτωση των ιωδιούχων, άνάλογα μέ τίς συνθήκες, τό θειικό όξύ άνάγεται σέ διοξειδίο τοϋ θείου, θείο ή ύδρόθείο).

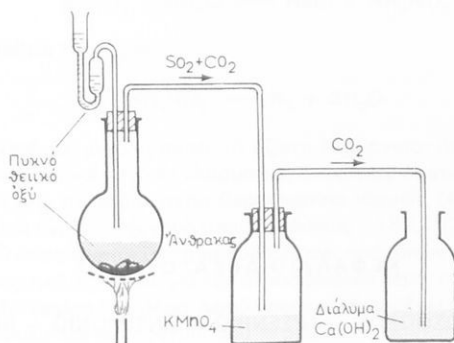
Τά ύδατικά διαλύματα τοϋ θειικού όξέος συμπεριφέρονται σάν ισχυρά όξέα. Τά άραιά διαλύματα θειικού όξέος διαλύουν πολλά μέταλλα, όποτε σχηματίζεται θειικό άλας καί έλευθερώνεται ύδρογόνο. Δέν προσβάλλουν όμως τόν ύδράργυρο, τό μόλυβδο, τό χαλκό (άπουσία άέρα), τό βισμούθιο, τό άντιμόνιο καί τά εύγενή μέταλλα.

Τό άργίλιο, τό νικέλιο καί τό χρώμιο, όταν προσβληθούν, καλύπτονται από λεπτό στρώμα όξειδίων τους, τό όποιο τά προστατεύει από παρατέρα προσβολή.

Έν ψυχρῷ, τό πυκνό θειικό όξύ πρακτικά δέν έπίδρά στά μέταλλα, έκτός από τά άλκάλια καί τό μαγνήσιο, πού διαλύονται μέ έκλυση ύδρογόνου.

Έν θερμῷ, τό πυκνό θειικό όξύ έπίδρά στά μέταλλα. Έτσι, διαλύει τό χαλκό καί σχηματίζει θειικό χαλκό:





Σχ. 12.5β.

Επίδραση πυκνού ζέοντος θειικού όξέος σέ άνθρακα.

καί, κατά τρόπο άνάλογο, τόν άργγρο καί τόν ύδράργγρο, τούς όποίους μετατρέπει σέ θειικό άργγρο καί θειικό ύδράργγρο αντίστοιχα.

Τό θειικό όξύ άντικαθιστά, έν θερμώ, τά πτητικότερα όξέα, όπως τό ύδροχλωριο, τό ύδροφθόριο κλπ., στά άλατά τους καί γι' αυτό χρησιμοποιείται στήν παρασκευή τους.

Χρήσεις. Τό θειικό όξύ όνομαζόταν παλαιότερα καί έξακολουθεί άκόμα νά άναφέρεται ως **έλαιο του βιτριολίου** (βιτριόλι). Είται τό σπουδαιότερο από τά όξέα. Πυκνό διάλυμά του (πυκνότητας 1,84 καί περιεκτικότητας 95,5% κατά βάρος σέ H_2SO_4), χρησιμοποιείται πολύ στά χημικά έργαστήρια. Έπειδή είται ίσχυρό μή πτητικό όξύ, ίσχυρά άφυδατικό καί όξειδωτικό, χρησιμοποιείται πολύ στή βιομηχανία γιά τήν παρασκευή, καθαρισμό καί ξήρανση πολλών άνοργάνων καί όργανικών χημικών προϊόντων. Μεγάλη είται ή χρήση του θειικού όξέος στήν παρασκευή λιπασμάτων. Χρησιμοποιείται επίσης στους συσσωρευτές μολύβδου.

ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΔΕΚΑΤΟ ΤΡΙΤΟ

ΑΖΩΤΟ — ΦΩΣΦΟΡΟΣ — ΑΡΣΕΝΙΚΟ — ΑΝΤΙΜΟΝΙΟ — ΒΙΣΜΟΥΘΙΟ

13.1 Γενικά γιά τά στοιχεΐα τής ομάδας του άζώτου.

Ή πέμπτη ομάδα του περιδοϊκού συστήματος περιλαμβάνει τά στοιχεΐα άζωτο, φωσφόρο, άρσενικό, άντιμόνιο καί βισμούθιο. Στό σύνολό τους τά στοιχεΐα αυτά σχηματίζουν ενώσεις ως τρισθενή καί ως πεντασθενή.

Άπό τά στοιχεΐα αυτά τό άζωτο καί ο φωσφόρος παρουσιάζουν σαφώς άμέταλλο χαρακτήρα καί έχουν μεταξύ τους πολλές όμοιότητες. Καί τά δύο άποτελούν βασικά συστατικά των ζωϊκών καί φυτικών οργανισμών.

Τό άρσενικό, τό άντιμόνιο καί τό βισμούθιο είναι στοιχεΐα έπαμφοτερίζοντα, στα όποια ο μεταλλικός χαρακτήρας γίνεται όλο καί περισσότερο φανερός από τό άρσενικό προς τό βισμούθιο.

Όλα τά στοιχεΐα τής ομάδας σχηματίζουν όξινα όξειδία, των όποιών ο όξινος χαρακτήρας μειώνεται από τό άζωτο προς τό βισμούθιο, καί όλα σχηματίζουν ύδρογονούχες ενώσεις του γενϊκού τύπου RH_3 . Οι ενώσεις του άρσενϊκού, του άντιμονίου καί του βισμούθιου είναι ένδιάμεσου χαρακτήρα, μεταξύ των άλάτων των μετάλλων καί των όμοιοπολικών ένώσεων των άμετάλλων στοιχείων.

13.2 Άζωτο (N_2).

Προέλευση. Τό άζωτο είναι ένα από τά πιο σημαντικά στοιχεΐα. Στή φύση άπαντάται μεγάλος αριθμός, τόσο οργανϊκών όσο καί άνοργάνων ένώσεων του άζώτου, πολλές από τίς όποιες είναι μεγάλης σημασίας. Έλεύθερο, ύπάρχει στον άτμοσφαιρϊκό αέρα, του όποιου άποτελεϊ τό 78% κατά όγκο καί τό 75,5% κατά βάρος. Άπό τίς άνόργανες ενώσεις του, που ύπάρχουν στή φύση, σημαντικότερες είναι τά νιτρϊκά άλατα καί κυρίως τό νιτρϊκό νάτριο (νίτρο: $NaNO_3$), ένω από τίς οργανϊκές είναι τά λευκώματα (πρωτεΐνες) των όποιών άποτελεϊ βασϊκό συστατικό.

Παρασκευή.

α) **Έργαστηριακά.** Άζωτο, άπαλλαγμένο από άργό, που τό συνοδεύει στον άτμοσφαιρϊκό αέρα, μπορεί νά παρασκευασθεϊ στο εργαστήριο, μέ θέρμανση μίγματος, που προέρχεται από άνάμιξη ίσομοριακών διαλυμάτων νιτρώδους νατρίου ($NaNO_2$) καί χλωριούχου άμμωνίου (NH_4Cl), όποτε, αρχϊκά σχηματίζεται άσταθές νιτρώδες άμμώνιο:



τό οποίο διασπᾶται σέ ἄζωτο:



β) **Βιομηχανικά.** Σέ μεγάλα ποσά, τό ἄζωτο λαμβάνεται ἀπό τόν ἀτμοσφαιρικό ἀέρα μέ ὑγροποίηση καί κατόπιν κλασματική ἀπόσταξη, ὅποτε ἀρχικά ἐξαερώνεται τό ἄζωτο, πού ζέει σέ χαμηλότερη θερμοκρασία (σημεῖο ζέσεως -196°C), ἐνῶ παραμένει ἀκόμα ὑγρό τό ὀξυγόνο (σημεῖο ζέσεως $-183,1^\circ\text{C}$). Ἡ ὑγροποίηση τοῦ ἀτμοσφαιρικοῦ ἀέρα γίνεται μέ τή μέθοδο *Linde*, πού, ὅπως ἀναφέρεται λεπτομερέστερα στό σχετικό κεφάλαιο γιά τόν ἀτμοσφαιρικό ἀέρα, στηρίζεται στή συνεχή συμπίεση καί ἐκτόνωση τοῦ ἀέρα, ἀφοῦ προηγουμένως ἔχει ἀπομακρυνθεῖ τό διοξείδιο τοῦ ἄνθρακα καί οἱ ὑδρατμοί πού περιέχει. Τό ἄζωτο, πού παρασκευάζεται μέ αὐτή τή μέθοδο, περιέχει καί τά εὐγενή ἀέρια, πού περιέχονται στόν ἀέρα (κυρίως ἀργό).

Ἰδιότητες.

α) **Φυσικές.** Τό ἄζωτο εἶναι ἀέριο ἄχρουν, ἄοσμο, ἄγευστο, πού ὑγροποιεῖται στούς -196°C καί στερεοποιεῖται στούς -211°C σέ μάζα, πού μοιάζει μέ χιόνι. Διαλύεται ἐλάχιστα στό νερό (2% κατὰ ὄγκο στούς 8°C), ἐνῶ εἶναι περισσότερο διαλυτό στήν ἄλκοολη καί πολλούς ἄλλους διαλύτες καί ἰδίως στό πετρέλαιο.

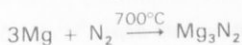
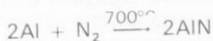
β) **Χημικές.** Τό ἄζωτο χαρακτηρίζεται ἀπό τή μεγάλη του χημική ἀδράνεια. Σέ κανονικές συνθῆκες πίεσεως καί θερμοκρασίας, δέν ἀντιδρᾷ μέ κανένα στοιχεῖο. Τό μόριο τοῦ ἀζώτου, διατομικό σέ συνήθεις συνθῆκες, καθίσταται μονατομικό σέ ὑψηλές θερμοκρασίες:



Τό ποσό τῆς θερμότητος, πού ἀπορροφᾶται στήν παραπάνω ἀντίδραση, δείχνει τή μεγάλη σταθερότητα τοῦ μορίου τοῦ ἀζώτου. Στήν πραγματικότητα, ἡ παραπάνω διάσπαση στούς 3500°C δέν γίνεται, παρά μόνο σέ ποσοστό 5%.

Μέ θέρμανση, τό ἄζωτο ἐνώνεται ἀπ' εὐθείας μέ πολλά στοιχεῖα, ὅπως τό ὕδρογόνο, τό ὀξυγόνο, τόν ἄνθρακα, τό πυρίτιο, τό βόριο καί διάφορα μέταλλα. Μέ τό ὀξυγόνο σχηματίζει, σέ ὑψηλές θερμοκρασίες, μονοξείδιο (NO) καί διοξείδιο τοῦ ἀζώτου (NO₂). Μέ ὕδρογόνο ἐνώνεται καταλυτικά καί δίνει ἄμμωνία (NH₃).

Πολλά ἀμέταλλα καί μέταλλα, ὅπως τό πυρίτιο, τό βόριο, ὁ ἄνθρακας, τό μαγνήσιο, τό ἀσβέστιο, τό βάριο, τό ἀργίλιο, τό τιτάνιο, τό βολφράμιο κ.ἄ, ἀντιδρῶν στή θερμοκρασία τῆς ἐρυθροπυρώσεως καί σχηματίζουν ἀζωτοῦχες ἐνώσεις, οἱ ὁποῖες ὀνομάζονται **νιτρίδια**:



Τά νιτρίδια ἀποσυντίθενται ἀπό τό νερό καί δίνουν ἄμμωνία, π.χ.:



Μέ σχηματισμό ηλεκτρικών έκκενώσεων σέ ατμόσφαιρα αζώτου σέ έλαττωμένη πίεση λαμβάνεται **ένεργό άζωτο**, τό όποίο είναι πολύ δραστικότερο από τό συνηθισμένο καί παρέχει σειρά από αντιδράσεις, στίς όποίες ένώνεται μέ πολλά μέταλλα καί άμέταλλα στοιχεία στή συνήθη θερμοκρασία.

Χρήσεις. Τό μεγαλύτερο ποσοστό του άζώτου χρησιμοποιείται γιά τήν παρασκευή άμμωνίας, νιτρικού όξέος καί άζωτούχων λιπασμάτων.

Σέ έλεύθερη κατάσταση, χρησιμοποιείται γιά τή δημιουργία άδρανούς ατμόσφαιρας, π.χ. στους ηλεκτρικούς λαμπτήρες, στα θερμομέτρα, στους ηλεκτρικούς κλιβάνους κ.ά.

13.3 'Ατμοσφαιρικός άέρας.

Σύσταση. Έκτός από τό άζωτο καί τό όξυγόνο πού είναι τά κύρια συστατικά του ατμοσφαιρικού άέρα καί καλύπτουν τό 99% τής κατ' όγκο συστάσεώς του, περιέχει ακόμα άργό καί άλλα εύγενή άέρια, όπως επίσης καί διοξειδίο του άνθρακα καί ύδρατμούς.

Τό ποσοστό του διοξειδίου του άνθρακα στον άέρα είναι 0,03%, μπορεί όμως νά άνεβεί μέχρι 0,14% σέ κακά άεριζόμενους χώρους. Τό ποσοστό των ύδρατμών ές άλλου, μεταβάλλεται αίσθητά καί κυμαίνεται γύρω στό 1%, μπορεί όμως, σέ ύγρες περιοχές, νά φθάσει μέχρι 4%.

'Η μέση κατ' όγκο σύσταση του ξηρού άέρα είναι:

άζωτο	78%
όξυγόνο	21%
διοξειδίο του άνθρακα	0,3%
ύδρογόνο	0,0001%
άργό	0,94%
νέο	0,0018%
ήλιο	0,0005%
κρυπτό	0,0001%
ξένο	0,000009%.

Έκτός από τά παραπάνω μόνιμα συστατικά, ό ατμοσφαιρικός άέρας μπορεί νά περιέχει καί μικρά ποσά άμμωνίας, όξειδίων του άζώτου, διοξειδίου του θείου καί όζοντος. Αútές οι προσμίξεις προέρχονται από χημικές αντιδράσεις, πού γίνονται στήν ατμόσφαιρα, όπως π.χ. ή άποσύνθεση όργανικών ουσιών καί ή καύση λιθανθράκων καί άλλων καυσίμων, πού περιέχουν θείο.

Έκτός από τά άέρια, πού αναφέρθηκαν παραπάνω, ό ατμοσφαιρικός άέρας περιέχει καί κονιορτό (περίπου 50.000 τεμαχίδια στερεών ουσιών ανά cm³ άέρα), πού άποτελείται από άνθρακα, διοξειδίο του πυριτίου, διάφορα άλατα (κυρίως χλωριούχα) καί βακτήρια.

Προσδιορισμός τής συστάσεως του άέρα. 'Η κατ' όγκο άναλογία των βασικών συστατικών του άέρα (όξυγόνου, άζώτου, διοξειδίου του άνθρακα καί ύδρατμών) μπορεί νά γίνει ως έξης: Όρισμένος όγκος άέρα διαβιβάζεται μέσα σέ διάλυμα πυ-

ρογαλλόλης καί καυστικού καλίου, τό ὁποῖο ἀπορροφᾷ τό ὀξυγόνον καί τό διοξειδίου τοῦ ἀνθρακα. Ἡ μείωση, ἐπομένως, τοῦ ὄγκου τοῦ ἀέρα, ἀντιπροσωπεύει τόν ὄγκο τοῦ ὀξυγόνου καί τοῦ διοξειδίου τοῦ ἀνθρακα. Ἰσος ὄγκος ἀέρα διαβιβάζεται μέσα σέ διάλυμα καυστικού καλίου, τό ὁποῖο ἀπορροφᾷ μόνο τό διοξειδίου τοῦ ἀνθρακα. Κατά συνέπεια, ἡ μείωση τοῦ ὄγκου ἀντιπροσωπεύει τόν ὄγκο τοῦ διοξειδίου τοῦ ἀνθρακα. Ἡ διαφορά τῶν δύο ὄγκων δίνει τόν ὄγκο τοῦ ὀξυγόνου.

Τέλος, ἴσος ὄγκος ἀτμοσφαιρικοῦ ἀέρα διαβιβάζεται μέσα ἀπό ἀφυδατικό σῶμα, πού κατακρατεῖ τούς ὑδρατμούς. Ἡ μείωση τοῦ ὄγκου, πού παρατηρεῖται, ἀντιπροσωπεύει τόν ὄγκο τῶν ὑδρατμῶν στόν ἀέρα.

Μετά τήν ἀφαίρεση τοῦ ὄγκου τοῦ ὀξυγόνου, τοῦ διοξειδίου τοῦ ἀνθρακα καί τῶν ὑδρατμῶν παραμένει τό ὑπόλοιπο, πού εἶναι ὁ ὄγκος τοῦ ἀζώτου καί τῶν εὐγενῶν αερίων.

Ἡ κατά βάρος σύσταση τοῦ ἀέρα ὑπολογίζεται ὡς ἑξῆς: Ὅρισμένη ποσότητα ἀέρα διαβιβάζεται ἀρχικά μέσα σέ σωλήνα γνωστοῦ βάρους, πού περιέχει μικρά κομμάτια χαλκοῦ σέ κατάσταση ἐρυθροπιρώσεως (ὁπότε τό ὀξυγόνον κατακρατεῖται, διότι σχηματίζει ὀξειδία τοῦ χαλκοῦ), κατόπιν διαβιβάζεται σέ ὑοειδή σωλήνα γνωστοῦ ἐπίσης βάρους, πού περιέχει πυκνό θειικό ὄξύ, τό ὁποῖο κατακρατεῖ τούς ὑδρατμούς καί τελικά σέ ὑοειδή σωλήνα πού περιέχει καυστικό κάλιο, τό ὁποῖο κατακρατεῖ τό διοξειδίου τοῦ ἀνθρακα. Ἡ διαφορά βάρους, πού προκύπτει μετά ἀπό τή διαβίβαση ἀπό τούς παραπάνω σωλήνες, ἀντιπροσωπεύει τό βάρος τοῦ ὀξυγόνου, τῶν ὑδρατμῶν καί τοῦ διοξειδίου τοῦ ἀνθρακα ἀντίστοιχα.

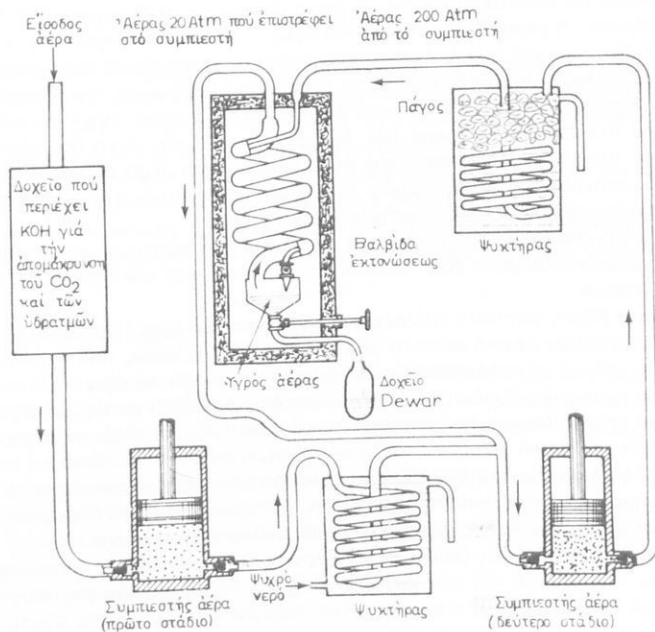
Ἡ διαφορά αὐτῶν τῶν βαρῶν ἀπό τό ἀρχικό βάρος τοῦ ἀέρα, ἀντιπροσωπεύει τό βάρος τοῦ ἀζώτου καί τῶν εὐγενῶν αερίων. Τό βάρος τῶν εὐγενῶν αερίων μπορεῖ νά ὑπολογισθεῖ μέ ἐπανειλημμένη διαβίβαση τοῦ μίγματος ἀζώτου-εὐγενῶν αερίων ἐπάνω ἀπό διάπυρο μαγνήσιο, τό ὁποῖο ἀπορροφᾷ ἀζωτο καί σχηματίζει ἀζωτοῦχο μαγνήσιο (Mg_3N_2), ἐνῶ παραμένουν τά εὐγενή αέρια, τά ὁποῖα δέν ἀντιδρῶν. Ἔτσι, ὑπολογίζεται τό βάρος τοῦ ἀζώτου καί τῶν εὐγενῶν αερίων χωριστά.

Υγροποίηση τοῦ ἀτμοσφαιρικοῦ ἀέρα. Ὁ ἀέρας ὑγροποιεῖται σήμερα σέ μέγιστα ποσά μέ τή μέθοδο τῶν *Linde* καί *Hampson*. Ἡ μέθοδος αὕτη στηρίζεται στό γεγονός ὅτι, ὅταν ἕνα αέριο, πού βρίσκεται σέ ὑψηλή πίεση, ἐκτονωθεῖ μέσα ἀπό μικρή ὀπή, ἕνα μέρος τῆς θερμικῆς ἐνέργειας τῶν αερίων χρησιμοποιοῦνται γιά νά ὑπερνηκθοῦν οἱ δυνάμεις συνοχῆς μεταξὺ τῶν μορίων, μέ ἀποτέλεσμα τήν ψύξη τοῦ αερίου, πού ἐκτονώνεται.

Στήν πράξη, ἡ ὑγροποίηση τοῦ ἀέρα μέ βάση τήν παραπάνω ἀρχή, πραγματοποιεῖται μέ τόν ἑξῆς τρόπο (σχ. 13.3):

Ἀρχικά ὁ ἀέρας, πού θά ὑγροποιηθεῖ, ἀπαλλάσσεται ἀπό τήν ὑγρασία, τό διοξειδίου τοῦ ἀνθρακα καί τή σκόνη πού περιέχει. Κατόπιν, ὁ ἀέρας συμπιέζεται σέ 200 ἀτμόσφαιρες καί διαβιβάζεται στόν κεντρικό σωλήνα ἐνός συστήματος δύο συγκεντρικῶν χαλκίνων σωλήνων, πού βρίσκονται σέ θερμικά μονωμένο δοχεῖο. Στήν ἄκρη τοῦ σωλήνα, ὁ ἀέρας ἐκτονώνεται μέσα ἀπό μικρή στρόφιγγα, ὁπότε ψύχεται καί ἐπιστρέφει στό συμπιεστή ἀπό τόν ἐξωτερικό σωλήνα τῶν συγκεντρικῶν σωλήνων. Στή συνέχεια ὁ ἀέρας ξανασυμπιέζεται καί ὀδηγεῖται σέ νέα ἐκτόνωση, ὅπου ψύχεται περισσότερο. Μέ τίς συνεχεῖς συμπίεσεις καί ἐκτονώσεις, ἡ θερμοκρασία κατεβαίνει συνεχῶς, μέχρι τήν ὑγροποίηση τοῦ ἀέρα.

Ἐπειδὴ ὁ ὑγρός ἀέρας ἐξαερώνεται πολὺ εὐκόλα, φυλάγεται μέσα σέ εἰδικά δο-



Σχ. 13.3.

Διάταξη υγροποίησης του ατμοσφαιρικού αέρα με τη μέθοδο Linde - Hampson.

χεϊα, τα όποια ονομάζονται δοχεία Dewar και αποτελούνται από διπλά γυάλινα τοιχώματα, που είναι έσωτερικά έπαργυρωμένα και μεταξύ τους υπάρχει χώρος τελείως κενός, για να επιτυγχάνεται πλήρης θερμική μόνωση. Στην ίδια αρχή στηρίζεται και η κατασκευή των δοχείων Thermos, μέσα στα όποια φυλάγονται θερμά και ψυχρά υγρά.

Ιδιότητες του υγρού ατμοσφαιρικού αέρα. Ο υγρός ατμοσφαιρικός αέρας είναι υγρό διαυγές που μοιάζει με νερό, έκτός από το ότι έχει απόχρωση που κυανίζει και γίνεται έντονότερη, όταν αυξάνεται η περιεκτικότητα του αέρα σε όξυγόνο. Η πυκνότητα υγρού αέρα, που παρασκευάσθηκε πρόσφατα είναι 0,91 περίπου, και το σημείο ζέσεώς του κυμαίνεται μεταξύ -195°C και -185°C , ανάλογα με την περιεκτικότητά του σε άζωτο. Λόγω της χαμηλής θερμοκρασίας του υγρού ατμοσφαιρικού αέρα, πολλά συνηθισμένα σώματα, όταν βυθισθούν σε αυτόν, μεταβάλλουν τελείως τις ιδιότητές τους. Π.χ. το καουτσούκ σκληραίνει και γίνεται εύθραυστο σαν γυαλί. Φρούτα, λαχανικά και γενικά τρόφιμα γίνονται τόσο σκληρά, ώστε μπορούν να κονιοποιηθούν. Τα φύλλα των λουλουδιών σκληραίνουν και γίνονται εύθραυστα σαν λεπτό γυαλί. Ο μεταλλικός μόλυβδος γίνεται ελαστικός και ήχητικός.

‘Από τήν κλασματική απόσταση τοῦ ὑγροῦ ἀέρα λαμβάνονται σήμερα μεγάλα ποσά ὀξυγόνου καί ἀζώτου.

13.4 Κύκλος τοῦ ἀζώτου.

‘Όπως ἀναφέρθηκε, τό ἀζωτο ἀποτελεῖ βασικό συστατικό τῶν ζωικῶν καί φυτικῶν ἰσθῶν. Πολύ λίγα φυτά, τά *Leguminosae* (δσπρια: φασόλια, μπιζέλια κλπ.) μποροῦν νά ἀφομοιώσουν ἀπ’ εὐθείας τό ἐλεύθερο ἀζωτο τῆς ἀτμόσφαιρας μέ τή βοήθεια εἰδικῶν βακτηρίων πού βρίσκονται στίς ρίζες τους. Τά ἄλλα φυτά ὅμως, παίρνουν τό ἀζωτο ἀπό τό ἔδαφος μέ τή μορφή νιτρικῶν καί ἀμμωνιακῶν, ἀλάτων καί συνθέτουν κατόπιν τίς πρωτεΐνες τους. Τά ζῶα ἐξ ἄλλου, λαμβάνουν ἀζωτο μέ τή μορφή πρωτεϊνῶν, ὅταν τρέφονται μέ φυτά ἢ φυτοφάγα ζῶα. Μέ τό θάνατο τῶν φυτῶν καί τῶν ζῶων καί τή σήψη τους καί μέ τή βοήθεια εἰδικῶν βακτηρίων, οἱ σύνθετες πρωτεΐνες διασπῶνται σέ ἀμμωνία καί ἐνώσεις τοῦ ἀμμωνίου, πού παραμένουν στό ἔδαφος. Τά ἀζωβακτηρίδια ἐπιδροῦν σέ αὐτές τίς ἐνώσεις καί τίς μετατρέπουν ἀρχικά σέ νιτρώδη καί κατόπιν σέ νιτρικά ἄλατα.

Ἐκτός ἀπό τίς μεταβολές, πού ἀναφέρθηκαν παραπάνω, ἄλλα βακτήρια, πού ὀνομάζονται ἀπονιτρωτικά, ἀφαιροῦν ἀζωτο ἀπό τό ἔδαφος μέ ὀξειδωση τῶν ἀμμωνιακῶν ἀλάτων σέ ἐλεύθερο ἀζωτο, τό ὁποῖο ἐπιστρέφει στήν ἀτμόσφαιρα. Ἐξ ἄλλου μία σημαντική ποσότητα ἀτμοσφαιρικοῦ ἀζώτου, μετατρέπεται σέ νιτρικό ὀξύ ἀπό τοῖς κεραυνοῦς καί μέ τό νερό τῆς βροχῆς μεταφέρεται στό ἔδαφος, ὅπου σχηματίζει νιτρικά ἄλατα. Ὑπολογίζεται ὅτι περισσότεροι ἀπό 200.000 τόννοι νιτρικοῦ ὀξέος σχηματίζονται μέ τόν τρόπο αὐτό καθημερινά.

Τέλος, ἡ χημική βιομηχανία δεσμεύει ἀπό τόν ἀέρα σημαντικά ποσά ἀζώτου σέ ἀμμωνιακά καί νιτρικά ἄλατα, τά ὁποῖα χρησιμοποιοῦνται γιά τή λίπανση τῶν ἐδαφῶν.

Μέ τούς μηχανισμούς, πού ἀναφέρθηκαν παραπάνω, συμπληρῶνεται ὁ κύκλος τοῦ ἀζώτου στή φύση, πού εἶναι ἡ δέσμευση τοῦ ἀτμοσφαιρικοῦ ἀζώτου γιά τήν ἀνάπτυξη τῶν φυτῶν καί τῶν ζῶων καί τήν ἐπαναφορά του καί πάλι, μετά τό θάνατό τους, σάν ἐλευθέρου ἀζώτου στήν ἀτμόσφαιρα.

13.5 Εὐγενή ἀέρια.

Γενικά. Ἡ μηδενική ὁμάδα τοῦ περιοδικοῦ συστήματος περιλαμβάνει τά στοιχεῖα: *ἥλιο* (He), *νέο* (Ne), *ἀργό* (A), *κρυπτό* (Kr), *ξένο* (Xe) καί *ραδόνιο* (Rn).

Στό σύνολό τους τά στοιχεῖα αὐτά εἶναι ἀέρια, χαρακτηρίζονται ἀπό μεγάλη χημική ἀδράνεια, καί ὀνομάζονται *σπάνια* ἢ *εὐγενή ἀέρια*.

Μέ ἐξαίρεση τό ἥλιο, στό ὁποῖο ἡ ἐξῶτατη στοιβάδα εἶναι ἡ K καί ἔχει δύο ἡλεκτρόνια, ἡ ἐξῶτατη στοιβάδα τῶν ἀτόμων ὧλων τῶν ὑπολοίπων εὐγενῶν ἀερίων εἶναι συμπληρωμένη μέ ὀκτώ ἡλεκτρόνια. Στό γεγονός αὐτό ὀφείλεται καί ἡ μεγάλη χημική ἀδράνεια τῶν στοιχείων αὐτῶν.

Ἀνακάλυψη τῶν εὐγενῶν ἀερίων. Τό 1892 ὁ *Lord Rayleigh* παρήρρησε μία συστηματική διαφορά τῆς πυκνότητος μεταξύ τοῦ ἀζώτου, πού παρασκευάζεται μέ θέρμανση ἀμμωνιακῶν ἀλάτων καί τοῦ ἀζώτου, πού λαμβάνεται ἀπό τόν ἀτμοσφαιρικό ἀέρα. Συγκεκριμένα, ἡ πυκνότητα τοῦ δευτέρου βρίσκεται πάντοτε κατὰ

0,47% μεγαλύτερη από την πυκνότητα του πρώτου. Η παρατήρηση αυτή οδήγησε στη σκέψη ότι ενδεχομένως το άζωτο του αέρα συνοδεύεται από ένα αέριο μεγαλύτερης πυκνότητας από αυτό. Γιά να αποδείξει την υπόθεση αυτή ο *Ramsay* τό 1894 διεβίβασε τό άτμοσφαιρικό άζωτο επάνω από διάπυρο μαγνήσιο, όποτε τό άζωτο κατακρατήθηκε σάν άζωτοϋχο μαγνήσιο (Mg_3N_2) ενώ έξαιρέθηκε ένα χημικά άδρανές αέριο, πού τό όνόμασε άργό (άπό την έλληνική λέξη *ἀργός* δηλ. άδρανής).

Λίγα χρόνια άργότερα, ο *Rayleigh* καί ο *Ramsay* πέτυχαν νά απομονώσουν σημαντικά ποσά άργού, μέ κλασματική απόσταξη του υγρού αέρα, γεγονός πού επέτρεψε την ανακάλυψη νέων στοιχείων, πού μοιάζουν μέ τό άργό καί συνυπάρχουν μαζί του στόν άτμοσφαιρικό αέρα.

Τά στοιχεΐα αυτά είναι τό νέο, τό κρυπτό καί τό ξένο, πού όνομάστηκαν έτσι άπό τίς ελληνικές λέξεις νέος, κρυπτός καί ξένος αντίστοιχα. Άργότερα, ο *Ramsay* βρήκε τό ήλιο στά άέρια, πού είναι έγκλειστα στό ραδιενεργό όρυκτό κλεβίτης. Τό ήλιο είχε προγενέστερα ανακαλυφθεί φασματοσκοπικά άπό τόν *Janssen* στό φάσμα του ήλιου, κατά την έκλειψη του στις 18 Αύγουστου του 1868, άπό όπου καί πήρε τό όνομά του. Τό ήλιο συνυπάρχει στόν άτμοσφαιρικό αέρα μέ τά άλλα εύγενή άέρια.

Γενικές ιδιότητες των εύγενών αερίων. Τά εύγενή άέρια είναι στό σύνολό τους μονοατομικά καί άχρωα. Διαλύονται ελάχιστα στό νερό καί υγροποιούνται σέ πολύ χαμηλές θερμοκρασίες. Όπως αναφέρθηκε, επειδή ή έξωτερική ήλεκτρονική στοιβάδα των ατόμων τους είναι συμπληρωμένη, τά στοιχεΐα αυτά είναι χημικά άδρανή.

Κάτω άπό όρισμένες συνθήκες όμως μπορούν νά σχηματισθούν ενώσεις εύγενών αερίων, όπως π.χ. του ήλιου μέ τό βολφράμιο (WH_2) καί τόν υδράργυρο ($HgHe$), φθοριούχος καί όξυγονούχος ενώσεις του ξένου (XeF_2 , XeF_4 , XeF_6 , $XeOF_2$, $XeOF_4$), όξειδια του ξένου (XeO_2 καί XeO_4) κ.ά., καθώς επίσης καί κρυσταλλικά ένυδρα, όπως π.χ. του κρυπτού ($Kr \cdot 5H_2O$) καί του ξένου ($Xe \cdot 6H_2O$ καί $Xe \cdot 7H_2O$).

Παρασκευή των εύγενών αερίων. Τά εύγενή άέρια λαμβάνονται μέ άποχωρισμό άπό τόν άτμοσφαιρικό αέρα· κυρίως παρασκευάζονται καί χρησιμοποιούνται τό άργό, τό ήλιο καί τό νέο.

Τό άργό παρασκευάζεται μέ διαβίβαση αέρα μέσα άπό μίγμα, πού αποτελείται άπό έννέα μέρη βάρους άνθρακασβεστίου (CaC_2) καί ένα χλωριούχου βαρίου ($BaCl_2$), πού θερμαίνεται στους $800^\circ C$ σέ σιδερένια δοχεία. Κατά τή διαβίβαση, τό άζωτο μέ τό άνθρακασβέστιο σχηματίζει κυαναμίδη του άσβεστίου ($CaCN_2$) καί άποχωρίζεται, τό δέ όξυγόνο μετατρέπεται σέ διοξείδιο του άνθρακα, πού κατόπιν κατακρατείται άπό διάλυμα καυστικού καλίου. Τό προϊόν, πού παραμένει, αποτελείται άπό άργό καί άλλα εύγενή άέρια, πού υγροποιείται καί έξατμίζεται στή θερμοκρασία του υγρού αέρα. Στην άρχή έξατμίζονται τό ήλιο καί τό νέο καί κατόπιν τό άργό, ένω τό κρυπτό καί τό ξένο παραμένουν.

Τό άργό παρασκευάζεται, επίσης, άπό τό υγρό όξυγόνο, τό όποιο περιέχει 3% περίπου άργό.

Τό ήλιο, έξ άλλου, έκτός άπό τόν άτμοσφαιρικό αέρα, βρίσκεται καί στά διάφορα είδη φυσικών αερίων (σέ αναλογία 0,01% έως 8%), κυρίως στά φυσικά άέρια του Texas καί του Kansas τών Η.Π.Α., άπό τά όποια καί παρασκευάζεται βιομηχανικά. Γιά τήν παρασκευή του ήλιου, αφαιρείται πρώτα τό διοξείδιο του άνθρακα καί τό ύ-

πόλοιπο διαβιβάζεται σε ψυκτική στήλη, όπου υγροποιούνται όλα τα αέρια, εκτός από το αζωτο το ήλιο και το μεθάνιο. Κατόπιν, μέ επανειλημμένες συμπίεσεις του μίγματος σε 100 ατμόσφαιρες και έκτονώσεις, λαμβάνεται το ήλιο στους -200°C , που είναι καθαρότητας 99%. Το ήλιο μπορεί να καθαρισθεί ακόμα περισσότερο μέ ενεργό άνθρακα ό οποίος απορροφά όλα τα εύγενή αέρια, εκτός από το ήλιο.

Χρήσεις των εύγενών αερίων. Το άργό χρησιμοποιείται για τό γέμισμα των ηλεκτρικών λαμπτήρων, των οποίων τό νήμα πυρακτώσεως είναι από βολφράμιο. Χρησιμοποιείται επίσης για τά δημιουργία αδρανούς ατμόσφαιρας στήν αυτόγενή συγκόλληση των μετάλλων.

Τό ήλιο, επειδή είναι πολύ ελαφρό και δέν αναφλέγεται, χρησιμοποιείται για τήν πλήρωση των αεροστάτων. Επίσης, επειδή ή θερμοκρασία του υγρού ήλιου είναι πολύ χαμηλή, τό υγρό ήλιο χρησιμοποιείται στά έργαστήρια, για νά επιτυγχάνονται πολύ χαμηλές θερμοκρασίες.

Τό ήλιο χρησιμοποιείται στά νοσοκομεία μέ αναισθητικά για τή θεραπεία του άσθματος και άλλων πνευμονικών παθήσεων. Χρησιμοποιείται επίσης, αντί του άζώτου, για τήν παρασκευή τεχνητού άέρα για τούς δύτες, επειδή δέν διαλύεται στό αίμα. Τό ήλιο, τέλος, χρησιμοποιείται για τήν ψύξη γεννητηρίων και σάν ατμόσφαιρα για τήν ψύξη μετάλλων, λόγω τής μικρής διαλυτότητάς του σε αυτά.

Τό νέο χρησιμοποιείται στους φωτεινούς λαμπτήρες των διαφημίσεων, διότι, όταν βρίσκεται μέ χαμηλή πίεση μέσα σε σωλήνες, όπου συμβαίνουν ηλεκτρικές εκκενώσεις, δίνει ωραίο πορτοκαλέρυθρο χρώμα. Για τήν ίδια χρήση επιτυγχάνονται διάφοροι χρωματισμοί, μέ τή χρησιμοποίηση μιγμάτων εύγενών αερίων και συνήθως ύδραργύρου. Έτσι λευκό λαμπρό χρώμα επιτυγχάνεται μέ μίγμα νέου, άργου και ύδραργύρου, βαθύ κυανό μέ μίγμα άργου και ύδραργύρου, πράσινο μέ άργό μέσα σε σωλήνα από ήλεκτρο, χρυσό μέ ήλιο μέσα σε κίτρινο σωλήνα κ.ά.

13.6 Φωσφόρος (Ρ).

Προέλευση. Ό φωσφόρος δέν άπαντά ελεύθερος. Στο στερεό φλοιό τής γής, άπαντά μέ τή μορφή όρυκτων, σπουδαιότερα από τά όποια είναι ό άπατίτης $[3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2]$, ό *χλωριοπατίτης* $[3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaCl}_2]$ και ό *φωσφορίτης* $[\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2]$.

Ό φωσφόρος άπαντά στους ζωικούς και τούς φυτικούς ιστούς. Μέ τή μορφή λεκυθινών, άπαντά στον έγκέφαλο, τό αίμα, τά νεύρα, τό κίτρινο του αύγου κ.ά. Τά όστα περιέχουν 58% περίπου φωσφορικό άσβέστιο $[\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2]$.

Παρασκευή. Βιομηχανικά, ό φωσφόρος παρασκευάζεται μέ θέρμανση μίγματος φωσφορικών όρυκτων (π.χ. φωσφορίτη ή άπατίτη) μέ κώκ και άμμο, σε ηλεκτρικές καμίνους που θερμαίνονται μέ βολταϊκό τόξο μεταξύ ηλεκτροδίων από άνθρακα (ρεύμα 5000 έως 3000 Amp και τάση 150 έως 300 Volts αναπτύσσουν θερμοκρασία 1500°C περίπου) όπότε σχηματίζεται πεντοξειδίο του φωσφόρου (P_2O_5) του όποιου ή δομή άνταποκρίνεται στον τύπο P_4O_{10} :



Κατόπιν, ό άνθρακας άνάγει τό πεντοξειδίο του φωσφόρου σε φωσφόρο, ό ό-

ποῖος ἀποστάζει:



Οἱ ἀτμοὶ τοῦ φωσφόρου (πού ἀναποκρίνονται στὸν τύπο P_4) μετὰ τὴν ἀπομάκρυνση τῆς κόνεως, τὴν ὁποία παρασύρουν (μέ ἠλεκτροστατική καθίζηση), συμπυκνώνονται, κάτω ἀπὸ νερό, σέ λευκὸ φωσφόρο.

Τὸ σύνολο σχεδὸν τοῦ φωσφόρου, πού λαμβάνεται μέ τὸν τρόπο αὐτό, μετατρέπεται, μέ καύση, σέ πεντοξειδίου τοῦ φωσφόρου (P_4O_{10}) καί κατόπιν σέ ἄλλες ἐνώσεις τοῦ φωσφόρου, ὅπως τὰ φωσφορικά ἅλατα, πού εἶναι καί ἡ μορφή μέ τὴν ὁποία συνήθως χρησιμοποιεῖται.

Γιὰ εἰδικές χρήσεις, ὅπου ἀπαιτεῖται καθαρὸς φωσφόρος, ὁ λευκὸς φωσφόρος, πού παρασκευάζεται βιομηχανικά, μπορεῖ νά καθαρισθεῖ σέ ἐργαστήριον, μέ τήξη σέ διάλυμα διχρωμικοῦ καλίου καί θειικοῦ ὀξέος ($K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4$), ὅποτε ὀξειδώνονται ὅλες οἱ προσμίξεις πού περιέχονται στό φωσφόρο.

Ἰδιότητες.

Φυσικές — Χημικές. Ὁ φωσφόρος μπορεῖ νά παρασκευασθεῖ σέ πολλές ἀλλοτροπικές μορφές, ἀπὸ τίς ὁποῖες ὁ λευκὸς (ἢ κίτρινος) καί ὁ ἐρυθρὸς φωσφόρος εἶναι οἱ περισσότεροι γνωστοί. Σέ κατάσταση ἀτμῶν καί στὰ διαλύματά του στό διθειοῦχο ἄνθρακα τὸ μῦριο τοῦ φωσφόρου εἶναι P_4 μέ τὰ ἄτομα τοῦ φωσφόρου ἐνωμένα μέ ἀπλούς ὁμοιοπολικούς δεσμούς σέ τετραεδρική δομή.

α) **Λευκὸς ἢ κίτρινος φωσφόρος.** Εἶναι ἡ μορφή τοῦ φωσφόρου, πού λαμβάνεται ἀπὸ τὴ βιομηχανική του παρασκευή.

Εἶναι στερεό, ὑποκίτρινο, διαφανές, κρυσταλλικὸ σῶμα. Ἔχει πυκνότητα 1,83, τήκεται στοὺς $44^\circ C$ καί ζεῖει στοὺς $287^\circ C$. Ἀναφλέγεται στὸν ἀέρα στοὺς $30^\circ C$ καί, γιὰ τὸ λόγο αὐτό, φυλάγεται κάτω ἀπὸ τὸ νερό. Ὁ λευκὸς φωσφόρος εἶναι ἀδιάλυτος στό νερό, διαλύεται ὁμως στό διθειοῦχο ἄνθρακα (CS_2), τὸ βενζόλιο, τὸ νέφτι κ.ἄ.

Ὅταν ἐκτεθεῖ στὸν ἀέρα, ἡ τὸ ὀξυγόνο σέ συνήθη θερμοκρασία, ὀξειδώνεται μέ σχηματισμὸ λευκῶν ἀτμῶν καί πρασινωπῆς φλόγας, πού εἶναι ὁρατὴ στό σκοτάδι (φωσφορισμός). Ὅταν θερμανθεῖ στὸν ἀέρα στοὺς $30^\circ C$, καίγεται σέ πεντοξείδιο τοῦ φωσφόρου (P_4O_{10}).



Ἀντιδρᾶ ζωηρὰ μέ τὰ ἀλογόνα καί δίνει τρί- καί πεντα- ἀλογονοῦχες ἐνώσεις τοῦ φωσφόρου. Ἐνώνεται ζωηρὰ μέ τὸ θεῖο καί σχηματίζει θειοῦχες ἐνώσεις τοῦ φωσφόρου, καθὼς καί μέ πολλὰ μέταλλα, σχηματίζοντας φωσφοροῦχες ἐνώσεις τῶν μετάλλων.

Ἐπειδὴ ὀξειδώνεται πολὺ εὐκόλα, συμπεριφέρεται σάν ἀναγωγικὸ. Ἀνάγει τὸ νιτρικὸ ὀξύ καί τὰ διαλύματα τῶν ἀλάτων τοῦ χαλκοῦ, τοῦ ἀργύρου καί τοῦ χρυσοῦ στὰ ἀντίστοιχα μέταλλα. Ἀντιδρᾶ ἐπίσης μέ θερμὰ διαλύματα καυστικῶν ἀλκαλίων καί σχηματίζει *φωσφίνη* (PH_3).

Ὁ λευκὸς φωσφόρος καί οἱ ἀτμοὶ του εἶναι πολὺ δηλητηριώδεις. Ἡ θανατηφόρος δόση εἶναι 0,15 g. Σέ περιπτώσεις δηλητηριάσεως ἀπὸ φωσφόρο, δίνεται ἀρχικὰ θεικὸς χαλκὸς σάν ἐμετικὸ, καί κατόπιν ὑπεροξείδιο τοῦ ὑδρογόνου ἢ ὑπερμαγγανικὸ κάλιο.

β) **Ἐρυθρὸς φωσφόρος.** Ὅταν ὁ λευκὸς φωσφόρος θερμανθεῖ ἀπουσία ἀέρα ἢ σέ ἄδρανὴ ἀτμόσφαιρα, στοὺς $230^\circ C$ ἕως $250^\circ C$, κυρίως παρουσία καταλύτη (ἱ-

χην $i\omega\delta\iota\upsilon\sigma\iota\upsilon$), μετατρέπεται σέ έρυθρά μάζα, τόν έρυθρό φωσφόρο. 'Ο έρυθρός φωσφόρος είναι ή σταθερότερη μορφή του φωσφόρου.

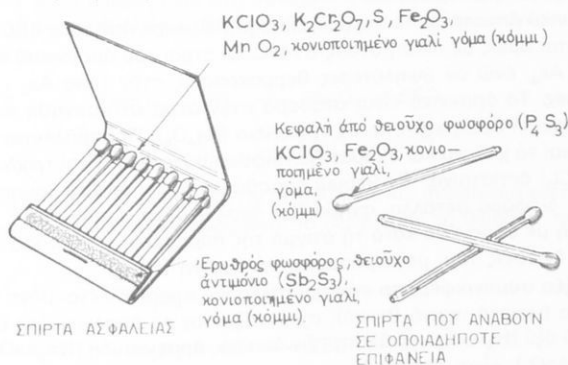
Μέ θερμανση στόν άέρα, ό έρυθρός φωσφόρος ανάφλέγεται στους 260°C . Έχει πυκνότητα 2,15 έως 2,35 καί εξαχνώνεται στους 450°C . Είναι αδιάλυτος στό διθειούχο άνθρακα, τήν άλκοόλη καί τό βενζόλιο. Είναι επίσης πολύ λιγότερο δραστικός χημικά από τό λευκό φωσφόρο.

Χρήσεις του φωσφόρου. 'Η κυριότερη χρήση του φωσφόρου είναι ή βιομηχανική παρασκευή του φωσφορικού όξεος καί τών φωσφορικών αλάτων πού χρησιμοποιούνται ως λιπάσματα. Τά φωσφορικά άλατα χρησιμοποιούνται άκόμα ως πρόσθετα στά τρόφιμα (π.χ. baking powder, τυρί, παιδικές τροφές, σοκολάτες κ.ά), ως άπορροπαντικά ή μέσα άποσκληρύνσεως του νερού, στή βαφική καί τήν ύφαντουργία, τήν κατεργασία τών μετάλλων καί τήν παρασκευή κραμάτων. 'Ο φωσφόρος χρησιμοποιήθηκε επίσης σέ πολεμικούς σκοπούς γιά τή δημιουργία προπετάσματος καπνού καί κατασκευή έμπρηστικών βομβών.

Σπίρτα (πυρρεία).

Κατά τόν περασμένο αιώνα ό φωσφόρος χρησιμοποιήθηκε άποκλειστικά σχεδόν γιά τήν παρασκευή σπέρτων.

Από τό 1840 παρασκεύαζαν σπίρτα, μέ κεφαλή από μίγμα λευκού φωσφόρου, χλωρικού καλίου, θείου καί γόμας. 'Επειδή όμως ό λευκός φωσφόρος είναι δηλητηριώδης, κατεβλήθη προσπάθεια νά άντικατασταθεί. Τά *σπίρτα άσφαλείας* (Safety matches), τά όποία άντικατάστησαν τά άρχικά σπίρτα, δέν περιέχουν φωσφόρο (σχ. 13.6). 'Η κεφαλή τους άποτελείται από μίγμα χλωρικού καλίου, διχρωμικού



Σχ. 13.6.

Σύσταση των σπέρτων.

καλίου, θείου, τριοξειδίου του σιδήρου, υπεροξειδίου του μαγγανίου, κόνεως γυαλιού καί γόμας (κόμμι). Τά σπίρτα αυτά ανάφλέγονται μέ τρίψιμο σέ επιφάνεια, πού άποτελείται από μίγμα έρυθρού φωσφόρου, θειούχου άντιμονίου, κόνεως γυαλιού καί γόμας. Τά σπίρτα, πού ανάφλέγονται άν τριφθούν σέ όποιαδήποτε ανώμαλη επιφάνεια, άποτελούνται από μίγμα θειούχου φωσφόρου (P $_4$ S $_3$) καί χλωρικού καλίου ή πυρολουσίτη, όξειδίου του σιδήρου, κόνεως γυαλιού καί γόμας.

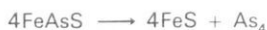
13.7 Άρσενικό (As).

Προέλευση. Το άρσενικό άπαντά ελεύθερο σε μικρά ποσά. Τα κυριότερα όρυκτά του είναι η *έρυθρη σανδαράχη* (As_2S_2), η *κίτρινη σανδαράχη* (As_2S_3) και ο *άλ-σενοπουρίτης* (FeAsS). Άπαντά επίσης ένωμένο με το κοβάλτιο, το νικέλιο και το μόλυβδο.

Παρασκευή. Το άρσενικό παρασκευάζεται με φρύξη των άρσενοπουριτών και άλλων πλουσίων σε άρσενικό όρυκτων, όποτε το άρσενικό μετατρέπεται σε όξειδιο (As_4O_6), το όποιο ανάγεται σε άρσενικό από άνθρακα:



Μπορεί επίσης να παρασκευασθεί με απόσταξη του άρσενοπουρίτη άπουσία αέ-ρα:



όποτε το άρσενικό αποσπάσει και συλλέγεται με συμπύκνωση των ατμών του.

Ίδιότητες.

α) **Φυσικές.** Το άρσενικό συναντάται σε τρεις αλλοτροπικές μορφές.

- 1) Το *φαιό* ή γ- *άρσενικό*, που είναι η κοινή μορφή του άρσενικού.
- 2) Το *μαύρο* ή β- *άρσενικό*.
- 3) Το *κίτρινο* ή α- *άρσενικό*.

Το άρσενικό αποσπάσει σε θερμοκρασία μεγαλύτερη από τους 450°C , χωρίς να τακεί. Τήκεται όμως με πίεση στους 814°C . Οι ατμοί του άρσενικού αντίστοιχούν στον τύπο As_4 , ενώ σε υψηλότερες θερμοκρασίες στον τύπο As_2 .

β) **Χημικές.** Το άρσενικό είναι σταθερό στον αέρα στη συνήθη θερμοκρασία. Όταν θερμανθεί όμως καίγεται σε τριοξείδιο (As_2O_5). Προσβάλλεται εύκολα από το φθόριο και το χλώριο και σχηματίζει τριφθοριοϋχο (AsF_3) και τριχλωριοϋχο άρ-σενικό (AsCl_3) αντίστοιχα. Έν θερμώ προσβάλλεται και από το βρώμιο. Όταν τα-κεί μαζί με διάφορα μέταλλα, σχηματίζει άρσενικοϋχα παράγωγα.

Σε έπαφή με ύδρογόνο κατά τή στιγμή τής παρασκευής του τόσο το άρσενικό όσο και οι ένώσεις του, μετατρέπονται σε άρσίνη (AsH_3).

Με τα όξεία συμπεριφέρεται σαν άμέταλλο και προσβάλλεται μόνο από τα όξει-δωτικά όξεία (νιτρικό πυκνό θειικό), σχηματίζοντας το άρσενικόδες (H_3AsO_3) και το άρσενικό όξύ (H_3AsO_4), τα άλατα των όποιων, άρσενικόδη (Na_3AsO_3) και άρσε-νικά (Na_3AsO_4), είναι σταθερά.

Το άρσενικό είναι αδιάλυτο στα διαλύματα καυστικών αλκαλίων αντιδρά όμως με τήγματα καυστικών αλκαλίων και σχηματίζει άρσενικόδη άλατα και ύδρογόνο.



Χρήσεις. Το άρσενικό χρησιμοποιείται στην κατασκευή κραμάτων, έπειδή σε μικρά ποσά δίνει λάμψη, άντοχή και σκληρότητα. Σε άναλογία 0,5% στο μόλυβδο σχηματίζει σκληρό κράμα, από το όποιο είναι κατασκευασμένα τα σκάγια.

Οι ένώσεις του άρσενικού χρησιμοποιούνται στη βιομηχανία των χρωμάτων και

τή βυρσοδεψία, τήν ύαλουργία καί τήν παρασκευή σμάλτων, καθώς καί τή συντήρηση τών ξύλων κ.ά.

Οι ενώσεις του άρσενικού είναι πολύ δηλητηριώδεις μικρές όμως δόσεις άρσενικού χρησιμοποιούνται ως τονωτικά φάρμακα του οργανισμού. Ένώσεις του άρσενικού, χρησιμοποιούνται ως φάρμακα, επίσης στη γεωργία για τήν καστροφή βλαβερών ζιζανίων, έντόμων καί σκουλικιών.

13.8 Άντιμόνιο (Sb).

Προέλευση. Τό άντιμόνιο άπαντά έλεύθερο σέ μικρά ποσά στη Βόρνεο, Σιβηρία κ.ά. Τό κυριότερο όρυκτό του είναι ό στιβνίτης, ή άντιμονίτης (Sb_2S_3), μαύρος μέ μεταλλική λάμψη, πού βρίσκεται κυρίως στη Βόρνεο, Ίαπωνία, Καναδά καί Καλιφόρνια. Συναντάται άκόμα μέ τή μορφή βαλεντινίτη (Sb_2O_3) καί σπανιότερα ως σερβανίτης (Sb_2O_4), πυραργυρίτης (Ag_3SbS_3) κ.ά.

Παρασκευή. Τό άντιμόνιο έξάγεται κυρίως άπό τόν άντιμονίτη. Μέ τήξη του όρυκτου (σ.ζ. $590^{\circ}C$), ό άντιμονίτης άποχωρίζεται άπό τίς γαιώδεις προσμίξεις του. Κατόπιν θερμαίνεται μέ σίδηρο:

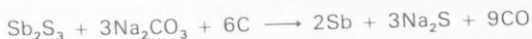


όποτε σχηματίζεται άντιμόνιο καί θειούχος σίδηρος, ό όποιος έπιπλεί του άντιμονίου στό τήγμα καί άποχωρίζεται.

Άλλη μέθοδος έξαγωγής άντιμονίου, πού εφαρμόζεται κυρίως σέ πτωχά σέ άντιμόνιο όρυκτά, είναι ή φρύξη καί στη συνέχεια ή άναγωγή. Κατά τή φρύξη, τό άντιμόνιο μετατρέπεται σέ όξειδίο (Sb_4O_6 ή Sb_2O_4) καί παραμένει λίγο θειούχο άντιμόνιο (Sb_2S_3):



Τό προϊόν τής φρύξεως άναμινύεται μέ άνθρακα καί άνθρακικό νάτριο καί θερμαίνεται σέ χωνευτήρια, όποτε άνάγονται τά όξειδία καί τό θειούχο άντιμόνιο, σέ άντιμόνιο:



Τό άντιμόνιο, πού παρασκευάζεται μέ τίς παραπάνω μεθόδους, καθαρίζεται μέ επανειλημμένες τήξεις μέ νιτρικό κάλιο, για να όξειδωθούν οι προσμίξεις προς σκωρία πού άποχωρίζεται εύκολα.

Άπόλυτα καθαρό άντιμόνιο, παρασκευάζεται μέ ήλεκτρόλυση.

Ιδιότητες.

α) **Φυσικές.** Τό άντιμόνιο είναι άργυρόλευκο, σκληρό εύθραυστο μέταλλο πού

κονιοποιείται εύκολα. Η πυκνότητά του είναι 6,68, τήκεται στους 630°C και ζέει στους 1440°C. Η πυκνότητα των άτμων του αντιστοιχεί στον τύπο Sb_2 . Εκτός από αυτή την μορφή αντιμονίου, που είναι γνωστή ως *κρυσταλλικό* ή *ρομβοεδρικό* ή β- *άντιμόνιο*, υπάρχουν και άλλες αλλοτροπικές μορφές του αντιμονίου. Αυτές είναι το *κίτρινο* ή α- *άντιμόνιο*, που είναι άμορφο, διαλυτό στο διθειούχο άνθρακα και σταθερό στις χαμηλές θερμοκρασίες. Σέ θερμοκρασίες υψηλότερες από -90°C, μετατρέπεται σε *μέλαν αντιμόνιο* που είναι άμορφη μαύρη κόνις. Υπάρχει ακόμα και το *έκρηκτικό αντιμόνιο*, πολύ άσταθής αλλοτροπική μορφή του αντιμονίου, το οποίο παρασκευάζεται με ηλεκτρόλυση διαλύματος τριχλωριούχου αντιμονίου σε υδροχλώριο, και το οποίο εκρήγνυται στους 200°C.

β) **Χημικές.** Το αντιμόνιο ενώνεται με πολλά σώματα, όπως το θείο, ο φωσφόρος, το άρσενικό. Στη συνήθη θερμοκρασία δεν οξειδώνεται στον αέρα και διατηρεί τη μεταλλική του λάμψη. Με θέρμανση όμως καίεται με κυανή φλόγα σε τριοξείδιο του αντιμονίου (Sb_4O_6).

Το άραιο υδροχλωρικό και το θειικό οξύ ελάχιστα επίδρουν στο αντιμόνιο, ενώ τα πυκνά διαλύματά τους το μετατρέπουν στα αντίστοιχα άλατά του:



Λιγότερο πυκνά διαλύματα θειικού οξέος, σχηματίζουν άλατα του αντιμονίου (δηλαδή της ρίζας - SbO). Τό άλας που σχηματίζεται είναι το θειικό αντιμονύλιο (SbO)₂ SO_4 στο οποίο η ρίζα - SbO είναι μονοσθενής. Τό αντιμονύλιο σχηματίζει άλατα και με άλλα οξέα. Μεταξύ αυτών των αλάτων είναι και το τρυγικό καλιοαντιμονύλιο, γνωστό ως *έμετική τρύγα*, το οποίο χρησιμοποιούσαν άλλοτε σαν έμετικό.

Τό νιτρικό οξύ οξειδώνει το αντιμόνιο σε αδιάλυτα οξείδια (Sb_4O_6 και Sb_2O_{10}). Τό αντιμόνιο μετατρέπεται επίσης σε τριοξείδιο από τούς υδρατμούς σε υψηλή θερμοκρασία.

Χρήσεις. Τό αντιμόνιο χρησιμοποιείται κυρίως για την κατασκευή κραμάτων, κυριότερο από τα όποια είναι τό κράμα των τυπογραφικών στοιχείων, που αποτελείται από 60% μόλυβδο, 20 έως 30% αντιμόνιο και 10 έως 20% κασσίτερο. Άλλα κράματα είναι ό σκληρός ή αντιμονιούχος μόλυβδος, περιεκτικότητας 15 έως 25% σε αντιμόνιο και τα κράματα αντίτριβής που αποτελούνται από κασσίτερο, αντιμόνιο και χαλκό, και χρησιμοποιούνται σε μηχανικές κατασκευές. Η παρουσία του αντιμονίου στα κράματα, τούς δίνει σκληρότητα.

Τό μεταλλικό αντιμόνιο χρησιμοποιείται και για την κατασκευή θερμοηλεκτρικών στηλών.

Τό θειούχο αντιμόνιο (Sb_2S_3) χρησιμοποιείται στην παρασκευή σπέρτων. Τό πενταθειούχο αντιμόνιο (Sb_2S_5) χρησιμοποιείται για τό βουλκανισμό και την βαφή του καουτσούκ. Τό αντιμόνιο χρησιμοποιείται επίσης για την παρασκευή χρωμάτων, όπως τό λευκό του αντιμονίου και τό μέλαν του αντιμονίου, που χρησιμοποιούνται για την επίστρωση μετάλλων και γύψων.

Τέλος, ενώσεις του αντιμονίου χρησιμοποιούνται στην κατασκευή σμάλτων και στο χρωματισμό της πορσελάνης.

13.9 Βισμούθιο (Bi).

Προέλευση. Σέ ὀρισμένα μέρη, ὅπως στή Βολιβία, τό βισμούθιο ἀπαντᾷ πολύ καθαρό καί σέ ἐλεύθερη κατάσταση. Ἀπαντᾷ ἐπίσης καί μέ τή μορφή ὀρυκτῶν, σπουδαιότερα ἀπό τά ὁποῖα εἶναι ὁ βισμούθινος (Bi_2S_3), ἡ ὥχρα τοῦ βισμούθιου (Bi_2O_3) καί ὁ βισμούθιτης (ἀνθρακικό βισμούθιο).

Παρασκευή παρασκευάζεται ἀπό τά ὀρυκτά του μέ θέρμανση μέσα σέ κλειστούς σωλῆνες, ὁπότε τό βισμούθιο, πού ἔχει χαμηλό σημεῖο τήξεως (268°C), ἀποχωρίζεται ὡς ὑγρό.

Ἀπό τά θειοῦχα καί ἀνθρακικά ὀρυκτά του, τό βισμούθιο λαμβάνεται καί μέ φρύξη, ὁπότε τά ἄλατα τοῦ βισμούθιου μετατρέπονται σέ ὀξειδιο (Bi_2O_3), τό ὁποῖο ἀνάγεται κατόπιν ἀπό ἀνθρακα σέ μεταλλικό βισμούθιο:



Ἰδιότητες. Εἶναι σκληρό, λαμπρό μέταλλο, ἀνοικτοῦ φαιοῦ χρώματος. Ἐχει σαφέστερα μεταλλικό χαρακτήρα ἀπό τό ἀρσενικό καί τό ἀντιμόνιο. Στή συνήθη θερμοκρασία δέν προσβάλλεται ἀπό τόν ἀτμοσφαιρικό ἀέρα. Μέ θέρμανση ὁμως ὀξειδώνεται ἀργά καί τελικά καίεται, σχηματίζοντας ταυτοχρόνως καπνοῦς ὀξειδίου (Bi_2O_3). Ἐνώνεται μέ τά ἀλογόνα καί τό θεῖο καί ἀντιδρᾷ ἀργά μέ τούς ὑδρατμούς. Τά ἀραιά ὀξέα (ἐκτός ἀπό τό HNO_3), ἔχουν μικρή ἐπίδραση στό βισμούθιο. Τόσο τό πυκνό ὅσο καί τό ἀραιό νιτρικό ὀξύ, τό μετατρέπουν σέ νιτρικό ἄλας, ἐνῶ τό πυκνό θειικό ὀξύ τό μετατρέπει σέ θειικό ἄλας.

Χρήσεις. Τό βισμούθιο χρησιμοποιεῖται στήν παρασκευή κραμάτων, κυρίως εὐτηκτικῶν, πολλά ἀπό τά ὁποῖα τήκονται καί ἀπό τό ζεστό νερό. Τά σπουδαιότερα ἀπό αὐτά εἶναι τό μέταλλο Wood (βισμούθιο - μόλυβδος - κασσίτερος - κάδμιο) μέ σημεῖο τήξεως 71°C τό μέταλλο Newton κ.ἄ.

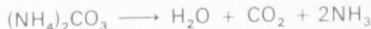
Τά εὐτηκτικά κράματα χρησιμοποιοῦνται στήν κατασκευή δικλείδων ἀσφάλειας στούς ἀτμολέβητες καί σέ διάφορες ἄλλες μηχανές αὐτόματης λειτουργίας. Τό βισμούθιο χρησιμοποιεῖται ἐπίσης στίς συγκολλήσεις χαμηλοῦ σημείου τήξεως. Τό ὀξειδιο τοῦ βισμούθιου καί τό νιτρικό βισμούθιο χρησιμοποιοῦνται στήν κατασκευή εἰδικῶν γυαλιῶν. Μερικές ἐνώσεις τοῦ βισμούθιου χρησιμοποιοῦνται στήν ἱατρική.

13.10 Ἀμμωνία (NH_3).

Προέλευση. Ἰχνη ἀμμωνίας ὑπάρχουν στόν ἀτμοσφαιρικό ἀέρα καί προέρχονται ἀπό τήν ἀποσύνθεση ἀζωτοῦχων ὀργανικῶν ἐνώσεων ἀπό βακτήρια. Ἡ ὁσμὴ της γίνεται ἐντονα αἰσθητὴ σέ χώρους ὅπου συγκεντρώνονται περιττώματα ζώων, διότι, σχηματίζεται ἀμμωνία ἀπό τή διάσπαση τῆς οὐρίας $[\text{CO}(\text{NH}_2)_2]$:



καί

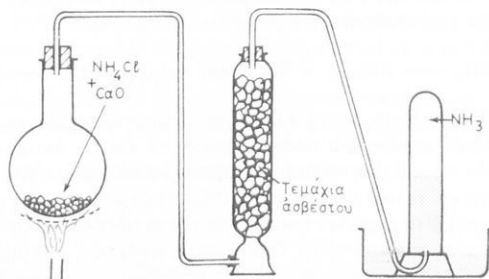
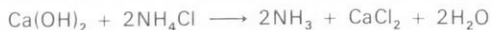


Ἀπό τά ἄλατά της, τό χλωριδοῦχο καί θεικό ἀμμώνιο, ὑπάρχουν σέ ἡφαιστειώδη

μέρη, ενώ τό όξινο άνθρακικό άμμώνιο (NH_4HCO_3) περιέχεται στό *γουανό*, πού εἶναι προϊόν ζυμώσεως περιττωμάτων θαλασσίων πουλιών καί βρίσκεται σέ μεγάλες ποσότητες στά παράλια τῆς Νότιας Ἀμερικής.

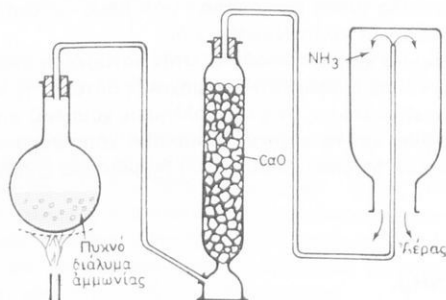
Παρασκευή.

α) **Ἐργαστηριακά.** Ἀμμωνία μπορεῖ νά παρασκευασθεῖ ἔργαστηριακά μέ θέρμανση άμμωνιακοῦ άλατος μέ άλκάλι. Συνήθως χρησιμοποιεῖται χλωριούχο άμμώνιο καί ύδροξείδιο τοῦ άσβεστίου (σχ. 13.10α):



Σχ. 13.10α.

Παρασκευή άμμωνίας μέ θέρμανση χλωριούχου άμμωνίου καί άσβεστού.



Σχ. 13.10β.

Παρασκευή άμμωνίας μέ θέρμανση πυκνοῦ διαλύματος άμμωνίας.

Ἡ άμμωνία πού σχηματίζεται, διαβιβάζεται σέ ξηραντήρια στήλη, πού περιέχει κομμάτια όξειδίου τοῦ άσβεστίου, γιά νά ξηρανθεῖ (τό πυκνό θειικό όξύ ἢ τό χλωριούχο άσβέστιο, πού συνήθως χρησιμοποιοῦνται ὡς ξηραντικά μέσα αέριων, δέν μποροῦν νά χρησιμοποιηθοῦν στήν περίπτωση τῆς άμμωνίας διότι αντιδροῦν μαζί της). Ἐργαστηριακά ἐπίσης, ἡ άμμωνία μπορεῖ νά παρασκευασθεῖ εύκολα μέ θέρμανση πυκνοῦ διαλύματος άμμωνίας (σχ. 13.10β).

β) **Βιομηχανικά.** Ἡ ἀμμωνία παρασκευάζεται σέ μεγάλα ποσά ἀποκλειστικά μέ ἄμεση σύνθεση ἀπό ὕδρογόνο καί ἄζωτο μέ τή μέθοδο Haber - Bosch (1905):



Ἡ σύνθεση αὐτή γίνεται μέ διαβίβαση μίγματος ἀζώτου-ὕδρογόνου σέ ἀναλογία ὄγκου 1:3, ἐπάνω ἀπό καταλύτη πού θερμαίνεται.

Ὡς καταλύτης, χρησιμοποιεῖται σίδηρος σέ πολύ λεπτό διαμερισμό σέ μίγμα μέ ἄλλα σώματα, ὅπως π.χ. ὀξείδιο τοῦ ἀργιλίου, πού αὐξάνουν τήν ἀποτελεσματικότητα καί τή διάρκεια τῆς ζωῆς τοῦ καταλύτη.

Παλαιότερα, πρὶν τήν ἀνάπτυξη τῆς μεθόδου Haber - Bosch, ἡ ἀμμωνία παρασκευαζόταν ἔμμεσα, μέ τή μέθοδο τῆς κυαναμίδης. Μέ θέρμανση ἀσβεστολίθων καί κώκ σέ ηλεκτρική κάμινο, λαμβάνεται στήν ἀρχή ἀνθρακασβέστιο:



Κατόπιν, μέ διαβίβαση ρεύματος ἀζώτου ἐπάνω ἀπό τό ἀνθρακασβέστιο, στή θερμοκρασία πάντοτε τῆς ηλεκτρικῆς καμίνου (1000°C), σχηματίζεται κυαναμίδη τοῦ ἀσβεστίου:



Ἄν ἡ κυαναμίδη τοῦ ἀσβεστίου ὑποβληθεῖ σέ κατεργασία μέ ὕδρατμό ὑπὸ πίεση, ὕδρολύεται σέ ἀμμωνία καί ἀνθρακικό ἀσβέστιο:



Ἡ παραπάνω μέθοδος περιορίζεται σήμερα μέχρι τήν παρασκευὴ τῆς κυαναμίδης τοῦ ἀσβεστίου, ἡ ὁποία χρησιμοποιεῖται ὡς ἄζωτούχο λίπασμα ἢ ὡς ὕλη γιὰ τήν παρασκευὴ ἄλλων ἀζωτούχων ἐνώσεων.

Σημαντικά ποσά ἀμμωνίας (μέ τή μορφή θεικοῦ ἀμμωνίου) λαμβάνονται ὡς παρπροϊόν τῆς βιομηχανικῆς ἀποστάξεως τῶν λιθανθράκων, γιὰ τήν παρασκευὴ κώκ καί φωταερίου. Τό ἄζωτο πού περιέχεται στοὺς λιθάνθρακες (περίπου 1 ἕως 2%), μετατρέπεται μερικά σέ ἀμμωνία, ἡ ὁποία κατακρατεῖται μέ μορφή $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, ἂν διαβιβασθεῖ σέ διάλυμα θεικοῦ ὀξέος:



Τό θεικὸ ἀμμώνιο πού σχηματίζεται, ἀποχωρίζεται μέ κρυστάλλωση καί χρησιμοποιεῖται ὡς λίπασμα.

Ὑπολογίζεται ὅτι γιὰ κάθε τόννο λιθανθράκων, πού ἀποστάζονται, παρασκευάζονται 10 kg περίπου θεικοῦ ἀμμωνίου.

Ἰδιότητες.

α) **Φυσικές.** Ἡ ἀμμωνία εἶναι ἀέριο ἄχρουν μέ χαρακτηριστικὴ ἔντονη ὁσμή. Σέ ἀτμοσφαιρική πίεση ὑγροποιεῖται στοὺς $-33,3^\circ\text{C}$ καί στερεοποιεῖται στοὺς $-77,7^\circ\text{C}$. Εἶναι ἐλαφρότερη ἀπὸ τὸν ἀέρα (1 lt ἀμμωνίας σέ 0°C ζυγίζει 0,771 g).

Διαλύεται στο νερό περισσότερο από κάθε άλλο αέριο. Στους 0°C, ένας όγκος νερού διαλύει 1300 όγκους αμμωνίας και σχηματίζεται διάλυμα περιεκτικότητας 50% κατά βάρος.

Τά έμπορικά διαλύματα της αμμωνίας είναι πυκνότητας 0,88 και περιεκτικότητας 36% κατά βάρος σε αμμωνία. Η μεγάλη διαλυτότητα της αμμωνίας στο νερό, μπορεί να αποδειχθεί πειραματικά ως εξής (σχ. 13.10γ): Στην κάτω φιάλη του σχήματος υπάρχει νερό με δείκτη, ενώ στην επάνω σφαιρική φιάλη υπάρχει αέρια αμμωνία. Αν με το ελαστικό σταγονόμετρο εισαχθεί μικρή ποσότητα νερού στην επάνω φιάλη, διαλύεται τόσο μεγάλη ποσότητα αμμωνίας στο νερό, ώστε η πίεση μειώνεται απότομα και το νερό της κάτω φιάλης ανεβαίνει με τη μορφή πίδακα, χρωματισμένο βέβαια, λόγω αλλαγής χρώματος του δείκτη από την αμμωνία.



Σχ. 13.10γ.

Σχηματισμός πίδακα λόγω της μεγάλης διαλυτότητας της αμμωνίας στο νερό.

β) **Χημικές.** Η πιο σημαντική ιδιότητα της αμμωνίας είναι η αντίδρασή της με τα όξέα για το σχηματισμό αλάτων του αμμωνίου. Ενώνεται απ' ευθείας με το υδροχλωρικό και θειικό οξύ και σχηματίζει χλωριούχο και θειικό αμμώνιο αντίστοιχα:



Όταν η αμμωνία διαλύεται στο νερό, σχηματίζεται ένυδρη αμμωνία, που δίσταται μερικά σε ιόντα αμμωνίου και ιόντα υδροξυλίου:

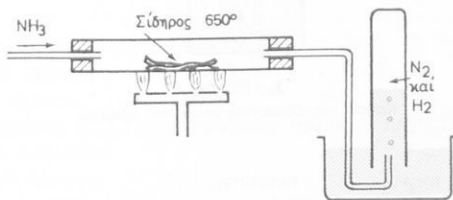


Το διάλυμα περιέχει ελεύθερη αμμωνία, η οποία μπορεί να αναγνωρισθεί από την έντονη οσμή της και μπορεί επίσης να έκχυλισθεί από το διάλυμα με χλωρο-

φόρμιο. Ἡ παρουσία ἐλευθέρων ἰόντων ὕδροξυλίου φαίνεται ἀπὸ τὶς βασικὲς ιδιότητες τοῦ διαλύματος, τὴν ἀγωγιμότητά του καὶ τὴν ἱκανότητά του νὰ καταβυθίζει ἰόντα μετάλλων (π.χ. σιδήρου, ἀργιλίου) μὲ τὴ μορφή ὕδροξειδίων.

Ἡ ἐνυδρὴ ἀμμωνία λαμβάνεται σὲ κρυσταλλικὴ κατάσταση μὲ ψύξη στοὺς -75°C .

Ἡ ἀμμωνία διασπᾶται καταλυτικὰ σὲ ἄζωτο καὶ ὑδρογόνο. Μὲ διαβίβαση ρεύματος ἀμμωνίας ἐπάνω ἀπὸ σίδηρο θερμαινόμενο στοὺς 650°C , ἡ ἀμμωνία διασπᾶται πλήρως (σχ. 13.106).



Σχ. 13.106.

Καταλυτικὴ διάσπαση τῆς ἀμμωνίας σὲ ἄζωτο καὶ ὑδρογόνο.

Ἡ ἀμμωνία ἀντιδρᾷ ἐν θερμῷ μὲ πολλὰ μέταλλα καὶ δίνει προϊόντα ἀντικατάστασης τῶν ὑδρογόνων τῆς. Στὴν περίπτωση τοῦ νατρίου καὶ τοῦ καλίου γίνεται ἀντικατάσταση ἑνὸς ὑδρογόνου καὶ σχηματίζονται ἀμίδια, ὅπως τὸ νατραμίδιο (NaNH_2), ἐνῶ σὲ ἄλλες περιπτώσεις, ὅπως μὲ τὸ μαγνήσιο, τὸ σίδηρο κ.ἄ., γίνεται ἀντικατάσταση ὅλων τῶν ὑδρογόνων καὶ σχηματίζονται νιτρίδια:



Ἡ ἀμμωνία ἀναφλέγεται σὲ ἀτμόσφαιρα χλωρίου καὶ σχηματίζονται ἄζωτο καὶ ὕδροχλώριο:



Τὸ ὕδροχλώριο ὅμως, πού σχηματίζεται, ἐνώνεται μὲ τὴν ἀμμωνία σὲ λευκοὺς ἀτμούς χλωριούχου ἀμμωνίου (σχ. 13.10ε):

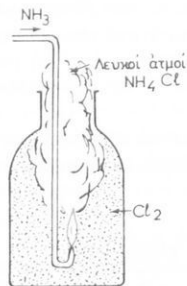


Ἔτσι, ἡ συνολικὴ ἀντίδραση γίνεται:



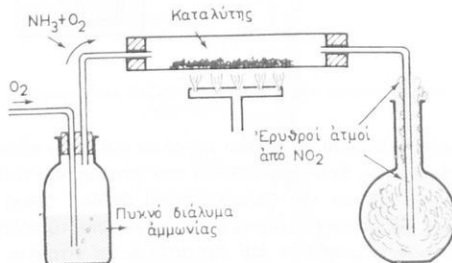
Ἀνάλογη ἀντίδραση λαμβάνει χώρα καὶ μεταξὺ ὕδατικῶν διαλυμάτων χλωρίου καὶ ἀμμωνίας. Τὸ ἰώδιο ἀντιδρᾷ μὲ τὴν ἀμμωνία καὶ σχηματίζεται ἡ ἔνωση $\text{NH}_3 \cdot \text{NJ}_3$ πού εἶναι μαῦρο στερεό σῶμα, ἰδιαίτερα ἐκρηκτικό.

Ἡ ἀμμωνία δὲν καίεται στὸν ἀέρα, ὅταν θερμανθεῖ ὅμως σὲ ἀτμόσφαιρα ὀξυγόνου καίεται σὲ ἄζωτο καὶ νερό:



Σχ. 13.10ε.

Καύση της άμμωνίας μέσα στο χλώριο.



Σχ. 13.10στ.

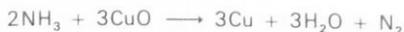
Καταλυτική οξείδωση της άμμωνίας.



Παρουσία καταλύτη (λευκοχρύσου) ή άμμωνία οξειδώνεται σε μονοξείδιο του άζωτου, το οποίο οξειδώνεται από τον αέρα σε διοξείδιο του άζωτου (NO_2) (σχ. 13.10στ):



Η άμμωνία παρουσιάζει ήπιες αναγωγικές ιδιότητες και ανάγει έν θερμώ διάφορα μεταλλικά οξείδια. Έτσι στους 450°C ανάγει το οξείδιο του χαλκού σε χαλκό:



Χρήσεις. Η άμμωνία χρησιμοποιείται σε μεγάλα ποσά για την παρασκευή άζω-τούχων λιπασμάτων, όπως το θειικό άμμώνιο $[(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4]$, το νιτρικό άμμώνιο (NH_4NO_3) , το φωσφορικό άμμώνιο, ή ούρια και η άσβεστοϋχος νιτρική άμμωνία (που αποτελείται από ένα μέρος CaCO_3 και ένα μέρος NH_4NO_3 κατά βάρος). Χρησιμοποιείται επίσης σε μεγάλα ποσά, για την παρασκευή του νιτρικού οξέος.

έκρηκτικῶν ὑλῶν καί στήν παρασκευή πολλῶν ὀργανικῶν σωμάτων, ὅπως χρώματα, φάρμακα καί πλαστικά.

Ἐπειδή ὑγροποιεῖται εὐκόλα καί ἔχει μεγάλη θερμότητα ἐξατμίσεως, χρησιμοποιεῖται ὡς ψυκτικό στήν παρασκευή τοῦ πάγου.

13.11 Ὁξυγονοῦχες ἐνώσεις τοῦ ἀζώτου.

Τό ἀζωτο σχηματίζει μία σειρά ἀπό ὀξειδία καί ὀξυγονοῦχες ἐνώσεις.

α) Ὁξείδια.

Ἵποξείδιο (πρωτοξείδιο) τοῦ ἀζώτου N_2O

Μονοξείδιο τοῦ ἀζώτου NO

Τριοξείδιο τοῦ ἀζώτου N_2O_3

Διοξείδιο τοῦ ἀζώτου (NO_2) καί τετροξείδιο τοῦ ἀζώτου (N_2O_4), πού εἶναι ἡ διμερής μορφή τοῦ διοξειδίου.

Πεντοξείδιο τοῦ ἀζώτου N_2O_5 .

β) Ὁξέα. Ἀπό τά ὀξέα, πού σχηματίζει τό ἀζωτο, τά σπουδαιότερα εἶναι:

Νιτρῶδες ὀξύ HNO_2

Νιτρικό ὀξύ HNO_3

13.12 Ὁξείδια τοῦ ἀζώτου.

Ἵποξείδιο (πρωτοξείδιο) τοῦ ἀζώτου (N_2O). Εἶναι τό πρῶτο ἀπό τά σύγχρονα ἀναισθητικά. Παρασκευάζεται μέ θέρμανση τοῦ νιτρικοῦ ἀμμωνίου (NH_4NO_3) στούς $200^\circ - 220^\circ C$:

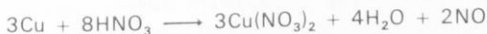


Εἶναι ἀέριο ἄχρουν, ἄοσμο, μέ γλυκεῖα γεύση, λίγο διαλυτό στό νερό καί βαρύτερο ἀπό τόν ἀέρα. Ὄταν θερμαίνεται, διασπᾶται σέ N_2 καί O_2 .

Χρησιμοποιεῖται ὡς γενικό ἀναισθητικό. Φαίνεται ὅτι εἶναι καλύτερο ἀπό τόν αἰθέρα, κυρίως γιά ὀδοντιατρικές καί ἄλλες μικρές χειρουργικές ἐπεμβάσεις.

Στό ἐμπόριο φέρεται ὑγροποιημένο μέσα σέ χαλύβδινες φιάλες. Χρησιμοποιεῖται ἀκόμα γιά τή δημιουργία χαμηλῶν θερμοκρασιῶν ($-130^\circ C$).

Μονοξείδιο τοῦ ἀζώτου (NO). Εἶναι ἄχρουν ἀέριο, οὐδέτερο ὀξείδιο, πού γενικά παρασκευάζεται μέ ἐπίδραση HNO_3 σέ μέταλλα. Π.χ. σέ χαλκό:



Ἐνώνεται εὐκόλα μέ τό ὀξυγόνο καί σχηματίζει τετροξείδιο τοῦ ἀζώτου:



Ὅπως ἀναφέρεται καί στό κεφάλαιο γιά τό νιτρικό ὀξύ, παρασκευάζεται συνθετικά, μέ διαβίβαση ἀτμοσφαιρικοῦ ἀέρα σέ βολταϊκό τόξο. Μία ἀπό τίς πιο χαρακτηριστικές του ιδιότητες εἶναι ἡ τάση νά σχηματίζει προϊόντα προσθήκης μέ διάφορα ἄλλα σώματα.

Τριοξείδιο του άζώτου (N_2O_3). Τό τριοξείδιο του άζώτου είναι ο άνουδρίτης του νιτρώδους όξέος (HNO_2). Είναι σκούρο κυανό ύγρο καί παρασκευάζεται μέ ψύξη μίγματος NO καί N_2O_4 κάτω από τούς $-21^\circ C$:



Είναι πολύ άσταθές καί διασπάται επάνω από τούς $-21^\circ C$. Μέ νερό, σχηματίζει νιτρώδες όξύ.

Τετροξείδιο (N_2O_4) καί διοξείδιο (NO_2) του άζώτου. Τό τετροξείδιο του άζώτου είναι μικτός άνουδρίτης καί σχηματίζει μέ νερό νιτρώδες καί νιτρικό όξύ.

Σχηματίζεται μέ άπ' εύθείας ένωση NO καί O_2 :



Έργαστηριακά, παρασκευάζεται μέ θέρμανση νιτρικών αλάτων, π.χ. νιτρικού μολύβδου [$Pb(NO_3)_2$].



Στή συνήθη θερμοκρασία, είναι καστανόχρουν άέριο. Ύγρό, είναι κίτρινο, ένω στερεό, άχρουν. Σέ θερμοκρασίες μεγαλύτερες από $140^\circ C$, ο μοριακός του τύπος άντιστοιχεί στό διοξείδιο του άζώτου (NO_2). Έχει έντονη όσμή καί είναι δηλητηριώδες. Διαλύματα N_2O_4 σέ όργανικούς διαλύτες (π.χ. βενζόλιο, νέφτι, διθειούχο άνθρακα κλπ.) είναι ύγρά έκρηκτικά.

Πεντοξείδιο του άζώτου (N_2O_5). Είναι ο άνουδρίτης του νιτρικού όξέος. Έπειδή είναι άσταθές, παρασκευάζεται δύσκολα, μέ επίδραση πεντοξειδίου του φωσφόρου σέ άτμίζον νιτρικό όξύ:



Είναι λευκό, κρυσταλλικό σωμα, σταθερό γύρω στους $0^\circ C$. Διαλύεται στό νερό καί σχηματίζει νιτρικό όξύ:



Έπειδή έλευθερώνει πολύ εύκολα όξυγόνο, είναι σωμα όξειδωτικό:



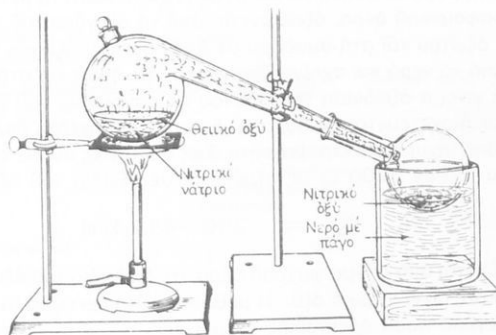
13.13 Νιτρικό όξύ (HNO_3).

Πρόέλευση. Τό νιτρικό όξύ δέν άπαντά έλεύθερο. Σημαντικά ποσά νιτρικού όξέος σχηματίζονται κατά τή διάρκεια των ήλεκτρικών έκκενώσεων στήν άτμόσφαιρα (άστραπές, κεραυνοί). Τό όξύ, πού σχηματίζεται, διαλύεται στό νερό τής βροχής καί πέφτει στό έδαφος, όπου σχηματίζει νιτρικά άλατα. Νιτρικά άλατα έπίσης σχηματίζονται στή φύση, από τήν όξειδωση τής άμμωνίας καί άλλων άζωτού-

χων ουσιών, με τη βοήθεια μικροοργανισμών. Όρισμένα νιτρικά άλατα αποτελούν σημαντικά κοιτάσματα, των οποίων γίνεται κανονική έκμεταλλευση, όπως το νίτρο της Χιλής (NaNO_3) και το νίτρο των Ινδιών (KNO_3).

Παρασκευή.

α) **Έργαστηριακά.** Παρασκευάζεται με απόσταξη νιτρικού καλίου ή νιτρικού νατρίου με πυκνό θειικό όξύ (σχ. 13.13α):



Σχ. 13.13α.

Έργαστηριακή παρασκευή νιτρικού όξeos με επίδραση θειικού όξeos σε νιτρικό νάτριο.

Το νιτρικό όξύ που λαμβάνεται, περιέχει και όξειδια του άζωτου, που του δίνουν κίτρινο χρώμα. Για να καθарισθεϊ και συμπυκνωθεϊ (μέχρι περιεκτικότητας 98%), αναμιγνύεται με διπλάσιο βάρος πυκνού θειικού όξeos και αποστάζεται πάλι. Για την πλήρη απομάκρυνση των οξειδίων του άζωτου, διαβιβάζεται ρεύμα ξηρού αέρα μέσα από το απόσταγμα, που λαμβάνεται.

β) **Βιομηχανικά.** Παλαιότερα, το νιτρικό όξύ παρασκευαζόταν βιομηχανικά με την εργαστηριακή μέθοδο, που προαναφέρθηκε με πρώτη ύλη το νίτρο της Χιλής (NaNO_3).

Σήμερα, παρασκευάζεται από την άμμωνία, με τη μέθοδο του Ostwald. Στο πρώτο στάδιο, η άμμωνία οξειδώνεται καταλυτικά σε μονοξείδιο του άζωτου (NO), με διαβίβαση μίγματος άμμωνίας και αέρα μέσα από δοχείο, που περιέχει έρυθρο-πυρούμενο πλέγμα λευκοχρύσου:



Τα αέρια, που εξέρχονται από το δοχείο, ψύχονται, ώστε σε δεύτερο στάδιο να γίνει η όξείδωση του μονοξειδίου σε διοξείδιο:



Ἡ ὀξειδωση αὐτὴ ἀρχίζει στοὺς 620°C καὶ γίνεται πλήρης στοὺς 150°, παρου-
σία περισσεύσας ἀέρα.

Τὸ ἀέριο, πού λαμβάνεται, ἀπορροφᾶται ἀπὸ νερὸ σέ κατάλληλους πύργους καὶ
σχηματίζεται νιτρικὸ ὀξύ:



καὶ μονοξειδίου τοῦ ἀζώτου, τὸ ὁποῖο ξαναοξειδώνεται σέ διοξειδίου, ἀπὸ τὴν περισ-
σεία τοῦ ἀέρα.

Πρὶν ἀπὸ τὴ γενίκευση τῆς μεθόδου Ostwald, τὸ νιτρικὸ ὀξύ παρασκευαζόταν
βιομηχανικὰ μὲ τὴ μέθοδο Birkeland καὶ Byde (1903). Κατὰ τὴ μέθοδο αὕτῃ, τὸ α-
ζωτο τοῦ ἀτμοσφαιρικοῦ ἀέρα, ὀξειδώνεται ἀπὸ τὸ ὀξυγόνο τοῦ ἀέρα ἀρχικὰ σέ
μονοξειδίου τοῦ ἀζώτου καὶ στὴ συνέχεια σέ διοξειδίου τοῦ ἀζώτου τὸ ὁποῖο τελικὰ
ἀπορροφᾶται ἀπὸ τὸ νερὸ καὶ σχηματίζει νιτρικὸ ὀξύ, ὅπως καὶ στὴν προηγούμενη
μέθοδο. Γιά νὰ γίνει ἡ ὀξειδωση τοῦ ἀζώτου σέ μονοξειδίου τοῦ ἀζώτου, ὁ ἀτμο-
σφαιρικός ἀέρας διοχετεύεται σέ θάλαμο, ὅπου δημιουργεῖται βολταϊκὸ τόξο πού
διαπλατύνεται ἀπὸ ἰσχυρὸ ἡλεκτρομαγνήτη. Στὶς συνθῆκες αὐτές, ἓνα μέρος τοῦ α-
ζώτου (περίπου 5% σέ 3000°C) μετατρέπεται σέ ὀξειδίου τοῦ ἀζώτου:



τὸ ὁποῖο ὀξειδώνεται ἀπὸ ρεῦμα ψυχροῦ ἀέρα, σέ διοξειδίου τοῦ ἀζώτου, πού, ὅταν
διαλυθεῖ στὸ νερὸ, δίνει νιτρικὸ ὀξύ. Ἡ μέθοδος αὕτῃ ἔχει ὑψηλὸ κόστος, ἐπειδὴ
καταναλώνει μεγάλα ποσὰ ἡλεκτρικῆς ἐνέργειας.

Ἰδιότητες.

α) **Φυσικῆς.** Ἀπαλλαγμένο ἀπὸ νερὸ καὶ ὀξείδια τοῦ ἀζώτου, τὸ νιτρικὸ ὀξύ εἶναι
ὑγρὸ ἄχρουν, τὸ ὁποῖο ζεεῖ στοὺς 86°C μὲ μερική διάσπαση.

Ἡ πυκνότητά του στοὺς 15°C, εἶναι 1,52. Ὄταν διαλύεται στὸ νερὸ, σχηματίζει
ἐνωδρες ἐνώσεις τοῦ τύπου $\text{HNO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ καὶ $\text{HNO}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$.

Κατὰ τὴν ἀπόσταξη ἀραιῶν διαλυμάτων νιτρικοῦ ὀξέος, στὴν ἀρχὴ ἀποσπάζει
νερὸ, μέχρις ὅτου τὸ διάλυμα ἀποκτήσῃ περιεκτικότητα 68% κατὰ βάρος, ὁπότε ἀ-
ποσπάζει σάν ἀζεotropικὸ μίγμα στοὺς 121°C. Τὸ διάλυμα αὐτὸ ἔχει πυκνότητα
1,414 καὶ εἶναι τὸ συνηθισμένο ἐμπορικὸ διάλυμα τοῦ νιτρικοῦ ὀξέος.

Τὸ ἀτμίζον νιτρικὸ ὀξύ πυκνότητας 1,52, παρασκευάζεται μὲ ἀπόσταξη νιτρικοῦ
ὀξέος μὲ θειικὸ ὀξύ.

β) **Χημικῆς.** Τὸ νιτρικὸ ὀξύ εἶναι ἓνα ἀπὸ τὰ πιὸ ἰσχυρὰ ὀξέα καὶ δίσταται πλήρως
σέ ὅλα τὰ ὕδατικά του διαλύματα.

Μὲ θέρμανση, τὸ νιτρικὸ ὀξύ διασπᾶται σέ διοξειδίου τοῦ ἀζώτου, ὀξυγόνο καὶ
νερὸ:



καὶ γιὰ τὸ λόγο αὐτὸ εἶναι ἰσχυρὸ ὀξειδωτικὸ σῶμα.

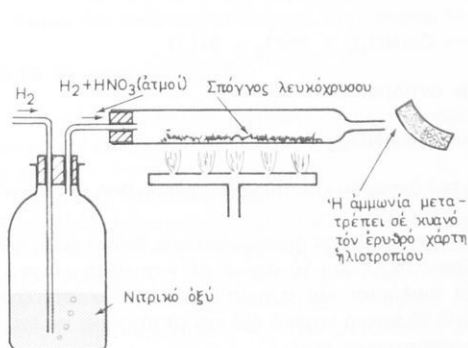
Τὰ ἀραιὰ διαλύματα νιτρικοῦ ὀξέος παρουσιά ἀναγωγικῶν διασπῶνται σέ NO:



Τό υδρογόνο αντιδρά έν θερμῷ μέ τούς ατμούς τοῦ νιτρικοῦ ὀξέος καί ὀξειδῶνεται σέ νερό, ἐνῶ τό νιτρικό ὀξύ ἀνάγεται σέ ἀζῶτο:

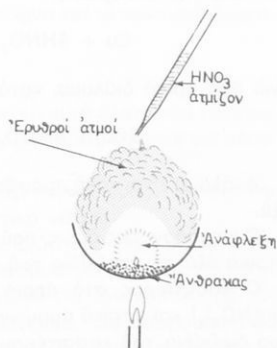


Ἄν τό μίγμα τῶν ατμῶν τοῦ νιτρικοῦ ὀξέος καί τοῦ υδρογόνου διαβιβασθεῖ ἐν θερμῷ μέσα ἀπό λευκόχρυσο, πού δρᾷ καταλυτικά, γίνεται παραπέρα ἀναγωγή τοῦ ἀζώτου καί σχηματίζεται ἀμμωνία (σχ. 13.13β).



Σχ. 13.13β.

Καταλυτική ἀναγωγή τοῦ νιτρικοῦ ὀξέος ἀπό ὕδρογόνο πρὸς ἀμμωνία.



Σχ. 13.13γ.

Ἀνάφλεξη τοῦ ἄνθρακα ἀπό πυκνό νιτρικό ὀξύ.

Πολλά ἀμέταλλα στοιχεῖα, ὀξειδώνονται ζωηρά ἀπό τό νιτρικό ὀξύ: ὁ ἄνθρακας ἀναφλέγεται σέ διοξείδιο τοῦ ἄνθρακα (σχ. 13.13γ), τό θεῖο, ὁ φωσφόρος καί τό ἰώδιο ὀξειδώνονται σέ θειικό, φωσφορικό καί ἰωδικό ὀξύ ἀντίστοιχα καί σέ ὅλες τίς περιπτώσεις σχηματίζεται διοξείδιο τοῦ ἀζώτου (ἐρυθροί ατμοί):



Τό χλώριο, τό βρώμιο καί τό ἀζῶτο δέν προσβάλλονται ἀπό τό νιτρικό ὀξύ.

Ἐπίσης, πολλές ἐνώσεις ὀξειδώνονται ἀπό τό νιτρικό ὀξύ, ὅπως π.χ. τό διοξείδιο τοῦ θείου σέ θειικό ὀξύ, τό ὑδρόθειο σέ θεῖο, τὰ ἰωδιούχα καί βρωμιούχα ἅλατα σέ ἰώδιο καί βρώμιο ἀντίστοιχα κ.ά., π.χ.:



Τό νιτρικό ὀξύ ἀντιδρά μέ ὅλα τὰ μέταλλα, ἐκτός ἀπό τό χρυσό, τό λευκόχρυσο, τό ταητάλιο καί τό τιτάνιο. Στίς περισσότερες περιπτώσεις σχηματίζονται νιτρικά ἅλατα τῶν μετάλλων.

Τό ἀντιμόνιο, ὁ κασίτερος, τό μολυβδαίνιο καί τό βολφράμιο μετατρέπονται σέ ὀξείδια, ἐνῶ ὁ σίδηρος, τό χρώμιο, κ.ά. μεταπίπτουν, μέ ἐπίδραση νιτρικοῦ ὀξέος,

σέ παθητική κατάσταση, δηλαδή τό μέταλλο καλύπτεται από λεπτό στρώμα οξειδίου, πού έμποδίζει τήν παραπέρα προσβολή του.

Μέ επίδραση νιτρικού οξέος σέ μέταλλα, μόνο στήν περίπτωση τοῦ μαγνησίου εκλύεται υδρογόνο, ενώ σέ όλες τίς άλλες περιπτώσεις τό νιτρικό όξύ ανάγεται σέ οξειδία τοῦ αζώτου, νιτρῶδες όξύ, άζωτο, υδροξυλαμίνη (NH₂OH) ή νιτρικό άμμώνιο, ανάλογα μέ τή φύση τοῦ μετάλλου, τήν πυκνότητα τοῦ διαλύματος καί τή θερμοκρασία.

Στήν περίπτωση τοῦ χαλκού π.χ. ή προσβολή του, από πυκνό νιτρικό όξύ, γίνεται κατά τήν αντίδραση:



ένω από άραιό διάλυμα, κατά τήν αντίδραση:



Ή ανάλογη εἶναι καί ή προσβολή τοῦ άργύρου καί τοῦ υδραργύρου από τό νιτρικό όξύ.

Ό ψευδάργυρος όμως, πού εἶναι περισσότερο ήλεκτροθετικός άνάγει τό άραιό νιτρικό όξύ σέ υποοείδιο τοῦ αζώτου (N₂O) καί τό πυκνό σέ νιτρικό άμμώνιο.

Ό κασσίτερος στό άραιό όξύ διαλύεται καί σχηματίζει νιτρικό κασσίτερο [Sn(NO₃)₂] καί νιτρικό άμμώνιο, ένω τό πυκνό νιτρικό όξύ τόν μετατρέπει σέ ένυδρο διοξείδιο τοῦ κασιτέρου (β-κασσιτερικό όξύ).

Ή επίδραση τοῦ νιτρικού οξέος στίς οργανικές ένώσεις εξαρτάται από τό είδος τής ένωσης καί τήν πυκνότητα τών διαλυμάτων τοῦ οξέος.

Πάντως πολλές οργανικές ένώσεις διασπώνται ή οξειδώνονται σέ διοξείδιο τοῦ άνθρακα καί νερό. Οι άρωματικές ένώσεις μέ επίδραση νιτρικού οξέος, μετατρέπονται σέ νιτροένώσεις. Ή μετατροπή αὐτή εἶναι μία από τίς βασικές αντιδράσεις τής οργανικής χημείας καί ονομάζεται *νίτρωση*.

Χρήσεις. Μεγάλα ποσά νιτρικού οξέος χρησιμοποιοῦνται στήν παρασκευή άζωτούχων λιπασμάτων καί κυρίως νιτρικού άμμωνίου καί άσβεστούχου νιτρικής άμμωνίας. Μεγάλες ποσότητες νιτρικού οξέος χρησιμοποιοῦνται επίσης στήν οργανική χημική βιομηχανία, γιά τήν παρασκευή νιτροενώσεων, συνθετικών χρωμάτων, έκρηκτικῶν (νιτροτολουόλη, νιτρογλυκερίνη) κλπ.

Έπειδή τό νιτρικό όξύ έχει οξειδωτικές ιδιότητες, χρησιμοποιεῖται γιά τή διάλυση τών μετάλλων, πού δέν διαλύονται στά άλλα όξέα. Χρησιμοποιεῖται επίσης γιά τήν παρασκευή βασιλικοῦ νεροῦ καί τόν καθαρισμό τών μετάλλων, πρίν έπιμεταλλωθοῦν. Τό άπόλυτα καθαρό νιτρικό όξύ (100%) χρησιμοποιεῖται καί ως οξειδωτικό τών καυσίμων γιά τήν προώθηση άεριοθυμένων πυραύλων καί σκαφῶν.

13.14 Φωσφορικό όξύ (H₃PO₄).

Τό φωσφορικό όξύ μπορεί νά παρασκευασθεῖ έργαστηριακά κατά τή θέρμανση έρυθροῦ φωσφόρου μέ πυκνό νιτρικό όξύ:



Βιομηχανικά, παρασκευάζεται σέ μεγάλες ποσότητες κατὰ τήν καύση φωσφόρου σέ περίσσεια ἀέρα καί διάλυση τοῦ πεντοξειδίου, πού σχηματίζεται, σέ νερό:



Παρασκευάζεται ἐπίσης, κατὰ τήν ἐπίδραση θεικοῦ ὀξέος σέ φωσφορικό ἀσβέστιο:



Σέ καθαρή ἀνυδρή κατάσταση, τό φωσφορικό ὄξύ εἶναι διαφανές, κρυσταλλικό στερεό, πού τήκεται στούς 42°C.

Σχηματίζει τρεῖς σειρές ἀλάτων, τά μονόξινά, τά δισόξινά καί τά κανονικά ἄλατα.

13.15 Φωσφορικά ἄλατα.

Ἀπό τά ἄλατα τοῦ φωσφορικοῦ ὀξέος, τά κυριότερα εἶναι τά ἄλατα τοῦ νατρίου, πού παρασκευάζονται σέ μεγάλη κλίμακα τόσο γιά βιομηχανική, ὅσο καί γιά οἰκιακή χρήση.

Ἀπό αὐτά, τό *κανονικό φωσφορικό νάτριο* (Na_3PO_4) παρασκευάζεται κατὰ τήν πλήρη ἐξουδετέρωση φωσφορικοῦ ὀξέος ἀπό καυστικό νάτριο.

Τά διαλύματά του παρουσιάζουν ἰσχυρές βασικές ιδιότητες, γιὰτί ὑδρολύεται. Χρησιμοποιεῖται γιά τήν ἀποσκληρυνση τοῦ νεροῦ (καταβυθίζει τό ἀσβέστιο καί τό μαγνήσιο), ἢ ὡς ἀπορρυπαντικό (μέ τό ὄνομα «τρινάλο») γιά τόν καθαρισμό τοῦ γυαλιοῦ, τῆς περσελάνης καί τῶν μεταλλικῶν ἐπιφανειῶν. Ὡς ἀπορρυπαντικό, χρησιμοποιεῖται ἐπίσης τό πολυφωσφορικό νάτριο ($\text{Na}_5\text{P}_3\text{O}_{10}$), πού λαμβάνεται μέ ἐξάτμιση διαλύματος μονοξίνου καί δισοξίνου φωσφορικοῦ νατρίου:



Τό *μονόξινο φωσφορικό νάτριο* ($\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$) εἶναι τό φωσφορικό νάτριο πού συνήθως φέρεται στό ἐμπόριο. Λαμβάνεται μέ προσθήκη καυστικοῦ νατρίου σέ φωσφορικό ὄξύ μέχρι ἐξουδετερώσεως παρουσία δείκτη φαινοφθαλεΐνης. Κρυσταλλώνεται μέ δώδεκα μόρια νεροῦ καί χρησιμοποιεῖται στήν ὑφαντουργία, τῇ χρωματουργίᾳ καί ὡς λίπασμα.

13.16 Λιπάσματα.

Γενικά, λιπάσματα ὀνομάζονται τά σώματα, πού ἀναμιγνύονται μέ τό ἔδαφος γιά νά αὐξηθεῖ ἡ γονιμότητά του καί χρησιμεύουν στή θρέψη τῶν φυτῶν. Τά στοιχεῖα ἐκεῖνα, πού εἶναι ἀπαραίτητα γιά τήν ἀνάπτυξη τῶν φυτῶν καί μέ τά ὁποῖα ἐμπλουτίζεται τό ἔδαφος, εἶναι τρία: 1) ἐνώσεις τοῦ ἀζώτου, 2) εὐδιάλυτα φωσφορικά ἄλατα καί 3) ἐνώσεις τοῦ καλίου. Τά λιπάσματα, πού κυκλοφοροῦν στό ἐμπόριο, εἶναι μίγματα ἀπό σώματα, πού ἀνήκουν στίς τρεῖς παραπάνω κατηγορίες.

Τά λιπάσματα χαρακτηρίζονται εἴτε ὡς *φυσικά*, εἴτε ὡς *τεχνητά*. Τό κυριότερο ἀπό τά φυσικά λιπάσματα εἶναι ἡ κοπριά τῶν ζῶων, πού περιέχει ὡς βασικά συστατικά, ἀζωτο, φωσφόρο, κάλιο καί νάτριο. Σημαντικό φυσικό λίπασμα (ἀλτω-φωσφοροῦχο) εἶναι καί τό *γουανό*, τό ὁποῖο, ὅπως ἀναφέρθηκε καί πιό πάνω συ- ναντᾶται σέ μεγάλα ἀποθέματα στίς ἀκτές τῆς Β. καί Ν. Ἀμερικῆς, τῆς Αὐστραλίας,

τῆς Ἰνδίας καί τῶν νησιῶν τοῦ Εἰρηνικοῦ καί ἀποτελεῖται ἀπό τήν κοπριά θαλασσίων πτηνῶν μαζί μέ φτερὰ, ὅσά καί ὑπολείματα τῆς τροφῆς τους.

Ἀπό τά τεχνητά ἢ χημικά λιπάσματα κυριότερα εἶναι τά ἀζωτοῦχα, τά φωσφοροῦχα καί τά καλιοῦχα. Ἀπό τά ἀζωτοῦχα, ἔχουν μεγαλύτερη χρήση τό νίτρο τῆς Χιλῆς (NaNO_3) καί τό θειικό ἀμμώνιο $[(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4]$. Ἀπό τά φωσφοροῦχα, σπουδαιότερο εἶναι ἡ *ὑπερφωσφορική ἄσβεστος*, ἀπό τήν ὁποία καταναλώνονται περισσότεροι ἀπό 10.000.000 τόνοι κάθε χρόνο. Ἡ ὑπερφωσφορική ἄσβεστος ἀποτελεῖται ἀπό μίγμα θειικοῦ ἄσβεστίου καί δισοξίνου φωσφορικοῦ ἄσβεστίου $[\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2]$ καί παρασκευάζεται μέ ἐπίδραση θειικοῦ ὀξέος σέ φωσφορίτη $[\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2]$:



Εἶναι λίπασμα διαλυτό καί, ἐπομένως, ἐνεργεῖ γρήγορα. Ἀπό τά καλιοῦχα, τέλος, λιπάσματα, συνηθέστερα χρησιμοποιοῦνται τό θειικό κάλιο καί τό χλωριούχο κάλιο.

ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΔΕΚΑΤΟ ΤΕΤΑΡΤΟ

ΑΝΘΡΑΚΑΣ – ΠΥΡΙΤΙΟ

14.1 Γενικά γιά τά στοιχεΐα τής τέταρτης ομάδας.

‘Η τέταρτη ομάδα του περιοδικού συστήματος περιλαμβάνει τόν άνθρακα, τό πυρίτιο, τό γερμάνιο, τόν κασίτερο καί τό μόλυβδο.

‘Όλα τά στοιχεΐα τής ομάδας εΐναι τετρασθενή, έκτός από τόν κασίτερο καί τό μόλυβδο, πού έμφανίζονται καί σάν δισθενή.

‘Όλα εΐναι στοιχεΐα άλλότροπα. Σχηματίζουν όξειδια του γενικού τύπου XO_2 , των όποιων ό όξινος χαρακτήρας μειώνεται από τόν άνθρακα προς τό μόλυβδο, κατά τρόπο, ώστε τά όξειδια των τριών τελευταίων στοιχείων (γερμανίου, κασίτερου, μολύβδου) εΐναι έπαμφοτερίζοντα. ‘Επίσης, όλα τά στοιχεΐα τής ομάδας σχηματίζουν ύδρογονούχες ένώσεις του γενικού τύπου XH_4 , των όποιων ή σταθερότητα έλαττώνεται, όσο αύξάνει τό ατομικό τους βάρος.

Γενικά, ως προς τό σύνολο των ιδιοτήτων τους, ό άνθρακας καί τό πυρίτιο εΐναι άμέταλλα, ένω τό γερμάνιο, ό κασίτερος καί ό μόλυβδος έχουν φυσικές ιδιότητες μετάλλων.

Μεταξύ του άνθρακα καί του πυριτίου, όπως καί μεταξύ των ένώσεών τους, υπάρχουν περισσότερες αναλογίες. ‘Ετσι, έχουν καί τά δύο πολύ ύψηλά σημεία τήξεως καί ζέσεως καί δέν διαλύονται, παρά μόνο σέ τήγματα μετάλλων. ‘Επίσης, παρουσιάζουν μεγάλη τάση νά ένώνονται μέ τό άζωτο, όποτε ό άνθρακας σχηματίζει κυανιοϋχα, καί τό πυρίτιο νιτρίδια.

14.2 ‘Ανθρακας (C).

Προέλευση. ‘Ο άνθρακας άπαντά στή φύση τόσο σέ έλεύθερη κατάσταση, όσο καί μέ μορφή ένώσεων. ‘Όλες οι οργανικές ένώσεις εΐναι ένώσεις του άνθρακα. Στήν ατμόσφαιρα, άπαντά ως διοξειδιο του άνθρακα μέ αναλογία 0,03% κατ’ όγκο. ‘Ενωμένος στο στερεό φλοιό τής γής, άπαντά μέ τή μορφή άνθρακικών αλάτων, κυρίως του άσβεστίου καί του μαγνησίου (άσβεστόλιθος, μαγνησίτης, δολομίτης) καθώς καί μέ τή μορφή μιγμάτων ύγρων ύδρογονανθράκων, πού αποτελούν τό πετρέλαιο. Στο ύπέδαφος, έκτός από τίς καθαρές κρυσταλλικές μορφές του άνθρακα (άδάμας καί γραφίτης), άπαντούν καί όρυκτοί άνθρακες σέ μεγάλες ποσότητες, πού εΐναι προϊόντα βαθμιαίας άπανθράκωσης φυτικών ύλών.

Παρασκευή καθαρού άνθρακα. Χημικά καθαρός άνθρακας έπιτυγχάνεται μέ πυρογενή διάσπαση αερίων ύδρογονανθράκων, π.χ. μεθανίου, αιθανίου:





ή μέ καταλυτική διάσπαση του μονοξειδίου του άνθρακα στους 450°C :

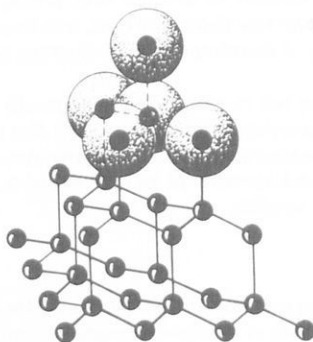


Ο άνθρακας, που παρασκευάζεται στην πρώτη διάσπαση, έχει μορφή γραφίτη, ενώ στη δεύτερη είναι άμορφος.

Άλλοτροπικές μορφές του άνθρακα. Ο άνθρακας απαντά ως κρυσταλλικός και ως άμορφος.

Ως κρυσταλλικός, εμφανίζεται με δύο διαφορετικές και τελείως καθορισμένες μορφές, **άδάμας** και **γραφίτης**. Ως άμορφος απαντά σε πολλές μορφές. Από αυτές άλλες είναι φυσικές (οι γαιάνθρακες: άνθρακίτης, λιθάνθρακας, λιγνίτης, τύρφη) και άλλες παρασκευάζονται τεχνητά (κώκ, ξυλάνθρακας, αιθάλη, ζωικός άνθρακας).

Άδάμας. Απαντά κυρίως στη Ν. Αφρική, τη Βραζιλία, την Αυστραλία, την Ινδία, τα Ουράλια και τη Γουιάνα. Είναι στερεό, εξαιρετικά διαυγές, που κρυσταλλώνεται στο κυβικό σύστημα (σχ. 14.2α). Συνήθως ο άδάμας είναι άχρους, πολλές φορές όμως είναι χρωματισμένοι κίτρινος, ρόδινος, κυανός και πιο συχνά μαύρος. Είναι κακός αγωγός της θερμότητας και του ηλεκτρισμού. Έχει πυκνότητα 3,5, υψηλό δείκτη διαθλάσεως (2,42) και είναι τό περισσότερο σκληρό από όλα τα γνωστά σώματα (σκληρότητα 10 στην κλίμακα mohs).



Σχ. 14.2α.

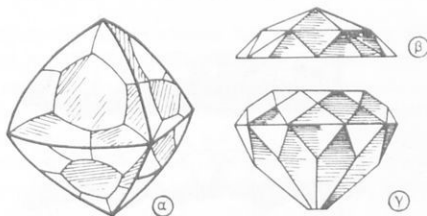
Κρυσταλλικό πλέγμα του αδάμαντα.

Τήκεται σε θερμοκρασία μεγαλύτερη από 3500°C και είναι πιθανώς τό πιο δύσσηκτο στοιχείο.

Χημικά, ο άδάμας είναι πολύ αδρανής. Είναι αδιάλυτος σε όλα τα υγρά. Στους 200°C οξειδώνεται σε διοξείδιο του άνθρακα, από μίγμα διχρωμικού καλίου και θειικού οξέος. Στη θερμοκρασία του βολταϊκού τόξου, μετατρέπεται σε γραφίτη.

Όταν πυρωθεί στον αέρα, ή σε ατμόσφαιρα οξυγόνου στους 700° έως 900°C , καίεται σε διοξείδιο του άνθρακα. Στους 700°C προσβάλλεται επίσης από το φθόριο σε τετραφθοριούχο άνθρακα (CF_4).

Λόγω των φυσικών του ιδιοτήτων (ύψηλός δείκτης διαθλάσεως, μεγάλη σκληρότητα, μεγάλη διαύγεια, μεγάλη χημική αδράνεια), ο αδάμας, που ονομάζεται κοινώς διαμάντι, είναι ο ακριβότερος πολύτιμος λίθος. Τα διαμάντια, τα κατεργάζονται κατά τρόπο που να δημιουργούνται στην επιφάνειά τους έδρες, σε τέτοιες θέσεις, ώστε να προκαλούν έντονο σκεδασμό του φωτός. Η κατεργασία αυξάνει πολύ την έμπορική τους αξία. Οι πολυέδροι αυτοί αδάμαντες ονομάζονται brillants (σχ. 14.2β). Η αξία τους υπολογίζεται σε καράτια (0,20 g).



Σχ. 14.2β.

Αδάμαντας: α) άκατεργαστος, β) ροζέττα, γ) brillant.

Επειδή έχουν μεγάλη σκληρότητα, οι αδάμαντες χρησιμοποιούνται για το κόψιμο του γυαλιού και την κατασκευή διατρητικών έργαλειών για τη διάτρηση σκληρών πετρωμάτων (γεωτρήσεις). Τοποθετούνται επίσης στα σημεία στηρίξεως των αξόνων χρονόμετρων ακριβείας και των φαλάγγων χημικών ζυγών μεγάλης ευαισθησίας.

Ο *Moissan* (1893) πέτυχε να παρασκευάσει τεχνητούς αδάμαντες με διάλυση άνθρακα, που προερχόταν από καλαμοσάκχαρο, σε τήγμα σιδήρου στους 4000°C και απότομη ψύξη με απόχυση σε τήγμα μολύβδου (327°C). Μετά τη διάλυση του σιδήρου, με υδροχλωρικό όξύ, παρέμειναν μικροσκοπικοί (διάμετρος μικρότερη από 0,5 mm) διαφανείς κρύσταλλοι αδάμαντα.

Γραφίτης. Άπαντα κυρίως στη Σιβηρία, Κεϋλάνη, Βοημία κ.ά. Είναι μαύρο στερεό με αφή λιπώδη, τό όποιο κρυσταλλώνεται στο εξαγωνικό σύστημα (σχ. 14.2γ) και έχει πυκνότητα 2,25. Σε αντίθεση με τον αδάμαντα, ο γραφίτης είναι πολύ μαλακός και οι κρύσταλλοί του σχίζονται εύκολα και αποσπώνται σε μικρά μαλακά λείπια. Είναι καλός άγωγός της θερμότητας και του ηλεκτρισμού.

Ο γραφίτης άπαντα στη φύση, αλλά σήμερα παρασκευάζεται και τεχνητά.

Μιά ποικιλία τεχνητού γραφίτη (γραφιτοειδής άνθρακας) είναι ο γραφίτης *Acheson* που παρασκευάζεται με θέρμανση άμορφου άνθρακα και άμμου (SiO_2) σε ηλεκτρικές καμίνους. Πιθανώς κατά τη θέρμανση, σχηματίζεται σε πρώτο στάδιο, άνθρακοπυρίτιο (SiC), τό όποιο στη συνέχεια διασπάται σε πυρίτιο και άνθρακα με μορφή γραφίτη:

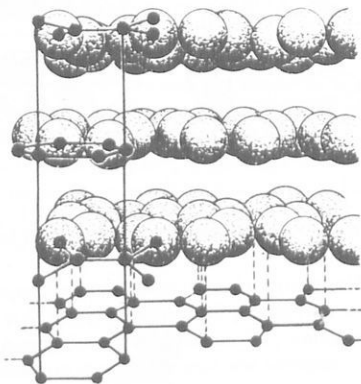


καί



Τεχνητός γραφίτης παρασκευάζεται σήμερα σε μεγάλα ποσά, με θέρμανση άνθρακίτη, πίσσας και άλλων υλικών, μέσα σε ηλεκτρικές καμίνοους. Γενικά, όλα τα είδη του άνθρακα σε πολύ υψηλές θερμοκρασίες (3500°C), είναι πτητικά και συμπυκνώνονται με τη μορφή γραφίτη.

Χημικά, ο γραφίτης είναι πολύ αδρανής. Καίεται στους 700°C στον αέρα ή το όξινο και δίνει διοξείδιο του άνθρακα. Δεν προσβάλλεται από το χλώριο, τα οξέα και τα τήγματα των καυστικών αλκαλίων. Μίγμα υπερμαγγανικού καλίου και θειικού οξέος τον οξειδώνει άργα σε διοξείδιο του άνθρακα, ενώ μίγμα νιτρικού οξέος και χλωρικού καλίου τον οξειδώνει σε μελιλιθικό οξύ $[\text{C}_6(\text{COOH})_6]$.



Σχ. 14.2γ.

Κρυσταλλικό πλέγμα του γραφίτη.

Ο γραφίτης χρησιμοποιείται (σε μίγμα με άργιλο) στην κατασκευή χωνευτηρίων για τη μεταλλουργία, στην κατασκευή ηλεκτροδίων για ηλεκτρολύσεις, στίς ηλεκτρικές καμίνοους και για τη δημιουργία βολταϊκού τόξου σε ισχυρά φωτιστικά σώματα (προβολείς). Έπειδή είναι εύθερμαγωγός, χρησιμοποιείται για τη «στίλβωση» της πυρίτιδας, ώστε να περιορίζεται η αύξηση της θερμοκρασίας κατά την τριβή των κόκκων και να αποφεύγεται η αυτανάφλεξή της. Σε μίγμα με βαριά όρυκτέλαια, χρησιμοποιείται για τη λίπανση μηχανών, κυρίως στα σημεία που αναπτύσσεται υψηλή θερμοκρασία. Τέλος, ο γραφίτης, σε μίγμα με άργιλο, χρησιμοποιείται για την παρασκευή μολυβιών, ή σκληρότητα γραφής των οποίων εξαρτάται από την αναλογία του γραφίτη στο μίγμα και τη θερμοκρασία που πυρώθηκε.

Άμορφοι άνθρακες.

α) **Φυσικοί άμορφοι άνθρακες.** Είναι γνωστό ότι όταν θερμανθούν διάφορες οργανικές ουσίες, άπουσία αέρα, απανθρακώνονται βαθμιαία. Δηλαδή απομακρύνεται το υδρογόνο και το οξυγόνο που περιέχουν, είτε σε στοιχειακή μορφή, είτε

μέ τη μορφή νερού. Μέ τρόπο ανάλογο, έγινε βαθμιαία άπανθράκωση φυτικών ύλων, πού χώθηκαν στο έδαφος σέ παλαιές γεωλογικές έποχές. Οί φυτικές αυτές ύλες άπανθρακώθηκαν μέ τήν επίδραση ύψηλών θερμοκρασιών, πιέσεως καί άναεοβίων όργανισμών μέσα στο έδαφος. Αυτό είχε σάν άποτέλεσμα, νά δημιουργηθούν τά διάφορα είδη γαιανθράκων. Οί γαιάνθρακες διακρίνονται μεταξύ τους, άνάλογα μέ τό ποσό του άνθρακα πού περιέχουν, σέ **άνθρακίτη, λιθάνθρακες, λιγνίτες** καί **τύρφη**.

Άνθρακίτης. Είναι τό πίο πλούσιο σέ άνθρακα είδος γαιανθράκων. Περιέχει 93 έως 99% άνθρακα. Έχει ζωηρό μαύρο χρώμα. Χρησιμοποιείται κυρίως σέ οίκιακες θερμάνσεις καί χυτήρια μετάλλων καί κραμάτων. Όταν καίεται, άποδίδει 8000 έως 9000 kcal/kg.

Λιθάνθρακες. Περιέχουν πολύ λιγότερο άνθρακα (75 έως 90%). Έχουν μαύρο χρώμα καί μεταλλική λάμψη. Διακρίνονται σέ ισχνούς καί παχείς λιθάνθρακες. Οί ισχνοί καίονται μέ μικρή φλόγα καί όταν θερμανθούν άπουσία άέρα, παράγουν μικρή ποσότητα άερίων καί αφήνουν σάν ύπόλειμμα **κώκ** μέ άμμώδη σύσταση, άκάταλληλο γιά τή μεταλλουργία. Οί παχείς καίονται μέ μεγάλη σχετικά φλόγα καί, όταν θερμανθούν άπουσία άέρα, παράγουν σημαντική ποσότητα άερίων καί συμπαγές κώκ, κατάλληλο γιά τή μεταλλουργία καί πολλές άλλες χρήσεις. Οί λιθάνθρακες, όταν καίονται, άποδίδουν 7000 έως 8000 kcal/kg.

Οί λιθάνθρακες άπαντούν σέ σημαντικά ποσά στίς Η.Π.Α., Ρωσία, Γερμανία, Καναδά, Κίνα καί Μ. Βρεταννία. Υπολογίζεται ότι τά κοιτάσματα λιθανθράκων, πού ύπάρχουν στο έδαφος, ύπερβαίνουν τά 4,5 δισεκατομμύρια τόννους.

Λιγνίτες. Περιέχουν 45 έως 70% άνθρακα. Η σύστασή τους ποικίλλει σημαντικά, άνάλογα μέ τήν προέλευσή τους, καί συνήθως περιέχουν σημαντικά ποσά άπό άνόργανες ύλες, οί όποιες μετά τήν καύση, έγκαταλείπονται ως τέφρα.

Οί λιγνίτες άποτελούν προϊόντα νεώτερης γεωλογικής περιόδου καί, πολλές φορές, διατηρούν τήν ύφή του ξύλου, άπό τό όποιο προέρχονται: Τό χρώμα τους είναι άπό βαθύ καστανό μέχρι μαύρο καί περιέχουν σημαντικά ποσά ένδιαμέσων προϊόντων άπανθρακώσεως των φυτικών ύλων. Οί λιγνίτες, όταν καίονται, άποδίδουν 1300 έως 3000 kcal/kg. Μέ άπόσταση καί έξαερίωση των λιγνιτών, λαμβάνονται προϊόντα (CO_2 κ.ά.) πολύ χρήσιμα γιά τή χημική βιομηχανία. Στην Ελλάδα ύπάρχουν σημαντικά ποσά λιγνιτών, των όποιων γίνεται κανονική έκμετάλλευση στήν Πτολεμαίδα, Άλιβέρι, Μεγαλόπολη κ.ά. Οί λιγνίτες χρησιμοποιούνται κυρίως σάν πηγή θερμικής ένέργειας (θερμικοί σταθμοί παραγωγής ήλεκτρικής ένέργειας). Τά σημαντικότερα κοιτάσματα λιγνιτών άπαντούν στίς Η.Π.Α., τόν Καναδά, καί τή Γερμανία.

Τύρφη (ή ποάνθρακας). Είναι προϊόν σύγχρονης γεωλογικής έποχής καί προέρχεται άπό άποσύνθεση φυτών των λιμνών καί των έλών, μέ επίδραση μικροοργανισμών.

Περιέχει 50% περίπου άνθρακα καί, πολλές φορές, άκόμα λιγότερο. Έπειδή έχει μικρή θερμαντική ικανότητα (2000 έως 3000 kcal/kg), χρησιμοποιείται έλάχιστα σάν καύσιμο. Σημαντικά κοιτάσματα τύρφης ύπάρχουν στους Φιλίππους τής Μακεδονίας.

β) **Τεχνητοί άμορφοι άνθρακες.** Παρασκευάζονται άπό διάφορες όργανικές ύλες καί άπό φυσικούς άνθρακες, μέ θέρμανση άπουσία άέρα (ξηρή άπόσταση). Οί κυ-

ριστεροι από τούς τεχνητούς άνθρακες είναι ό άνθρακας τών άποστακτήρων, τό κώκ, ό ξυλάνθρακας, ό ζωικός άνθρακας καί ή αϊθάλη.

Άνθρακας τών άποστακτήρων. Λαμβάνεται από τά τοιχώματα τών δοχείων, μέσα στά όποια θερμαίνονται οι λιθάνθρακες γιά τήν παρασκευή του φωταερίου. Σχηματίζεται από τή διάσπαση τών ύδρογονανθράκων, πού περιέχονται στά αέρια τής άποστάξεως τών λιθανθράκων, όταν έρχονται σε έπαφή μέ τά υπέρθερμα τοιχώματα τών δοχείων άποστάξεως. Είναι σκληρή, συμπαγής μάζα, καλός άγωγός του ήλεκτρισμού. Μοιάζει μέ τό γραφίτη καί χρησιμοποιείται επίσης γιά τήν κατασκευή ήλεκτροδίων.

Κώκ. Είναι τό υπόλειμμα τής ξηρής άποστάξεως τών λιθανθράκων καί ή ποιότητά του εξαρτάται από τή σύσταση του λιθάνθρακα, πού άποστάζεται. Περιέχει 85 έως 90% άνθρακα καί χρησιμοποιείται στή μεταλλουργία του σιδήρου, του μολύβδου, του χαλκού, του κασιτέρου, του νικελίου καί άλλων μετάλλων. Χρησιμοποιείται επίσης στις καμίνους τών διαφόρων βιομηχανιών κ.ά. Διακρίνεται σε δύο ποικιλίες, τό **μαλακό κώκ**, πού είναι πορώδες, μαύρο, καί εύθραστο καί τό **σκληρό**, πού είναι τεφρόμαυρο, συμπαγές καί χρησιμοποιείται στή μεταλλουργία.

Ξυλάνθρακας. Παρασκευάζεται μέ θέρμανση τών ξύλων άπουσία άέρα, είτε μέ τήν παλαιά πρωτόγονη μέθοδο τών σωρών (καμίνια), είτε μέ ξηρή άπόσταξη τών ξύλων. Κατά τήν πρώτη μέθοδο τά ξύλα συγκεντρώνονται σε σωρούς καί καλύπτονται μέ τέτοιο τρόπο, ώστε νά αφήνονται μικρές τρύπες, γιά νά κυκλοφορεί περιορισμένο ρεύμα άέρα. Τά ξύλα αναφλέγονται καί καίεται μικρό μόνο μέρος από αυτά, ενώ τά υπόλοιπα άπανθρακώνονται. Κατά τή μέθοδο, τής ξηρής άποστάξεως, έκτός από τόν ξυλάνθρακα, λαμβάνονται καί υγρά προϊόντα (ξύλος) στά όποια περιέχεται μεθυλική αλκοόλη, άκετόνη κ.ά. Ό ξυλάνθρακας είναι ιδιαίτερα πορώδης καί διατηρεί τήν ύψη του ξύλου. Έπιπλέον στο νερό, επειδή οι πόροι του συγκρατούν άέρα. Η πυκνότητά του είναι 1,5. Άντέχει στήν έπίδραση του άτμοσφαιρικού άέρα καί τής ύγρασίας καί είναι χημικά άόρνητος.

Ό ξυλάνθρακας χρησιμοποιείται καί ως καύσιμο, σήμερα όμως ή χρήση του όφειλεται κυρίως στις προσροφητικές ιδιότητές του. Προσροφά άέρια, κολλοειδείς χρωστικές ουσίες, καί διαλυμένες ουσίες.

Εϊδικά μέ τό όνομα **ένεργοι άνθρακες**, αναφέρονται διάφορες ποικιλίες άνθρακα, κυρίως ξυλάνθρακα, πού παρασκευάζονται μέ πυρογενή διάσπαση σε συγκεκριμένη θερμοκρασία, παρουσία όξειδωτικών ή αφυδατικών μέσων (θειικό όξύ, φωσφορικό όξύ, χλωριούχος ψευδάργυρος). Οι ένεργοι άνθρακες παρουσιάζουν μεγάλη άπορροφητική ικανότητα καί καταλυτική δράση, κυρίως σε αντίδράσεις μεταξύ αερίων. Οι ένεργοι άνθρακες χρησιμοποιούνται στή βιομηχανία, όπως π.χ. γιά τόν άποχρωματισμό του χυμού τών ζαχαροτεύτλων, του κρασιού καί άλλων υγρών.

Ζωικός άνθρακας. Παρασκευάζεται μέσα σε κλειστά δοχεία μέ άπανθράκωση όστων (όστεάνθρακας) ή αίματος (αϊματάνθρακας). Περιέχει μεγάλο ποσοστό άνόργανης τέφρας (φωσφορικό καί άνθρακικό άσβέστιο) καί ή περιεκτικότητά του σε άνθρακα είναι 10%.

Μέ διάλυση τών άνοργάνων συστατικών σε ύδροχλωρικό όξύ καί έκπλυση μέ νερό, άπομένει άνθρακας ιδιαίτερα πορώδης, πού χρησιμοποιείται ως ένεργός άνθρακας, κυρίως γιά τόν άποχρωματισμό τών υγρών.

Αιθάλη. Είναι προϊόν άτελου καύσεως οργανικών ουσιών, που είναι πλούσιες σέ άνθρακα, όπως π.χ. οι υδρογονάνθρακες (πετρέλαιο, βενζόλιο, πίσσα, νέφτι κλπ.). Είναι κόκκιν με ζωηρό μαύρο χρώμα, σταθερή στο φως και στον αέρα. Χρησιμοποιείται για την κατασκευή τυπογραφικής μελάνης, διαφόρων βερνικιών και σινικής μελάνης, καθώς και στη βιομηχανία του ελαστικού, την κατασκευή δίσκων γραμμοφώνου κ.ά.

Χημικές ιδιότητες του άμορφου άνθρακα. Όλες οι μορφές του άνθρακα είναι χημικά άδρανες σέ συνθησιμένες θερμοκρασίες. Μόνο σέ υψηλές θερμοκρασίες αντίδρα με όρισμένα στοιχεία, όπως τό φθόριο, τό όξυγόνο, τό άζωτο, τό θείο, τό πυρίτιο κ.ά.

Σέ αντίθεση με τόν άδάμαντα και τό γραφίτη, που καίνονται σέ θερμοκρασίες ύψηλότερες από 650°C, οι άμορφοι άνθρακες καίνονται σέ 300°C έως 500°C προς CO και CO₂.

Ο άνθρακας σέ ύψηλή θερμοκρασία, άνάγει πολλά μεταλλικά όξειδια σέ μέταλλα, όπως π.χ. του σιδήρου, του μολύβδου, του χαλκού κ.ά.



Άνάγει τό πυκνό νιτρικό και θειικό όξύ:



όπως επίσης και τούς ύδρατμούς σέ ύψηλή θερμοκρασία:



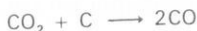
Σέ ύψηλή θερμοκρασία επίσης, σχηματίζει με τά μέταλλα καρβίδια, όπως π.χ. του άσβεστίου CaC₂, του βαρίου BaC₂, του άργιλίου Al₄C₃, του σιδήρου Fe₃C, του χαλκού Cu₂C₂.

Χρήσεις του άνθρακα. Από όσα άναφέρθηκαν, συμπεραίνεται ότι ό άνθρακας είναι στοιχείο μεγάλης βιομηχανικής σημασίας. Εκτός από τίς είδικές εφαρμογές των διαφόρων μορφών του (άδάμας, γραφίτης, ζωικοί άνθρακες) ό άνθρακας χρησιμοποιείται ως καύσιμο, ως άναγωγικό μέσο στη μεταλλουργία και ως βιομηχανική πρώτη ύλη. Μέ ξηρή απόσταξη του άνθρακα, παρασκευάζονται προϊόντα, που χρησιμεύουν σαν άφετηρία στην παρασκευή μεγάλου άριθμού βιομηχανικών προϊόντων (πετροχημικές βιομηχανίες).

14.3 Μονοξείδιο του άνθρακα (CO).

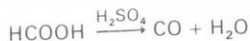
Πρόέλευση. Σχηματίζεται κατά την άτελή καύση άνθρακα ή οργανικών ουσιών σέ περιορισμένο ρεύμα αέρα. Άπαντά, επομένως, στα άέρια των καπνοδόχων,

στά καυσάεiria τών μηχανών έσωτερικής καύσεως καί στά άέρια τών ήφαιστειών. Υπάρχει άκόμα στά άέρια τών μεταλλουργικών καμίνων, στίς όποιες, σάν άναγωγικό, χρησιμοποιείται ό άνθρακας, διότι τό διοξείδιο του άνθρακα πού σχηματίζεται, άνάγεται άπό τόν άνθρακα σέ μονοξείδιο:

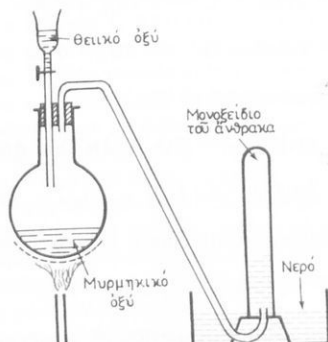


Παρασκευή.

α) **Έργαστηριακή.** Καθαρό μονοξείδιο του άνθρακα μπορεί νά παρασκευασθεί σέ μικρά ποσά στό έργαστήριο, μέ επίδραση πυκνού θεικού όξέος σέ μυρμηκικό όξύ (σχ. 14.3α):



ή σέ όξαλικό όξύ:



Σχ. 14.3α.

Παρασκευή μονοξειδίου του άνθρακα μέ επίδραση θεικού όξέος σέ μυρμηκικό όξύ.

Τό μίγμα διοξειδίου καί μονοξειδίου, πού λαμβάνεται στή δεύτερη παρασκευή, διαβιβάζεται σέ διάλυμα καυστικού άλκάλειωσ, πού κατακρατά τό διοξείδιο του άνθρακα:



β) **Βιομηχανικά.** Τό μονοξείδιο του άνθρακα παρασκευάζεται καί σέ μεγάλα ποσά, διότι χρησιμοποιείται ως καύσιμο σέ μίγμα μέ άλλα άέρια.

Όταν διαβιβασθεί ρεύμα ύδατμών μέσα άπό διάπυρο άνθρακα (κώκ), παρασκευάζεται ίσομοριακό μίγμα μονοξειδίου του άνθρακα καί ύδρογόνου, πού όνομάζεται **ύδραέριο**:



Τό ύδραέριο είναι αέριο καύσιμο μέ μεγάλη θερμογόνο δύναμη. Έκτός από καύσιμο, χρησιμοποιείται στη βιομηχανική παραγωγή υδρογόνου καί τή σύνθεση άλλων σωμάτων.

Βιομηχανικά παρασκευάζεται μονοξείδιο του άνθρακα σέ μίγμα μέ άζωτο, όταν διαβιβασθεί ρεύμα αέρα μέσα από αεριογόνο, πού περιέχει άνθρακα (κώκ) σέ έρυθροπύρωση. Αρχικά ό άνθρακας καίεται καί σχηματίζεται διοξείδιο του άνθρακα, τό όποιο κατόπιν ανάγεται από τόν άνθρακα σέ μονοξείδιο:



Η περιεκτικότητα σέ μονοξείδιο του άνθρακα, του αερίου, πού έξάγεται από τό αεριογόνο, είναι 15 έως 30%. Τό μίγμα άζώτου - μονοξειδίου του άνθρακα, πού παρασκευάζεται μέ τόν παραπάνω τρόπο, όνομάζεται **άνθρακαέριο** ή **πτωχό αέριο**, έπειδή έχει σχετικά μικρή θερμογόνο δύναμη.

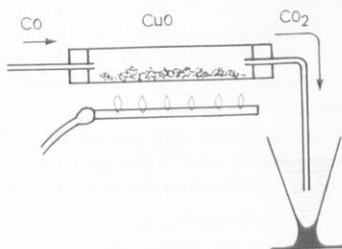
Ιδιότητες.

α) **Φυσικές.** Τό μονοξείδιο του άνθρακα είναι αέριο άχρουν, άγευστο καί άοσμο. Ύγροποιείται στους -190°C καί στερεοποιείται στους -207°C . Είναι δυσδιάλυτο στό νερό, τά δέ διαλύματά του είναι ούδέτερα.

β) **Χημικές.** Τό μονοξείδιο του άνθρακα καίεται στόν αέρα μέ κυανή φλόγα καί δίνει διοξείδιο.

Είναι ισχυρό αναγωγικό. Έν ψυχρῶ, ανάγει όξινα διαλύματα υπερμαγγανικού καλίου καί διάφορα άλατα, όπως του χρυσού, του άργύρου κ.ά.

Στή θερμοκρασία τής έρυθροπυρώσεως, ανάγει πολλά μεταλλικά όξείδια, όπως π.χ. του σιδήρου, του χαλκού κ.ά (σχ. 14.3β):



Σχ. 14.3β.

Αναγωγή του όξειδίου του χαλκού σέ μεταλλικό χαλκό από τό μονοξείδιο του άνθρακα.

Δέν ανάγονται από τό μονοξείδιο του άνθρακα τά πολύ έξώθερμα όξείδια, όπως του άργιλίου, του μαγνησίου, του πυριτίου κ.ά.

Τό μονοξείδιο του άνθρακα παρουσιάζει άκόρεστο χαρακτήρα. Ένώνεται άπ' ευθείας μέ τό χλώριο, όταν έκτεθεί μίγμα μονοξειδίου του άνθρακα καί χλωρίου στό ήλιακό φώς, όποτε σχηματίζεται φωσγένιο, τό όποιο είναι ισχυρότατο δηλητήριο:



Ένώνεται επίσης μέ τό θείο καί σχηματίζει όξυθειούχο άνθρακα (COS).

Τό μονοξείδιο του άνθρακα άπορροφάται άπό τά στερεά καυστικά άλκάλια ύπό πίεση στους 200°C καί σχηματίζει μυρμηκικά άλατα:



Όταν διαβιβασθεί μονοξείδιο του άνθρακα επάνω άπό μέταλλα λεπτότατα διαμερισμένα ή μέ πίεση σέ ύψηλή θερμοκρασία, σχηματίζονται καρβονυλικές ένωση-σεις των μετάλλων, (μεταλλοκαρβονύλια), όπως π.χ. του σιδήρου $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$ καί του νικελίου $[\text{Ni}(\text{CO})_4]$.

γ) **Φυσιολογικές ιδιότητες.** Τό μονοξείδιο του άνθρακα είναι ισχυρό δηλητήριο. Ποσότητα μονοξειδίου του άνθρακα στόν άέρα σέ αναλογία 1:1500, πού εισπνέεται γιά χρονικό διάστημα μικρότερο άπό μία ώρα, μπορεί νά προκαλέσει τό θάνατο. Η θανατηφόρα δόση είναι περίπου 10 cm³ μονοξειδίου του άνθρακα ανά χιλιόγραμμα βάρους του σώματος. Η δηλητηριώδης δόση του μονοξειδίου όφείλεται στό ότι ένώνεται μέ τήν αίμοσφαιρίνη καί σχηματίζει σταθερή ένωση, τήν άνθρακοξυαιμοσφαιρίνη. Αύτή παρεμποδίζει τή μεταφορά άπό τό αίμα του όξυγόνου, πού είναι άπαραίτητο γιά τίς καύσεις του όργανισμου. Οι συχνές δηλητηριάσεις μέ μονοξείδιο του άνθρακα όφείλονται στίς φυσικές του ιδιότητες (άοσμο, άγευστο, άχροο), πού δέν επιτρέπουν νά γίνει άντιληπτό στήν άτμόσφαιρα, καθώς καί στό ότι δέν προκαλεί προειδοποιητικά συμπτώματα. Η δηλητηρίαση μέ μονοξείδιο του άνθρακα έκδηλώνεται μέ ζαλάδα, πονοκέφαλο, έμετο καί τέλος άναισθησία. Η θεραπεία των δηλητηριάσεων άπό μονοξείδιο του άνθρακα επιτυγχάνεται μέ τεχνητές άναπνοές, πού ακολουθούνται άπό εισπνοές μίγματος πού άποτελείται άπό 93% όξυγόνο καί 7% διοξείδιο του άνθρακα.

Χρήσεις. Τό μονοξείδιο του άνθρακα χρησιμοποιείται ως καύσιμο, ως άναγωγικό, κυρίως στή μεταλλουργία καί ως πρώτη ύλη γιά τή σύνθεση διαφόρων βιομηχανικών προϊόντων, όπως π.χ. τή μεθυλική άλκοόλη, τά μυρμηκικά άλατα, τό φωσγένιο κ.ά.

14.4 Διοξείδιο του άνθρακα (CO₂).

Προέλευση. Άποτελεί μόνιμο συστατικό του άτμοσφαιρικού άέρα (0,03%). Έκλύεται άπό τό έδαφος σέ όρισμένες ήφαιστειογενείς περιοχές, όπως π.χ. ή *σπηλιά του σκύλου* κοντά στή Νεάπολη, ή *κοιλάδα του θανάτου* στήν Ίαβα, καί τό Σουσάκι τής Κορινθίας.

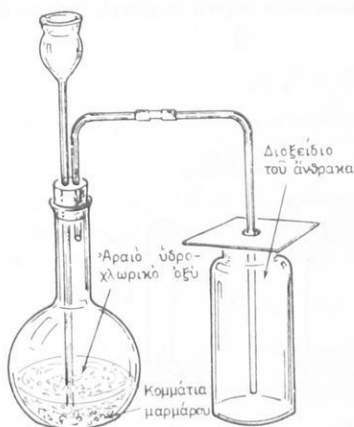
Τό διοξείδιο του άνθρακα άπαντά επίσης διαλυμένο σέ πολλά μεταλλικά νερά καί περιέχεται σέ μικρή άναλογία στό πόσιμο νερό.

Άπαντά μέ μορφή άνθρακικών άλάτων στά άνθρακικά όρυκτά, τά όποια είναι πάρα πολύ διαδεδομένα. Άνθρακικά όρυκτά είναι οι διάφορες ποικιλίες του άνθρακικού άσβεστίου (CaCO_3 : μάρμαρο, άσβεστόλιθος, ισλανδική κρύσταλλος κ.ά.), ό δολομίτης (διπλό άνθρακικό άλας του άσβεστίου καί του μαγνησίου $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$), ό σιδηρίτης (FeCO_3) κ.ά.

Τέλος, τό διοξείδιο του άνθρακα είναι προϊόν της άναπνοής, της καύσεως καί της άποσυνθέσεως των όργανικών ουσιών.

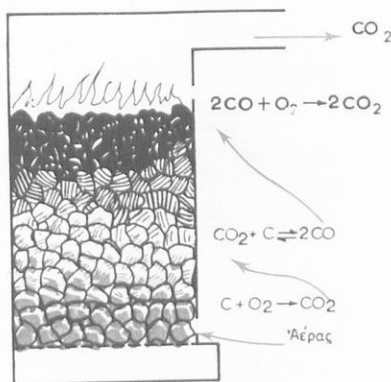
Παρασκευή.

α) **Έργαστηριακά.** Τό διοξείδιο του άνθρακα παρασκευάζεται εύκολα στό έργαστήριο, μέ επίδραση ύδροχλωρικού όξέος σέ άνθρακικά άλατα, όπως π.χ. άνθρακικό άσβέστιο (μάρμαρο) (σχ. 14.4α):



Σχ. 14.4α.

Παρασκευή διοξειδίου του άνθρακα μέ επίδραση άραιού ύδροχλωρικού όξέος σέ μάρμαρο.



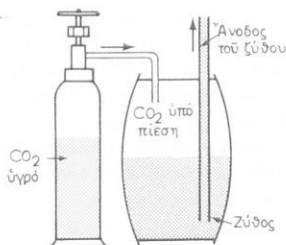
Σχ. 14.4β.

Παρασκευή διοξειδίου του άνθρακα από την καύση άνθράκων.

β) **Βιομηχανικά.** Μεγάλες ποσότητες διοξειδίου του άνθρακα παρασκευάζονται μέ καύση του άνθρακα (σχ. 14.4β), καθώς καί μέ πύρωση άσβεστόλιθου καί μαγνησίτη στους 700° έως 800°C:



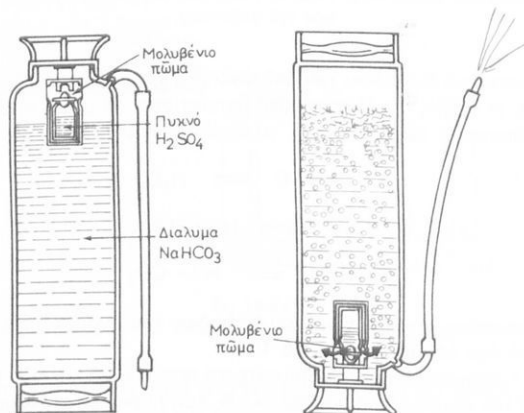
Σημαντικά επίσης ποσά διοξειδίου του άνθρακα λαμβάνονται σάν παραπροϊόν της άλκοολικής ζυμώσεως κατά την αντίδραση:



Σχ. 14.4ε.

Ανύψωση της μπίρας με τη βοήθεια διοξειδίου του άνθρακα.

ροσβεστήρες συνήθως περιέχουν πυκνό διάλυμα όξινου άνθρακικού νατρίου και φιάλη που περιέχει πυκνό θειικό όξύ. Κατά τό άνοιγμα του πυροσβεστήρα, προκαλείται θραύση της φιάλης και τό θειικό όξύ αντιδρά με τό όξινο άνθρακικό νάτριο. Έτσι, σχηματίζεται διοξείδιο του άνθρακα (σχ. 14.4στ). Μπορεί επίσης οι πυροσβεστήρες νά περιέχουν θειικό άργίλιο $[Al_2(SO_4)_3]$ και όξινο άνθρακικό νάτριο, τά όποια αντιδρούν μεταξύ τους και σχηματίζουν σταθερό άφρό, που περιέχει διοξείδιο του άνθρακα.



Σχ. 14.4στ.

Συσκευή κατασβέσεως πυρκαϊάς με διοξείδιο του άνθρακα.

14.5 Άνθρακικά άλατα.

Τό άνθρακικό όξύ παρέχει δύο σειρές αλάτων, τά όξινα άνθρακικά και τά κανονικά άνθρακικά άλατα.

Τά κανονικά άνθρακικά άλατα παρασκευάζονται μέ επίδραση διοξειδίου του άνθρακα ή σέ βασικά όξειδια παρουσία ύγρασίας, ή σέ ύδροξειδια, όπως π.χ.:

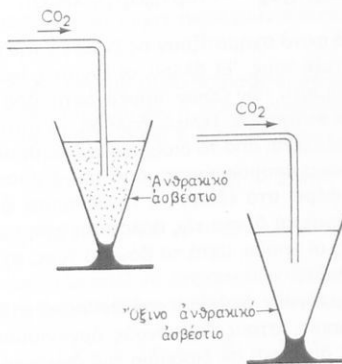


Μέ αυτές τίσ συνθήκες, όρισμένα μέταλλα, όπως τό μαγνήσιο, ό μόλυβδος καί ό χαλός, δίνουν βασικά άνθρακικά άλατα. Άπό τά κανονικά άνθρακικά άλατα, εύδιάλυτα είναι τά άλατα των αλκαλιών, τά όποια είναι καί σταθερά σέ ύψηλές θερμοκρασίες. Όλα τά άλλα άνθρακικά άλατα ή είναι άδιάλυτα ή έλάχιστα διαλυτά στό νερό καί, μέ θέρμανση, διασπώνται σέ όξειδια καί διοξείδιο του άνθρακα.

Άπό τά όξινα άνθρακικά άλατα, σταθερά είναι τά άλατα των αλκαλιών, τά όποια σχηματίζονται, όταν διαβιβασθεί διοξείδιο του άνθρακα μέσα σέ πυκνά διαλύματα κανονικών άνθρακικών αλάτων, π.χ.:



Τά όξινα άνθρακικά άλατα των άλλων μετάλλων είναι άσταθή σέ στερεά κατάσταση, μπορούν όμως νά παρασκευασθούν σέ διάλυμα, μέ επίδραση διοξειδίου του άνθρακα σέ διαλύματα των ύδροξειδίων ή των άνθρακικών αλάτων τους. Π.χ. μέ διαβίβαση διοξειδίου του άνθρακα σέ αιώρημα άνθρακικού άσβεστίου, τό άνθρακικό άσβέστιο διαλύεται, όδίτι μετατρέπεται στό εύδιάλυτο όξινο άνθρακικό άσβέστιο $\text{Ca(HCO}_3)_2$ (σχ. 14.5).



Σχ. 14.5.

Μετατροπή άδιάλυτου άνθρακικού άσβεστίου σέ εύδιάλυτο όξινο άνθρακικό άσβέστιο, μέ τήν επίδραση διοξειδίου του άνθρακα.

Όρισμένα μέταλλα, όπως ό σίδηρος, προσβάλλονται άπό τό άνθρακικό όξύ καί δίνουν όξινα άνθρακικά άλατα:



Τόσο τὰ κανονικά, όσο και τὰ ὄξινα ἀνθρακικά ἄλατα σέ διαλύματα, δίνουν ἀλκαλική ἀντίδραση, λόγω ὑδρολύσεως.

“Όλα τὰ ὄξινα ἀνθρακικά ἄλατα, μέ θέρμανση μετατρέπονται σέ κανονικά. Στὰ ὄξινα ἀνθρακικά ἄλατα (κυρίως τοῦ ἀσβεστίου καί τοῦ μαγνησίου) ὀφείλεται ἡ παροδική σκληρότητα τοῦ νεροῦ καί ὁ σχηματισμός σταλακτιτῶν καί σταλαγμιτῶν.

14.6 Κύκλος τοῦ ἀνθρακα στή φύση.

Τό ποσό τοῦ διοξειδίου τοῦ ἀνθρακα στήν ἀτμόσφαιρα (0,03%) παραμένει πρακτικά σταθερό. Αυτό ὀφείλεται στό γεγονός ὅτι μέ ὀρισμένες χημικές μεταβολές πού γίνονται στή φύση, ἀπό τή μιὰ μεριά ἀφαιρεῖται διοξείδιο τοῦ ἀνθρακα ἀπό τήν ἀτμόσφαιρα καί ἀπό τήν ἄλλη παράγεται διοξείδιο τοῦ ἀνθρακα, τό ὁποῖο ἐπέρχεται στήν ἀτμόσφαιρα.

Ἡ κύρια ἀντίδραση, μέ τήν ὁποία ἀφαιρεῖται διοξείδιο τοῦ ἀνθρακα ἀπό τήν ἀτμόσφαιρα εἶναι ἡ *φωτοσύνθεση*, ἀπό τήν ὁποία ἐξαρτᾶται ἡ ζωή. Στά πράσινα μέρη τῶν φυτῶν, πραγματοποιεῖται, μέ ἀπορρόφηση ἡλιακῆς ἐνέργειας, ἀντίδραση μεταξύ διοξειδίου τοῦ ἀνθρακα καί νεροῦ, μέ ἀποτέλεσμα τό σχηματισμό ὕδατανθράκων, ὅπως ἡ γλυκόζη ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) καί τό ἄμυλο ($\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5$)_x, καί ὀξυγόνο, κατά τίς ἀντιδράσεις:



Μέ τόν τρόπο αὐτό, τὰ φυτά σχηματίζουν τίς ἐνώσεις τοῦ ἀνθρακα, πού εἶναι ἀπαραίτητες γιά τήν ἀνάπτυξή τους. Ἐξ ἄλλου, οἱ ἐνώσεις τοῦ ἀνθρακα, ἀπό τίς ὁποῖες ἀποτελοῦνται τὰ σώματα τῶν ζώων, προέρχονται ἀπό τήν τροφή τους, πού εἶναι τὰ φυτά ἢ ἄλλα ζῶα φυτοφάγα. Τελικά, δηλαδή, τό σύνολο τοῦ ἀνθρακα τῶν φυτῶν καί τῶν ζώων προέρχεται ἀπό τό διοξείδιο τοῦ ἀνθρακα τῆς ἀτμόσφαιρας.

Τό διοξείδιο τοῦ ἀνθρακα ἀπομακρύνεται ἀπό τήν ἀτμόσφαιρα καί μέ τό νερό τῆς βροχῆς, πού τό μεταφέρει στό ἔδαφος ἢ τή θάλασσα, ὅπου σχηματίζει ὄξινα ἀνθρακικά ἄλατα. Τά ἀνθρακικά ἄλατα τῆς θάλασσας χρησιμοποιοῦνται ἀπό τοὺς θαλάσσιους ὀργανισμούς, οἱ ὁποῖοι, μετά τό θάνατό τους, σχηματίζουν στρώματα ἀσβεστολίθων καί κοραλίων.

Οἱ ἀντιδράσεις, πού χορηγοῦν διοξείδιο τοῦ ἀνθρακα στήν ἀτμόσφαιρα, εἶναι: Ἡ *ἀναπνοή*, κατά τήν ὁποία, στοὺς ζωντανούς ὀργανισμούς, πραγματοποιεῖται καύση τῶν ἐνώσεων τοῦ ἀνθρακα σέ διοξείδιο τοῦ ἀνθρακα, πού ἐλευθερώνεται στήν ἀτμόσφαιρα μέ τήν ἐκπνοή. Ἡ *ἀποσύνθεση* τῶν ὑπολειμμάτων τῶν ζωικῶν καί φυτικῶν ὀργανισμῶν, κατά τήν ὁποία ἐπίσης ὁ ἀνθρακας τῶν ἐνώσεων τῶν ὀργανισμῶν αὐτῶν μετατρέπεται σέ διοξείδιο τοῦ ἀνθρακα. Τέλος ἡ *καύση* τῶν διαφόρων ἀνθράκων καί καυσίμων ὑλῶν.

Μέ τήν ἀντιστάθμιση τῶν παραπάνω μεταβολῶν συμπληρώνεται ὁ κύκλος τοῦ ἀνθρακα στή φύση, πού, μαζί μέ τόν κύκλο τοῦ ἀζώτου, ἀποτελοῦν τοὺς δύο βασικούς βιολογικούς κύκλους.

14.7 Πυρίτιο (Si).

Προέλευση. Τό πυρίτιο είναι τό δεύτερο περισσότερο διαδεδομένο στοιχείο στή φύση μετά τό όξυγόνο.

Ήποτελεῖ τό 27% περίπου τοῦ στερεοῦ φλοιοῦ τῆς γῆς. Δέν άπαντᾶ έλεύθερο, άλλά κυρίως μέ τή μορφή τοῦ διοξειδίου τοῦ πυριτίου (SiO₂) καί τῶν πυριτικῶν άλάτων, πού άποτελοῦν τό μεγαλύτερο ποσοστό τῶν πετρωμάτων τοῦ στερεοῦ φλοιοῦ τῆς γῆς. Τό διοξείδιο τοῦ πυριτίου άπαντᾶ συνήθως σάν άμμος, ένῷ σάν καθαρή κρυσταλλική μορφή του εἶναι ὁ χαλαζίας, ὁ τριδυμίτης καί ὁ κρυστοβαλίτης. Άπό τά πυριτικά πετρώματα, κυριότερα εἶναι ὁ γρανίτης, ὁ γνεύσιος, ὁ μαρμαρυγίας, ὁ βασάλτης καί ὁ σχιστόλιθος, πού άποτελεῖται άπό πυριτικά άλατα τοῦ καλίου ἢ τοῦ νατρίου μέ άργίλιο, άσβέστιο, ἢ μαγνήσιο. Μέ τήν επίδραση τοῦ νεροῦ καί τοῦ διοξειδίου τοῦ άνθρακα, τά πετρώματα αὐτά άποσασθρώνονται άργά καί τά έλαφρά μέταλλα παρασύρονται σιγά-σιγά πρὸς τίς πεδιάδες καί τή θάλασσα. Έτσι, παραμένει ένυδρο πυριτικό άργίλιο μέ τή μορφή τῆς άργίλου, τοῦ καολίνης ἢ τοῦ πηλοῦ, άπό τόν ὁποῖο, μετά τήν άπομάκρυνση τοῦ άργιλίου, παραμένει άδιάλυτο καί άπρόσβλητο διοξείδιο τοῦ πυριτίου σάν άμμος.

Τό διοξείδιο τοῦ πυριτίου άπαντᾶ σέ πολλά φυτά, τά ὁποῖα τό άφομοιώνουν καί τό άποταμιεύουν σέ διάφορα μέρη τοῦ ἴστοῦ τους. Τά στάχυα καί τά καλάμια περιέχουν σημαντικό ποσό διοξειδίου τοῦ πυριτίου, στό ὁποῖο ὀφείλεται ἡ τραχιά άφή τους. Ή τέφρα τους άποτελεῖται άπό 50% περίπου διοξείδιο τοῦ πυριτίου.

Διοξείδιο τοῦ πυριτίου άφομοιώνουν έπίσης καί ὀρισμένα ζῶα, ὅπως τά έγχυματικά. Οἱ σκελετοί τῶν ζῶων αὐτῶν, πού άποτελοῦνται άπό διοξείδιο τοῦ πυριτίου, σχηματίζουν μέ μορφή γεωλογικῶν στρωμάτων, μετά τόν θάνατό τους, τή γῆ διατόμων.

Τά φτερά τῶν πουλιῶν καί οἱ τρίχες περιέχουν έπίσης διοξείδιο τοῦ πυριτίου.

Παρασκευή. Τό άμορφο πυρίτιο παρασκευάζεται μέ άναγωγή, σέ ύψηλές θερμοκρασίες, τοῦ διοξειδίου τοῦ πυριτίου ἢ τοῦ τετραφθοριούχου πυριτίου (SiF₄) άπό μεταλλικό νάτριο, μαγνήσιο, κάλιο ἢ άργίλιο, π.χ.:



Τό κρυσταλλικό πυρίτιο μπορεῖ νά παρασκευασθεῖ μέ πύρωση διοξειδίου τοῦ πυριτίου μέ άνθρακα (κώκ) ἢ άνθρακασβέστιο, σέ ηλεκτρικές καμίνους:



Κατά τήν παρασκευή αὐτή, χρησιμοποιεῖται πάντοτε περίσσεια διοξειδίου τοῦ πυριτίου γιά νά μή σχηματισθεῖ άνθρακοπυρίτιο SiC (Carborundum).

Μέ διάλυση τοῦ άμόρφου πυριτίου σέ τήγμα μετάλλου καί ψύξη, μέρος τοῦ πυριτίου άποχωρίζεται μέ κρυσταλλική μορφή.

Χρήσεις. Τό διοξειδίο του πυριτίου, σέ καθαρή κρυσταλλική κατάσταση (χαλαζίες), χρησιμοποιεῖται γιά τήν κατασκευή ὀπτικῶν ὀργάνων, ἐπειδὴ προκαλεῖ διπλή διάθλαση τοῦ φωτός καί εἶναι διαπερατό ἀπό τίς ὑπεριώδεις ἀκτίνες. Ἐπίσης, χρησιμοποιεῖται σέ μίγμα μέ ἄλλα ὀξείδια (ἀργιλίου, ἀσβεστίου, μαγνησίου) στήν κατασκευή τούβλων, πού ἀντέχουν στίς ὑψηλές θερμοκρασίες (πυρότουβλα) καί εἶναι ἀπαραίτητα στήν κατασκευή βιομηχανικῶν καμίνων.

Ἡ πυριτιοῦχος ἄμμος ἀποτελεῖ τήν κύρια πρώτη ὕλη γιά τήν παρασκευή τοῦ γυαλιοῦ, τῶν κεραμεικῶν τῶν συνθετικῶν λίθων, τῶν κονιαμάτων κ.ἄ. Μέ τή μορφή τῆς *γῆς διατόμων*, χρησιμοποιεῖται ὡς ὕλικό συσκευασίας, ὡς ἀπορροφητικό μέσο, καθὼς καί στήν παρασκευή τῆς δυναμίτιδας.

Τέλος, ὅπως ἀναφέρθηκαν, οἱ διάφορες ὥραϊες φυσικές ποικιλίες τοῦ διοξειδίου τοῦ πυριτίου χρησιμοποιοῦνται γιά τήν κατασκευή πολυτίμων λίθων.

14.9 Γυαλί.

Τό γυαλί ἀποτελεῖται ἀπό μίγμα πυριτικῶν ἀλάτων, κυρίως νατρίου ἢ καλίου καί ἀσβεστίου.

Τό συνηθισμένο γυαλί (φιάλες, παράθυρα κλπ.) παρασκευάζεται μέ σύντηξη σέ εἰδικές καμίνους, στοὺς 1400°C, καθαρῆς λευκῆς ἄμμου, ἀνθρακικοῦ καλίου ἢ νατρίου καί ἀσβεστολίθου ἢ ὀξειδίου τοῦ ἀσβεστίου. Τό γυαλί πού παρασκευάζεται, ἔχει κατὰ προσέγγιση τή σύσταση $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 5\text{SiO}_2$ καί χρῶμα πράσινο, πού ὀφείλεται στήν παρουσία ὀξειδίων τοῦ σιδήρου, ἀπό τίς, πρῶτες ὕλες πού χρησιμοποιήθηκαν. Γιά τόν ἀποχρωματισμό τοῦ γυαλιοῦ, προστίθεται στήν τηγμένη μάζα πυρολουσίτης, ὁ ὁποῖος ὀξειδώνει τό πράσινο ὀξείδιο σέ κίτρινο τριοξείδιο τοῦ σιδήρου. Ταυτόχρονα, σχηματίζεται ροδόχρουν πυριτικό μαγγάνιο, τοῦ ὁποῖου τό χρῶμα εἶναι συμπληρωματικό τῆς χροιάς τοῦ ὀξειδίου τοῦ σιδήρου καί ἔτσι ἐπιτυγχάνεται πλήρης ἀποχρωματισμός τοῦ γυαλιοῦ. Γιά τόν ἴδιο λόγο, χρησιμοποιεῖται καί τό σελήνιο.

Τά διάφορα εἶδη γυαλιοῦ γίνονται μέ ἀντικατάσταση τοῦ ὀξειδίου τοῦ νατρίου ἀπό ὀξείδιο τοῦ καλίου καί τοῦ ὀξειδίου τοῦ ἀσβεστίου ἀπό ὀξείδια ἀργιλίου, βορίου, μολύβδου, βαρίου, ψευδαργύρου κ.ἄ.

Ἔτσι, τό *γυαλί Βοημίας*, πού εἶναι σκληρότερο, μεγαλύτερης ἀντοχῆς στά χημικά ἀντιδραστήρια καί περισσότερο δύστηκτο ἀπό τό κοινό γυαλί, περιέχει ὀξείδιο τοῦ καλίου ἀντὶ ὀξειδίου τοῦ νατρίου. Γιά τήν κατασκευή χημικῶν ὀργάνων καί οἰκιακῶν σκευῶν, χρησιμοποιεῖται τό γυαλί Jena, πού εἶναι μεγάλης ἀνθεκτικότητας στά χημικά ἀντιδραστήρια καί, ἐπίσης, περισσότερο σκληρό καί δύστηκτο. Τό γυαλί Jena περιέχει λίγο ἀλκάλι καί μεγάλη ποσότητα ὀξειδίου τοῦ ἀργιλίου, ὅπως ἐπίσης καί ὀξείδια τοῦ βαρίου, τοῦ ψευδαργύρου καί τοῦ βορίου.

Γιά τοὺς ἴδιους λόγους, χρησιμοποιεῖται σήμερα τό γυαλί Pyrex, πού εἶναι μικρῆς περικτικότητας σέ ὀξείδιο τοῦ ἀργιλίου καί περιέχει περισσότερο ὀξείδιο τοῦ βορίου. Τά γυαλιά, πού ἔχουν μεγάλο δείκτη διαθλάσεως, περιέχουν ὀξείδιο τοῦ μολύβδου ἀντὶ ὀξειδίου τοῦ ἀσβεστίου. Παρόμοιο γυαλί, μέ μεγάλο δείκτη διαθλάσεως, πού περιέχει ὀξείδια τοῦ βαρίου καί τοῦ καλίου, χρησιμοποιεῖται στήν κατασκευή ὀπτικῶν εἰδῶν.

Ὁ χρωματισμός τοῦ γυαλιοῦ γίνεται μέ προσθήκη διαφόρων μεταλλικῶν ὀξει-

δίων στην τηγμένη μάζα του γυαλιού. Έτσι, το όξειδιο του κοβαλτίου δίνει στο γυαλί χρώμα βαθύ κυανό (σμάλτο), το όξειδιο χαλκού άνοιχτό κυανό, το όξειδιο του χρωμίου πράσινο, το διοξειδιο του μαγγανίου ιώδες. Εκτός από τα όξειδια, για το χρωματισμό του γυαλιού, χρησιμοποιούνται διάφορα στοιχεία και ενώσεις τους, όπως π.χ. το σελήνιο, που του δίνει κίτρινο χρώμα, ή μεταλλικός χρυσός που του δίνει ζωηρό έρυθρό, το θειούχο κάδμιο που του δίνει κίτρινο χρώμα κ.ά.

Με προσθήκη διοξειδίου του κασιτέρου, κρυσταλλικού ή φθορίτη και άστριου σε μορφή λεπτής κόλλας ή κόλλας όστων, παρασκευάζεται γαλακτώδες άδιαφανές γυαλί, που χρησιμοποιείται με το όνομα email για την επικάλυψη σιδερένιων σκευών.

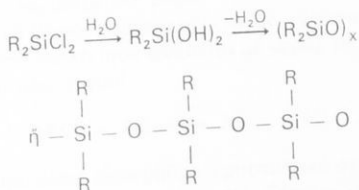
Το γυαλί, που χρησιμοποιείται για κατασκευή όπτικων και απορροφά τις υπεριώδεις ακτίνες του ήλιου, περιέχει συνήθως θάλιο και σπάνιες γαίες.

Το γυαλί, τέλος, που χρησιμοποιείται με το όνομα Strass, για την απόμιση των πολυτίμων λίθων, είναι αύξημένης περιεκτικότητας σε όξειδιο του μολύβδου (PbO) και όξειδιο του βορίου (B₂O₃).

14.10 Όργανικές ενώσεις του πυριτίου (σιλικόνες).

Η αναλογία, που παρουσιάζουν στο σχηματισμό χημικών ενώσεων ο άνθρακας και το πυρίτιο, οδήγησε στην παρασκευή ενώσεων του πυριτίου αναλόγων προς τις όργανικές ενώσεις του άνθρακα. Έτσι, εκτός από τις όργανοπυριτικές ενώσεις (σιλάνια), όπως το Si(CH₃)₄, το Si(C₂H₅)₄, το Si(C₆H₅)₄ κ.ά., παρασκευάστηκαν και ενώσεις του πυριτίου αναλογές προς τα αλογονίδια, τις αλκοόλες, τις αλδεΐδες, τις κετόνες κ.ά., στις όποιες τα άτομα του άνθρακα των χαρακτηριστικών ομάδων έχουν αντικατασταθεί από άτομα πυριτίου.

Οι σπουδαιότερες από τις ενώσεις αυτές είναι οι *σιλικόνες*, που παρασκευάζονται από τα χλωροπαράγωγα των όργανοπυριτικών ενώσεων, τα *χλωροσιλάνια*, όπως τα RSiCl₃, R₂SiCl₂ και R₃SiCl, με αντίδρασεις υδρόλυσεως και πολυμερισμού, κατά το σχήμα:



Ο πολυμερισμός αυτός μπορεί να καταλήξει και σε μόρια με διακλαδισμένες αλυσείς ή και κυκλικά μόρια, με ένα ή περισσότερους δακτύλιους.

Σιλικόνες παρασκευάστηκαν σε άερα, σε υγρή και σε στερεά κατάσταση. Οι σιλικόνες, λόγω των ιδιοτήτων τους, βρίσκουν πολλές εφαρμογές. Από σιλικόνες κατασκευάζεται καουτσούκ (Silastex), που είναι ανθεκτικό σε μεγάλη περιοχή θερμοκρασιών και διατηρεί την ελαστικότητά του από -20°C έως 200°C. Το Silastex έχει επίσης πολύ καλές μονωτικές ιδιότητες και είναι πολύ σταθερό απέναντι στο όξον, τις υπεριώδεις ακτίνες, τα έλαια και τα χημικά αντιδραστήρια.

Παρασκευάζονται επίσης και πλαστικά πολύ σταθερά στη θερμότητα και τα χη-

Διαλύεται σε καυστικά αλκάλια και δίνει μεταβολικά άλατα και υδρογόνο:



Με τά περισσότερα από τά μέταλλα ενώνεται απ' ευθείας έν θερμῷ καί σχηματίζει βορίδια (βοριοϋχες ενώσεις τῶν μετάλλων). Με τόν άνθρακα, στή θερμοκρασία τοῦ βολταϊκοῦ τόξου, σχηματίζει καρβίδιο (B_6C).

Χρήσεις. Τό βόριο χρησιμοποιεῖται κυρίως μέ τή μορφή τῶν ενώσεών του, βορικού ὀξέος, βόρακα καί άλλων βορικών αλάτων.

15.2 Βορικό ὄξύ (H_3BO_3).

Τό βόριο σχηματίζει τρία ὀξέα:

τό ὀρθοβορικό (ή βορικό ὄξύ) H_3BO_3 ἢ $\text{B}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$,

τό μεταβορικό ὄξύ HBO_2 ἢ $\text{B}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ καί

τό τετραβορικό ὄξύ $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$ ἢ $2\text{B}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

Τό βορικό ὄξύ (H_3BO_3), πού ὅπως ἀναφέρθηκε ἀπαντᾷ καί ἐλεύθερο στή φύση, παρασκευάζεται μέ προσθήκη πυκνοῦ ὑδροχλωρικοῦ ὀξέος σέ θερμό κορεσμένο διάλυμα βόρακα ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$):



Μέ ψύξη τοῦ διαλύματος, ἀποχωρίζονται κρύσταλλοι τοῦ βορικού ὀξέος.

Μπορεῖ ἐπίσης νά παρασκευασθεῖ μέ διάλυση τριοξειδίου τοῦ βορίου σέ νερό:



Τό βορικό ὄξύ ἀποτελεῖται ἀπό λευκοῦς, μαλακοῦς, στιλπνοῦς, λεπιδοειδεῖς κρυστάλλους, μέ λιπῶδη ἀφή. Διαλύεται στό νερό μέχρι 4% στή συνήθη θερμοκρασία καί τά διαλύματά του παρουσιάζουν ἐλαφρά ὀξινες ιδιότητες.

Όταν θερμαίνεται, τό βορικό ὄξύ μετατρέπεται στήν ἀρχή σέ μεταβορικό ὄξύ καί κατόπιν σέ τετραβορικό (ή πυροβορικό) ὄξύ:



καί



Μέ παραπέρα θέρμανση (μέχρι ἐρυθροπύρωση), παρέχει τόν άνυδρίτη του, τό τριοξείδιο τοῦ βορίου.

Τά διαλύματα τοῦ βορικού ὀξέος χρησιμοποιοῦνται στήν ἱατρική ὡς ἥπια ἀντισηπτικά καί ἀντιφλογιστικά. Άλοιφές βορικοῦ ὀξέος μέ βαζελίνη χρησιμοποιοῦνται στή θεραπεία ἐγκυμᾶτων καί ἐκζεμάτων.

15.3 Βόρακας ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$).

Άπαντᾷ στή φύση ὡς ὄρυκτό, ἀπό τό ὁποῖο παρασκευάζεται καθαρὸς βόρακας μέ ἀνακρυστάλλωση.

Παρασκευάζεται επίσης με συνθέρμανση βορικού οξέος με άνθρακικό νάτριο:



Ο κρυσταλλικός βόρακας, με θέρμανση αποβάλλει τό κρυσταλλικό του νερό, διογκώνεται καί μετατρέπεται σέ άνυδρο βόρακα, πού είναι διαφανής ύαλώδης μάζα.

Όταν διαλυθεϊ στό νερό, δίνει διαλύματα μέ άλκαλική αντίδραση, λόγω ύδρολύσεως. Γιά τήν ιδιότητά του αύτή καί λόγω τής μικρής διαλυτότητας τών βορικών αλάτων τοϋ άσβεστίου καί τοϋ μαγνησίου, ο βόρακας χρησιμοποιείται γιά τήν άποσκήρυνση τοϋ νεροϋ.

Ο βόρακας χρησιμοποιείται στήν ύαλουργία. Όταν τήκεται, έχει τήν ικανότητα νά διαλύει πολλά όξειδία μετάλλων καί νά σχηματίζει, μετά τήν ψύξη του, ύαλώδη, διαυγή, χαρακτηριστικά χρωματισμένα μεταβολικά άλατα (μαργαρίτες τοϋ βόρακα). Τό χρώμα τών αλάτων αύτών χρησιμοποιείται στήν ποιοτική άνάλυση, γιά τήν πυροχημική άνίχνευση τών μετάλλων.

Έπειδή ο βόρακας έχει τήν ιδιότητα νά διαλύει τά όξειδία τών μετάλλων, χρησιμοποιείται στή μεταλλουργία ως συλλίπασμα καί στίς συγκολλήσεις τών μετάλλων, γιά τόν καθαρισμό από τά όξειδία τών επιφανειών πού συγκολλώνται.

Όνομασία	Σύμβολο	Ατομικό βάρος	Ατομικός αριθμός	Όνομασία	Σύμβολο	Ατομικό βάρος	Ατομικός αριθμός
Άζωτο	N	14,008	7	Μολυβδαίνιο	Mo	95,95	42
Άινσταίνιο	Es	254	99	Μόλυβδος	Pb	207,21	82
Άκτίνιο	Ac	227	89	Μπερκέλιο	Bk	243	97
Άμερίκιο	Am	241	95	Νάτριο	Na	22,997	11
Άνθραξ	C	12,01	6	Νέο	Ne	20,183	10
Άντιμόνιο	Sb	121,76	51	Νεοδύμιο	Nd	144,27	60
Άργίλιο	Al	26,97	13	Νεποτούνιο	Np	239	93
Άργό	Ar	39,994	18	Νικέλιο	Ni	58,69	28
Άργυρος	Ag	107,880	47	Νιόβιο	Nb	92,91	41
Άρσενικό	As	74,91	33	Νομπέλιο	No	253	102
Άσβέστιο	Ca	40,08	20	Ξένο	Xe	131,3	54
Άστατο	At	210	85	Όλμιο	Ho	164,94	67
Άφνιο	Hf	178,6	72	Όξυγόνο	O	16,000	8
Βανάδιο	V	50,95	23	Όσμιο	Os	190,2	76
Βάριο	Ba	137,36	56	Ουράνιο	U	238,07	92
Βηρύλλιο	Be	9,013	4	Παλλάδιο	Pd	106,7	46
Βισμούθιο	Bi	209,00	83	Πολώνιο	Po	210	84
Βολφράμιο	W	183,92	74	Πλουτώνιο	Pu	239	94
Βόριο	B	10,82	5	Πρασεοδύμιο	Pr	140,92	59
Βρώμιο	Br	79,916	35	Προμήθειο	Pm	145	61
Γαδολίνιο	Gd	156,9	64	Πρωτακτίνιο	Pa	231	91
Γάλλιο	Ga	69,72	31	Πυρίτιο	Si	28,09	14
Γερμάνιο	Ge	72,60	32	Ράδιο	Ra	226,05	88
Δημήτριο	Ce	140,13	58	Ραδόνιο	Rn	222	86
Δυσπρόσιο	Dy	162,46	66	Ρήνιο	Re	186,31	75
Έρβιο	Er	167,2	68	Ρόδιο	Rh	102,91	45
Εύρώπιο	Eu	152,0	63	Ρουβίδιο	Rb	85,48	37
Ζιρκόνιο	Zr	91,22	40	Ρουθένιο	Ru	101,7	44
Ήλιο	He	4,003	2	Σαμάριο	Sm	150,43	62
Θάλιο	Tl	204,39	81	Σελήνιο	Se	78,96	34
Θείο	S	32,08	16	Σιδηρός	Fe	55,85	26
Θόριο	Th	232,12	90	Σκάνδιο	Sc	44,96	21
Θούλιο	Tm	169,4	69	Στρόντιο	Sr	87,63	38
Ινδίο	In	114,76	49	Ταντάλιο	Ta	180,88	73
Ιρίδιο	Ir	193,1	77	Τελλούριο	Te	127,61	52
Ιώδιο	I	126,91	53	Τέρβιο	Tb	159,20	65
Κάδμιο	Cd	112,41	48	Τεχνήτιο	Te	98,91	43
Καίσιο	Cs	132,91	55	Τιτάνιο	Ti	47,90	22
Κάλιο	K	39,100	19	Ύδράργυρος	Hg	200,61	80
Καλιφόρνιο	Cf	244	98	Ύδρογόνο	H	1,008	1
Κασσίτερος	Sn	118,70	50	Ύπτερβιο	Yb	173,04	70
Κιούριο	Cm	242	96	Ύτριο	Y	88,92	39
Κοβάλτιο	Co	58,94	27	Φθόριο	F	19,000	9
Κρυπτό	Kr	83,80	36	Φράγκιο	Fr	221	87
Λανθάνιο	La	136,92	57	Φωσφόρος	P	30,97	15
Λευκόχρυσος	Pt	195,23	78	Χαλκός	Cu	63,542	29
Λίθιο	Li	6,940	3	Χλώριο	Cl	35,457	17
Λουτέτιο	Lw	175,00	71	Χρυσός	Au	197,2	79
Λωρέντιο	Lw	257	103	Χρώμιο	Cr	52,01	24
Μαγγάνιο	Mn	54,93	25	Ψευδάργυρος	Zn	65,38	30
Μαγνήσιο	Mg	24,32	12				
Μοντελέβιο	Md	256	101				

ΑΣΚΗΣΕΙΣ

Κατά τη λύση των ασκήσεων, όπου απαιτούνται ατομικά βάρη, να χρησιμοποιούνται τα ατομικά βάρη των στοιχείων που αναγράφονται στον Πίνακα των στοιχείων (μέ ακρίβεια πρώτου δεκαδικού ψηφίου). Επίσης εάν απαιτούνται άλλες σταθερές όπως ο αριθμός *Avogadro*, ή σταθερά των αερίων *R* κ.ά., να χρησιμοποιούνται οι τιμές που δίνονται σε αυτές στα αντίστοιχα κεφάλαια όπου αναφέρονται:

ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΤΡΙΤΟ

1. Από δύο οξείδια του σιδήρου, το πρώτο περιέχει 22% οξυγόνο και το δεύτερο 30% οξυγόνο. Να αποδειχθεί ότι ισχύει ο νόμος των απλών πολλαπλασίων.
2. Προζυγισμένες ποσότητες τριών οξειδίων του μολύβδου, ανάγονται και έχουμε τα παρακάτω αποτελέσματα:
1ο οξείδιο: 6,88g σχηματίζουν 6,39g μολύβδου
2ο οξείδιο: 7,20g σχηματίζουν 6,53g μολύβδου
3ο οξείδιο: 5,01g σχηματίζουν 4,34g μολύβδου
Νά διαπιστωθεί, αν τα παραπάνω αποτελέσματα συμφωνούν με το νόμο των απλών πολλαπλασίων.
3. Ένα στοιχείο σχηματίζει δύο χλωριούχες ενώσεις, η πρώτη περιέχει 36% κ.β. και η δεύτερη 53% κ.β. χλώριο. Να αποδειχθεί ότι ισχύει ο νόμος των απλών πολλαπλασίων.
4. Στο εργαστήριο δύο φοιτητές, πειραματιζόμενοι τη μετατροπή του Ag σε AgCl , βρήκαν τα παρακάτω αποτελέσματα:
ο πρώτος από 5,60g Ag πήρε 7,95g AgCl
ο δεύτερος από 3,91g Ag πήρε 5,20g AgCl
Νά αποδειχθεί, αν τα αποτελέσματα αυτά είναι σύμφωνα με το νόμο των σταθερών λόγων (*Proust*).
5. Τρία οξείδια του σιδήρου περιέχουν αντίστοιχα 77%, 78,70% και 72,40% σίδηρο. Να εύρεθεί αν τα οξείδια αυτά ακολουθούν το νόμο του *Dalton*.
6. 1,020g οξειδίου του βαρίου, αντιδρούν με υδροχλωρικό οξύ και δίνουν 1,387g χλωριούχου βαρίου. Να εύρεθεί το χημικό ισοδύναμο του βαρίου (χημικό ισοδύναμο $\text{O}=8$, $\text{Cl}=35,46$):

ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΤΕΤΑΡΤΟ

1. Ο άνθρακας στη φυσική του κατάσταση περιέχει δύο ισότοπα, ^{12}C και ^{13}C των οποίων το ατομικό βάρος είναι 12 και 13 αντίστοιχα. Δοθέντος ότι το ατομικό βάρος του φυσικού άνθρακα είναι 12,0112 ζητείται η αναλογία των δύο ισότοπων στο φυσικό άνθρακα.
2. α) Πόσα γραμμάρια H_2S υπάρχουν σε 0,4 moles H_2S ;
β) Πόσα γραμμάρια υδρογόνου και πόσα γραμμάρια θείου υπάρχουν σε 0,4 moles υδροθείου;
γ) Πόσα γραμμοάτομα υδρογόνου και πόσα θείου υπάρχουν σε 0,4 moles υδροθείου;
δ) Πόσα μόρια υδροθείου υπάρχουν σε 0,4 moles υδροθείου;
ε) Πόσα άτομα υδρογόνου και πόσα άτομα θείου υπάρχουν σε 0,4 moles υδροθείου;
ζ) Πόσα συνολικά moles αποτελούν 105g H_2SO_4 και 27g HNO_3 ;
η) Πόσα γραμμομόρια είναι: α) 9,54g SO_2 , β) 85,16g NH_3 ;

3. Κατά τη χημική ανάλυση βρέθηκε ότι 3,77g τετραχλωριούχου κασσιτέρου (SnCl_4) περιέχουν 1,72g κασσιτέρου. Δοθέντος ότι το ατομικό βάρος του χλωρίου είναι 35,5, ζητείται το ατομικό βάρος του κασσιτέρου.
4. Πόσα γραμμάρια και πόσα άτομα περιέχονται από κάθε στοιχείο τους σε ένα mole των ενώσεων; α) CH_4 , β) Fe_2O_3 , γ) Ca_3P_2 ;
5. Ποιά είναι η μάζα του μορίου των παρακάτω ενώσεων; α) CH_3OH , β) $\text{C}_{60}\text{H}_{122}$.
6. Νά υπολογισθεί το μοριακό βάρος ενός αερίου εάν 560 cm^3 , σε κανονικές συνθήκες έχουν μάζα 1,55g.
7. Νά υπολογισθεί ο όγκος που καταλαμβάνουν 4g οξυγόνου σε κανονικές συνθήκες.
8. Η χημική ανάλυση έδειξε ότι σε 11,2 lt σε κανονικές συνθήκες οποιασδήποτε αερίου ενώσεως του φωσφόρου, περιέχονται τουλάχιστον 15,5g φωσφόρου. Έξ άλλου, ο ίδιος όγκος ατμών φωσφόρου σε κανονικές συνθήκες έχει μάζα 62g. Ζητείται το ατομικό βάρος, ο μοριακός τύπος και το μοριακό βάρος του φωσφόρου.
9. Δοχείο περιέχει 4 g οξυγόνου σε κανονικές συνθήκες. Πόσα γραμμάρια υδρογόνου, σε κανονικές συνθήκες, μπορούν να εισαχθούν στο ίδιο δοχείο;
10. Το άργο που έλευθερώθηκε από ένα μετεωρίτη, που έπεσε στη γη, δέν είχε την ίδια σύσταση ισοτόπων με το άτμοσφαιρικό άργο. Βρέθηκε ότι η πυκνότητα του αργού, που έλευθερώθηκε από το μετεωρίτη ήταν $1,481\text{ g/lt}$ σε κανονικές συνθήκες. Ζητείται το μοριακό του βάρος.
11. Μίγμα βάρους 0,688g, αποτελείται από $1,65 \times 10^{21}$ μόρια ενώσεως Α και $1,85 \times 10^{21}$ μόρια ενώσεως Β. Το μοριακό βάρος της Α είναι 42. Νά υπολογισθεί το μοριακό βάρος της ενώσεως Β.
12. Δύο στοιχεία, Α και Β, σχηματίζουν τις ενώσεις A_2B_3 και AB_2 . Αν 0,15 moles της A_2B_3 ζυγίζουν 15,9gr και 0,15 moles της AB_2 ζυγίζουν 9,3gr, να εύρεθούν τα ατομικά βάρη των Α και Β.
13. Βρέθηκε ότι 120 cm^3 ύδατμων, που μετρήθηκαν σε 180°C και 740 mmHg πίεση, ζυγίζουν 0,0566g. Πώς με αυτά τα δεδομένα βγαίνει το συμπέρασμα ότι το μοριακό βάρος των ύδατμων είναι 18,016;
14. Ένα οξείδιο του αζώτου περιέχει 4,0185g N_2 ενωμένα με 11,4815g O_2 . Το μοριακό βάρος του οξειδίου είναι 108. Νά εύρεθεί ο μοριακός του τύπος.
15. Ένα οξείδιο του αζώτου περιέχει 30,44% N και 69,56% O_2 . Σε κανονικές συνθήκες, 250 cm^3 του οξειδίου ζυγίζουν 1,0268g. Νά εύρεθεί ο μοριακός του τύπος.
16. Για τον προσδιορισμό του ατομικού βάρους του άνθρακα κήκαν 16,192g καθαρού άνθρακα. Το βάρος του διοξειδίου του άνθρακα, που προέκυψε ήταν 59,3765g. Ποιο το ατομικό βάρος του άνθρακα;
17. Ποιο είναι το ατομικό βάρος του άργιλιου, όταν με πύρωση 10g θειικού άργιλιου [$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$] παίρνομε 2,9934g τριοξειδίου του άργιλιου (Al_2O_3);
18. Για τη μετατροπή 85,0312g χλωριούχου νατρίου σε χλωριούχο άργυρο, απαιτούνται 156,821g αργύρου από διάλυμα άλατος αργύρου. Ποιο είναι το ατομικό βάρος του νατρίου;
19. Ποιο είναι το χημικό ισοδύναμο του Pb, όταν 5g Zn αποβάλλουν από διάλυμα άλατος του μολύβδου 16g Pb και το χημικό ισοδύναμο του Zn = 32,7;
20. Νά εύρεθεί το χημικό ισοδύναμο του άργιλιου, όταν 2,5g αυτού επιδρούν σε άραιό διάλυμα καυστικού καλίου και έλευθερώνουν 3,39 lt H_2 μετρημένα σε 20°C και 747 mmHg.
21. 4g ενός μετάλλου Μ, διαλύονται σε θειικό οξύ και έλευθερώνουν $900\text{ cm}^3\text{ H}_2$ σε 20°C και πίεση 752 mmHg. Νά εύρεθεί το γραμμοϊσοδύναμο του Μ.
22. Το γραμμοϊσοδύναμο του ψευδαργύρου είναι 32,7g. Νά εύρεθεί ο όγκος του υδρογόνου, σε $26,5^\circ\text{C}$ και πίεση 1 Atm, που θα έλευθερωθεί κατά τη διάλυση 0,2023g Zn σε περίσσεια υδροχλωρίου.
23. Κατά τη διάλυση 0,1g ενός μετάλλου σε υδροχλωρικό οξύ, έλευθερώνονται $138,3\text{ cm}^3\text{ H}_2$, σε 15°C και πίεση 720 mmHg. Νά υπολογισθεί το χημικό ισοδύναμο του μετάλλου. Ένα λίτρο της χλωριούχου ενώσεως του μετάλλου ζυγίζει 66,6 φορές περισσότερο από ένα λίτρο H_2 στις ίδιες συνθήκες και περιέχει 79,8% χλώριο. Νά εύρεθεί το ατομικό βάρος και το σθένος του μετάλλου.
24. Το οξείδιο ενός στοιχείου περιέχει 53% από το στοιχείο· 1 lt οξείδιου είναι 66 φορές βαρύτερο από 1 lt H_2 στις ίδιες συνθήκες θερμοκρασίας και πίεσεως. Νά υπολογισθεί: α) το ατομικό βάρος του στοιχείου και β) το σθένος του.
25. Η χλωριούχος ένωση στοιχείου Μ περιέχει 37,82% χλώριο, και το μόριό της είναι 190 φορές

- βαρύτερο από το μόριο του υδρογόνου. Η ειδική θερμότητα του στοιχείου Μ είναι 0,0276. Νά εύρεθεί το ατομικό βάρος του Μ και ο τύπος της χλωριούχου ενώσεώς του.
26. Μέ πυρώση 2,5g θειικού σιδήρου προκύπτουν 1,3146g τριοξειδίου του σιδήρου. Νά εύρεθεί το ατομικό βάρος του σιδήρου.
27. Η σχετική πυκνότητα χλωριούχου ενώσεως ενός στοιχείου ως προς το υδρογόνο είναι 66. Το όξειδίο του στοιχείου περιέχει 53% από το στοιχείο. Νά εύρεθεί το σθένος και το πιθανό ατομικό βάρος του στοιχείου.
28. Το χημικό ισοδύναμο πτητικού μετάλλου είναι 100,3. Η ειδική του θερμότητα 0,033. Τά 0,25g του μετάλλου σέ 500°C και πίεση 760 mmHg καταλαμβάνουν 79,5 cm³. Νά εύρεθεί το ατομικό βάρος του μετάλλου και το μοριακό βάρος των ατμών του.
29. Οι ειδικές θερμότητες του Cu και του Fe είναι αντίστοιχα 0,095 και 0,114. Τά χημικά ισοδύναμα είναι του Cu = 31,8 και του Fe = 28. Νά εύρεθούν τά ακριβή ατομικά βάρη και τά σθένη των στοιχείων.

ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΠΕΜΠΤΟ

- Μάζα όξυγόνου καταλαμβάνει όγκο 5 lt σέ πίεση 740 mmHg. Νά υπολογισθεί ό όγκος πού καταλαμβάνει σέ κανονική πίεση όταν ή θερμοκρασία παραμένει σταθερή.
- Μάζα νέου καταλαμβάνει όγκο 200 cm³ στους 100°C. Νά υπολογισθεί ό όγκος της στους 0°C όταν ή πίεση παραμένει σταθερή.
- Ένα δοχείο περιέχει διοξειδίο του άνθρακα. Όταν ή θερμοκρασία είναι 27°C ή πίεση είναι 12 Atm. Νά υπολογισθεί ή πίεση στους 100°C.
- Ό όγκος μιάς ποσότητας διοξειδίου του θείου είναι 5 lt στους 18°C και σέ πίεση 1500 mmHg. Νά υπολογισθεί ό όγκος της παραπάνω ποσότητας σέ κανονικές συνθήκες.
- Πόση πίεση πρέπει νά άσκηθεί σέ 1 lt αερίου πού μετρήθηκε σέ πίεση 1 Atm και -20°C, ώστε στους 40°C νά καταλαμβάνει όγκο 0,5 lt;
- Η πυκνότητα του όξυγόνου σέ κανονικές συνθήκες είναι 1,43 g/lt. Νά υπολογισθεί ή πυκνότητα του όξυγόνου στους 17° C και σέ πίεση 700 mmHg.
- Ένα δοχείο 200 cm³ περιέχει όξυγόνο σέ πίεση 200 mmHg και ένα άλλο δοχείο 300 cm³ περιέχει άζωτο σέ πίεση 100 mmHg. Τά δύο δοχεία συνδέονται. Υποθέτοντας ότι δέν υπάρχει μεταβολή της θερμοκρασίας, νά υπολογισθεί ή μερική πίεση κάθε αερίου και ή συνολική πίεση του μίγματος.
- α) Ποιά πίεση πρέπει νά άσκηθεί σέ ένα mole όξυγόνου ώστε νά καταλαμβάνει όγκο 5 lt σέ 100° C; β) Μέχρι ποιά θερμοκρασία μπορεί νά θερμανθεί ή παραπάνω ποσότητα όξυγόνου διατηρώντας τόν όγκο των 5 lt, χωρίς νά ξεπεράσει τήν πίεση των 3 Atm; γ) Ποιός όγκος δοχείου είναι απαραίτητος γιά νά περιλάβει ένα mole όξυγόνου στους 100°C και σέ πίεση 3 Atm;
- Ένας κύλινδρος πού συμπληρώθηκε μέ ήλιο σέ μία όρισμένη πίεση, έχει μία μικρή τρύπα από τήν όποια τό ήλιο διαφεύγει μέ ταχύτητα 3,4 millimoles/h. Πόσο χρόνο χρειάζεται γιά νά διαφύγουν από τήν ίδια τρύπα και μέ τήν ίδια πίεση 10 millimoles μονοξειδίου του άνθρακα (CO);
- Τό μοριακό βάρος μιάς αερίου ενώσεως είναι 78,018. Νά υπολογισθεί ό όγκος πού καταλαμβάνεται από 0,1g της ενώσεως αυτής στους 100°C και πίεση 750 mmHg.
- Τό όξυγόνο διαχέεται μέσα από ένα πορώδες διάφραγμα μέ ταχύτητα 8,8 cm³/sec. Νά υπολογισθεί ή ταχύτητα διαχύσεως του διοξειδίου του θείου από τίς ίδιες συνθήκες.
- Όρισμένος όγκος υδρογόνου διαχέεται μέσα από ένα πορώδες διάφραγμα σέ 19 sec. Νά υπολογισθεί ό χρόνος πού χρειάζεται γιά τή διάχυση του ίδιου όγκου υδροχλωρίου (HCl) κάτω από τίς ίδιες συνθήκες.
- Τό άerio φωσγένιο (COCl₂) σέ αρκετά ύψηλή θερμοκρασία διασπάται μερικά στά άeria μονοξειδίου του άνθρακα (CO) και χλώριο (Cl₂). Όταν σέ ένα δοχείο όγκου 0,472 lt εισάγονται 0,631g φωσγενίου σέ θερμοκρασία 900°C αναπτύσσεται πίεση 1,872 Atm. Νά υπολογισθεί ή ποσότητα του φωσγενίου πού διασπάστηκε.
- Δίνονται τά δοχεία Α, Β και Γ, όλα στην ίδια θερμοκρασία, των όποιων ό όγκος είναι αντίστοιχα 1,20 lt, 2,63 lt και 3,05 lt. Τό δοχείο Α περιέχει άζωτο σέ πίεση 742 mmHg, τό δοχείο Β περιέχει επίσης άζωτο σέ πίεση 383 mmHg. Νά υπολογισθεί ή πίεση στό δοχείο Γ, πού άρχικά ήταν

- άδειο, όταν μεταφερθεί σε αυτό τό αέριο πού περιέχεται στά δύο άλλα.
15. Νά υπολογισθεί ή Θερμοκρασία στήν όποία 8g οξυγόνου σε πίεση 200 mmHg καταλαμβάνουν όγκο 7 lt.
 16. 1g υγρού βενζολίου (C_6H_6) τοποθετείται στόν πυθμένα ενός κενού δοχείου όγκου 250 cm^3 . Τό δοχείο θερμαίνεται στους 100°C όποτε τό βενζόλιο εξατμίζεται. Νά υπολογισθεί ή πίεση πού αναπτύσσεται μέσα στό δοχείο.
 17. Ποσότητα καθαρού αερίου στους 27°C και σε πίεση 0,380 Atm καταλαμβάνει όγκο 492 cm^3 . Πόσα μόρια αερίου περιέχονται στήν παραπάνω ποσότητα;
 18. Όρισμένους όγκους αερίου ζυγίζει 10g σε 148°C και πίεση 400 mmHg. Τό αέριο θερμαίνεται στους 300°C μέ πίεση 300 mmHg. Βρέθηκε ότι τά 500 cm^3 τού αερίου στις νέες συνθήκες ζυγίζουν 1g. Νά εύρεθεί ό αρχικός όγκος τού αερίου και ή αρχική πυκνότητά του.

ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΕΚΤΟ

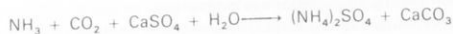
1. Σε πόσα γραμμάρια διαλύματος χλωριούχου νατρίου 5% κ.β. περιέχονται 3,2g χλωριούχου νατρίου;
2. Νά υπολογισθεί ποσότητα καθαρού ύδροχλωρίου πού περιέχεται, σε 5 ml διαλύματος ύδροχλωρικού όξος πυκνότητας 1,19 g/cm^3 και περιεκτικότητας 37,23% κατά βάρος.
3. Νά υπολογισθεί ό όγκος πυκνού θειικού όξος, πυκνότητας 1,84 g/cm^3 και περιεκτικότητας 98% κ.β., πού περιέχει 40g καθαρού θειικού όξος.
4. Πόσα γραμμάρια νιτρικού μολύβδου $[Pb(NO_3)_2]$ απαιτούνται γιά τήν παρασκευή ενός λίτρου διαλύματος 1M;
5. Ποιά είναι ή μοριακότητα κατ' όγκο (molarity) ενός διαλύματος πού περιέχει 16g μεθυλικής αλκοόλης (CH_3OH) σε 200 ml;
6. Νά υπολογισθεί ή μοριακότητα κ.ο. (molarity) και ή μοριακότητα κ.β. (molality), ενός διαλύματος θειικού όξος πυκνότητας 1,98 g/cm^3 και περιεκτικότητας 27% κ.β.
7. Πόσα χιλιόγραμμα καυστικού νατρίου (NaOH) πού περιέχει ύγρασία 12% κ.β. απαιτούνται γιά τήν παρασκευή 60 lt διαλύματος 0,5 M;
8. Πόσα ml διαλύματος θειικού όξος πυκνότητας 1,84 g/cm^3 και περιεκτικότητας 98% κ.β., απαιτούνται γιά τήν παρασκευή 100 ml διαλύματος θειικού όξος περιεκτικότητας 20% κ.β. και τού όποιου ή πυκνότητα είναι 1,14 g/cm^3 ;
9. Η πυκνότητα τού γάλακτος είναι 1,032 g/cm^3 και ή περιεκτικότητά του σε λίπος 4% κ.β. Η πυκνότητα τού λίπους είναι 0,865 g/cm^3 . Νά υπολογισθεί ή πυκνότητα τού αποβουτυρωμένου γάλακτος.
10. Διάλυμα 13,5% κ.ο. σακχαρώδους ($C_{12}H_{22}O_{11}$) έχει πυκνότητα 1,050 g/cm^3 . Νά υπολογισθεί ή μοριακότητα κατ' όγκο (molarity) και ή μοριακότητα κατά βάρος (molality) τού διαλύματος.
11. Νά υπολογισθεί ό όγκος τού νερού πού πρέπει νά προστεθεί σε 250 ml διαλύματος 1,25 M ώστε νά προκύψει διάλυμα 0,5 M.
12. Η επί τοις εκατό κατά βάρος διαλυτότητα τού χλωριούχου νατρίου είναι 39,8g στους 100°C και 35,9g στους 15°C. Ένα κορεσμένο διάλυμα χλωριούχου νατρίου πού περιέχει 80 g νερό και βρίσκεται στους 100°C ψύχεται στους 15°C. Νά υπολογισθεί ή ποσότητα τού χλωριούχου νατρίου πού θά αποβληθεί.
13. Η διαλυτότητα τού θειικού σιδήρου είναι 15,65% κ.β. στους 20°C. Νά υπολογισθεί ή ελάχιστη ποσότητα νερού πού απαιτείται γιά τή διάλυση 3g θειικού σιδήρου στους 20°C.
14. Αναμιγνύονται 3,65 lt διαλύματος H_2SO_4 0,105 M μέ 5,11 lt διαλύματος H_2SO_4 0,162 M. Νά υπολογισθεί ή κατ' όγκον μοριακότητα (molarity) τού διαλύματος πού προκύπτει.
15. Σε ποιά αναλογία πρέπει νά αναμιχθούν διάλυμα 0,150 M H_2SO_4 και 0,250 M H_2SO_4 ώστε νά προκύψει διάλυμα 0,169 M;
16. Πόσα γραμμάρια θειικού άργιλίου $[Al_2(SO_4)_3]$ απαιτούνται γιά τήν παρασκευή 87,62 ml διαλύματος 0,0162 M;
17. Νιτρικό όξύ περιεκτικότητας 73,5% κατά βάρος σε άνυδρο HNO_3 , πρόκειται νά μετατραπεί σε όξύ περιεκτικότητας 27,5% κατά βάρος. Μέ ποιά ποσότητα νερού πρέπει νά αναμιχθούν 200 μέρη

βάρους του πυκνού νιτρικού οξέος;

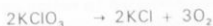
18. Πόσα γραμμάρια HNO_3 περιεκτικότητας 73,5% κατά βάρος, πρέπει να αραιωθούν για την παρασκευή 500g HNO_3 27,5% κατά βάρος και πόσο νερό πρέπει να προστεθεί;
19. Πόσο νερό πρέπει να προστεθεί σε 5 lt υδροχλωρικού οξέος πυκνότητας 1,1 g/cm³ και περιεκτικότητας 20% κατά βάρος, για να προκύψει οξύ 10% κατά βάρος; (Ο όγκος παραμένει σταθερός).
20. Με πόσο νερό πρέπει να αραιωθεί 1 lt διαλύματος NaOH πυκνότητας 1,33 g/cm³ και περιεκτικότητας 29,9% κατά βάρος, για να προκύψει διάλυμα πυκνότητας 1,09 g/cm³ και περιεκτικότητας 8% κατά βάρος σε καθαρό NaOH;
21. 1 kg διαλύματος H_2SO_4 περιεκτικότητας 70% κατά βάρος πρόκειται να μετατραπεί σε οξύ περιεκτικότητας 90%. Πόσο νερό πρέπει να εξετμισθεί;
22. 5 lt διαλύματος KOH πυκνότητας 1,1 g/cm³ και περιεκτικότητας 12% κατά βάρος, πρόκειται να μετατραπούν σε διάλυμα πυκνότητας 1,32 g/cm³ και περιεκτικότητας 32,7%. Πόσο νερό θα εξετμισθεί και πόσο διάλυμα θα προκύψει;
23. Πόσα kg διαλύματος HNO_3 περιεκτικότητας 94% κατά βάρος πρέπει να προστεθούν σε 5 kg διαλύματος HNO_3 περιεκτικότητας 70% κατά βάρος, για να προκύψει οξύ περιεκτικότητας 84% κατά βάρος;
24. Πόσο διάλυμα H_2SO_4 περιεκτικότητας 15% κατά βάρος πρέπει να αναμιχθεί με διάλυμα H_2SO_4 περιεκτικότητας 62% κατά βάρος για την παρασκευή 20 kg διαλύματος H_2SO_4 40% κατά βάρος;

ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΕΒΔΟΜΟ

1. Η στοιχειακή ανάλυση μιάς ένωσης έδωσε τα παρακάτω αποτελέσματα: K = 26,70%, Cr = 35,36%, O = 38,07%. Να εύρεθεί ο έμπειρικός τύπος της ένωσης.
2. Δείγμα ενός θειούχου ορυκτού περιέχει 42,34% ψευδάργυρο. Να εύρεθεί πόσο επί τοις εκατό θειούχο ψευδάργυρο περιέχει το ορυκτό.
3. Το μοριακό βάρος μιάς ένωσης είναι 238 και η εκατοστιαία σύστασή της είναι: Na = 19,3%, S = 26,9% και O = 53,8%. Να εύρεθεί ο μοριακός της τύπος.
4. Ένα ορυκτό περιέχει 35% μαγνητικό οξείδιο του σιδήρου και το υπόλοιπο είναι πυριτικές προσμίξεις. Πόσοι τόνοι ορυκτού χρειάζονται για την παρασκευή ενός τόννου μεταλλικού σιδήρου;
5. Να υπολογισθούν οι συντελεστές των παρακάτω εξισώσεων:



6. Η στοιχειακή ανάλυση μιάς οργανικής ένωσης δίνει τα παρακάτω αποτελέσματα: C = 55,8%, H = 7,03%, O = 37,2%. 1,5g αυτής της ένωσης εξετρίστηκαν και κατέλαβαν όγκο 530 cm³ στους 100°C και σε πίεση 740 mmHg. Να εύρεθεί ο μοριακός τύπος της ένωσης.
7. Πόσα lt οξυγόνου σε κανονικές συνθήκες παρασκευάζονται από 100g χλωρικού καλίου κατά την αντίδραση:



8. 100 μέρη βάρους οξικού μολύβδου περιέχουν 14,8 μέρη βάρους άνθρακα, 1,8 υδρογόνο, 63,7 μολύβδο και 19,7 O₂. Ποιός ο έμπειρικός τύπος του οξικού μολύβδου;
9. Κατά την ανάλυση χαλκοπυρίτη, βρέθηκε ότι αποτελείται από 34,87% S, 34,36% Cu και 30,47% Fe. Να εύρεθεί ο έμπειρικός του τύπος. Με ανάλογο τρόπο να εύρεθεί ο τύπος του σφαλερίτη που έχει σύσταση: 33,73% S, 51,95% Zn, και 14,32% Fe.
10. Μία ένωση θείου και οξυγόνου έχει μοριακό βάρος περίπου 64. Αποτελείται από 50% από κάθε ένα από τα δύο συστατικά της. Ποιός θα πρέπει να είναι ο μοριακός της τύπος;
11. Μία αέρια ένωση βρέθηκε ότι αποτελείται από 87,44% N₂ και 12,56% H₂. 500 cm³ αυτής της ένωσης έχουν, στις ίδιες συνθήκες θερμοκρασίας και πίεσης, το ίδιο βάρος με 500 cm³ O₂. Να εύρεθεί ο μοριακός της τύπος.
12. Σε μία ορισμένη θερμοκρασία και πίεση, 250 cm³ αερίου ένωσης που περιέχει 90,28% Si και 9,72% H₂ έχουν το ίδιο βάρος με 7,75 lt H₂ στην ίδια θερμοκρασία και πίεση. Να εύρεθεί ο μοριακός της τύπος.
13. Η ανάλυση ενός όρυκτου έδωσε τα ακόλουθα αποτελέσματα: H₂O = 4,35%, CaO = 27,15%, Al₂O₃ = 24,85%, SiO₂ = 43,74%. Να εύρεθεί ο έμπειρικός τύπος του όρυκτου.
14. Ο ένυδρος θειικός ψευδάργυρος βρέθηκε ότι περιέχει 43,9% κρυσταλλικό νερό. Να εύρεθούν τα μέρη του νερού, που είναι ενωμένα με ένα μέρος ανύδρου άλατος.
15. 2,928g ενύδρου άλατος θερμαίνονται μέχρι την πλήρη απομάκρυνση του κρυσταλλικού νερού, τότε παρουσιάζεται ελάττωση βάρους 0,43g. Το γραμμομόριο του ενύδρου άλατος είναι 208g. Να εύρεθεί ο αριθμός των κρυσταλλικών νερών, που είναι ενωμένα με ένα μέρος ανύδρου άλατος.
16. Ένα στοιχείο σχηματίζει τρεις χλωριούχες ενώσεις, που περιέχουν αντίστοιχα 53,6, 68,9 και 81,6% χλώριο. Η πυκνότητα της βαρύτερης από αυτές ως προς το υδρογόνο είναι 87. Να εύρεθούν τα σθένη του στοιχείου και οι τύποι των χλωριούχων ενώσεων.
17. Η χλωριούχος ένωση ενός μετάλλου M περιέχει 20,2% από το μέταλλο. Η ειδική θερμότητα του M είναι 0,224. Ποιό το πιθανό ατομικό βάρος του M, αν η πυκνότητα της χλωριούχου ένωσης προς το υδρογόνο είναι 133; Να εύρεθεί ο μοριακός της τύπος.
18. Ο φωσφόρος σχηματίζει δύο χλωριούχες ενώσεις. Στην πρώτη από αυτές 1g P είναι ενωμένο με 3,43g Cl ενώ στη δεύτερη 0,175g P ενώνονται με 1g Cl. Να εύρεθούν οι έμπειρικοί τύποι των ενώσεων.
19. Κρυσταλλικό άλας του νατρίου περιέχει 39,72% κρυσταλλικό νερό ενώ το γραμμομόριο του είναι 136,072g, ή δέ εκατοστιαία σύστασή του είναι η εξής: Na = 16,90%, C = 17,64%, H = 6,66%, O = 58,80%. Να εύρεθεί ο τύπος του κρυσταλλικού άλατος.

ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΕΝΑΤΟ

1. Σε περίσσεια νερού προστίθεται 1g ακάθαρτου μεταλλικού άσβεστιού οπότε παράγονται 300 cm³ αερίου μετρημένα σε κανονικές συνθήκες. Να υπολογισθεί το ποσόν του καθαρού άσβεστιού που περιέχεται στο 1g του ακάθαρτου άσβεστιού.
2. Σε σωλήνα που περιέχει σύρμα έρυθροπυρωμένου σιδήρου διαβιβάζεται ρεύμα ύδρατων. Μετά την ψύξη διαπιστώνεται ότι το βάρος του σύρματος αύξηθηκε κατά 2,8g. Ζητείται η μάζα των ύδρατων που διασπάσθηκε και ο όγκος σε κανονικές συνθήκες του αερίου που παρήχθη;
3. Πόσα γραμμομέρη θειικού οξέος και καθαρού ψευδαργύρου πρέπει να χρησιμοποιηθούν για την παρασκευή 14 lt υδρογόνου μετρημένα σε κανονικές συνθήκες;
4. Πάνω από 20g έρυθροπυρωμένου καθαρού οξειδίου του χαλκού, διαβιβάζεται ρεύμα υδρογόνου. Ζητούνται: 1) Το βάρος σε γραμμάρια του χαλκού που παράγεται. 2) Τα cm³, σε κανονικές συνθήκες, του υδρογόνου που χρησιμοποιήθηκε και 3) η μάζα σε γραμμομέρη του νερού που σχηματίσθηκε.
5. Πόσα γραμμάρια άνθρακα και πόσα γραμμάρια νερού απαιτούνται για την παρασκευή 20g υδρογόνου;
6. Ποιά ποσότητα υδρογόνου παράγεται κατά την επίδραση θειικού οξέος, 1) σε 15g καθαρού ψευδαργύρου, 2) σε 15g καθαρού σιδήρου και ποιά ποσότητα απαιτείται σε κάθε περίπτωση;
7. Σε περίσσεια νερού προστίθενται διαδοχικά 1g καλίου και 1g νατρίου. Ποιός ο όγκος σε κανονικές συνθήκες του αερίου που παράγεται;

8. Κατά την επίδραση περίσσειας θειικού οξέος σέ 52g καθαρό ψευδάργυρο παράγεται υδρογόνο, πού χρησιμοποιείται γιά τήν πλήρη αναγωγή 25g μαγνητικού οξειδίου του σιδήρου. Ποιάς ό ογκος σέ κανονικές συνθήκες του υδρογόνου πού παρήχθη επί πλέον του απαιτούμενου γιά τήν αναγωγή του μαγνητικού οξειδίου;
9. Μίγμα 10g Cu καί CuO πυρώνεται σέ ρεύμα υδρογόνου καί τό βάρος μειώνεται κατά 1,6g. Ποιά ή σύσταση του άρχικού μίγματος;
10. 26,2g κόνεως ψευδαργύρου αντιδρούν σέ κατάλληλες συνθήκες μέ περίσσεια καυστικού νατρίου. Τό άέριο πού εκλύεται διαβιβάζεται πάνω από θερμαινόμενο μίγμα CuO καί PbO βάρους 13,32g. Μετά τό τέλος τής αντιδράσεως απέμεινε άέριο 6,72 lt μετρημένα σέ κανονικές συνθήκες. Νά βρεθεί ή σύσταση του μίγματος των δύο οξειδίων.

ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΔΕΚΑΤΟ

1. Από ένα χιλιόγραμμα υπεροξειδίου του νατρίου του έμπορίου, παράγονται 64 lt οξυγόνου μετρημένα σέ κανονικές συνθήκες. Ποιά είναι ή περιεκτικότητά του;
2. Ποιάς ό ογκος του οξυγόνου σέ κανονικές συνθήκες πού παράγεται κατά τήν άποσύνθεση 50g χλωρικού καλίου;
3. Πόσα γραμμάρια χλωρικού καλίου απαιτούνται γιά τήν παραγωγή 11,2 lt οξυγόνου, μετρημένα σέ 30°C καί 2 Atm πίεση;
4. Διαβιβάζεται ρεύμα οξυγόνου, πάνω από Q, 1013g κασσitéρου πού βρίσκεται σέ λεπτό διαμερισμό. Άν από τό διαβιβαζόμενο οξυγόνο αντιδράσουν 13,5 cm³ πόσο τοίς έκατό του κασσitéρου άντέδρασε;
5. Σέ 2 kg έρυθροπυρνωμένο χαλκού, διαβιβάζεται 1 m³ άέρας (80% N₂ καί 20% O₂ κατ' όγκο) σέ κανονικές συνθήκες. Ζητείται ή κατά βάρος σύσταση του στερεού μετά τήν αντίδραση.
6. Μίγμα 80 cm³ υδρογόνου καί οξυγόνου εισάγεται σέ δοχείο καί ανάφλεγεται. Μετά τήν ανάφλεξη παραμένουν 10 cm³ οξυγόνου. Ζητείται ή κατ' όγκον αναλογία του άρχικού μίγματος. Όλες οι μετρήσεις έγιναν στίς ίδιες συνθήκες θερμοκρασίας καί πίεσεως.
7. Μίγμα, 20 cm³ άέρα (80% N₂, 20% O₂ κατ' όγκο) καί 20 cm³ υδρογόνου, εισάγεται σέ ευδιάμετρο. (Οί όγκοι μετρήθηκαν στίς ίδιες συνθήκες πίεσεως καί θερμοκρασίας). Μετά από ανάφλεξη καί ψύξη ή θερμοκρασία καί ή πίεση παίρνουν καί πάλι τίς άρχικές τους τιμές. Ζητείται, ό ογκος των άερίων, πού παραμένουν καί ή σύνθεση του άερίου μίγματος.
8. Νά υπολογισθεί ή μάζα του θείου, πού μπορεί νά καεί σέ φιάλη 1 lt, πού περιέχει καθαρό οξυγόνο. Ό πυκνότητα του οξυγόνου στίς συνθήκες, πού επικρατούν στή φιάλη είναι 1,4 kg/m³.
9. Μετά τήν καταλυτική διάσπαση, 25 ml διαλύματος υπεροξειδίου του υδρογόνου, παράγονται 73,2 cm³ άερίου, μετρηθέντα σέ πίεση 743 mmHg καί θερμοκρασία 25°C. Νά υπολογισθεί ή μοριακότητα του διαλύματος του υπεροξειδίου του υδρογόνου.
10. Πόσα γραμμάρια οξυγόνου παράγονται κατά τήν αντίδραση 1,5x10⁻³ g υπεροξειδίου του υδρογόνου μέ περίσσεια υπεραμμονικού καλίου σέ διάλυμα, πού έχει όξυνισθεί μέ θειικό όξύ.
11. 30 cm³ όζοντος θερμαινόμενα μετατρέπονται πλήρως σέ οξυγόνο. Νά υπολογισθεί ό ογκος του οξυγόνου, πού σχηματίζεται μετρημένος στίς ίδιες συνθήκες θερμοκρασίας καί πίεσεως.
12. 200 cm³ όζονισμένου άτμοσφαιρικού άέρα θερμαίνονται μέχρι τήν πλήρη διάσπαση του όζοντος. Ό ογκος του άέρα, μετά τήν έπαναφορά του στήν άρχική θερμοκρασία καί πίεση, είναι 210 cm³. Νά υπολογισθεί ή κατ' όγκον περιεκτικότητα του όζονισμένου άτμοσφαιρικού άέρα σέ όζον.

ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΕΝΔΕΚΑΤΟ

1. Μέ καύση νατρίου, σέ άτμόσφαιρα χλωρίου, παράγονται 5,85g χλωριούχου νατρίου. Νά υπολογισθεί ή μάζα του νατρίου καί ό ογκος του χλωρίου, πού άντέδρασαν σέ κανονικές συνθήκες.
2. Κατά τήν ήλεκτροόλυση τήγματος χλωριούχου νατρίου συλλέγονται στήν άνοδο 120 cm³ χλωρίου σέ κανονικές συνθήκες. Νά υπολογισθούν οι μάζες του νατρίου πού παρήχθη καί του άλατος πού διασπάστηκε.
3. Διάλυμα υδροχλωρικού όξέος του έμπορίου περιέχει 39% κ.β. υδροχλώριο. Νά υπολογισθεί ό

- όγκος υδροχλωρίου, σε κανονικές συνθήκες, που πρέπει να διαλυθεί για την παρασκευή 1 kg αυτού του διαλύματος.
- Για τη βιομηχανική παρασκευή υδροχλωρίου, αντιδράθεικο όξύ σε χλωριούχο νάτριο. Η αντίδραση γίνεται στην αρχή, σε σχετικά χαμηλή θερμοκρασία και συμπληρώνεται σε υψηλή θερμοκρασία. Να γραφούν, οι δύο διαδοχικές αντιδράσεις και να υπολογισθεί ο όγκος του υδροχλωρίου, που παράγεται, σε κανονικές συνθήκες όταν αντιδρούν 585 Kg χλωριούχου νατρίου.
 - Σε 10 ml ενός διαλύματος υδροχλωρικού οξέος, προστίθεται περίσσεια νιτρικού αργύρου. Το ίζημα που προκύπτει, μετά από πλύσιμο και ξήρανση, ζυγίζει 14,35g. Να υπολογισθεί, η μοριακότητα κατ' όγκο του διαλύματος του υδροχλωρικού οξέος.
 - Κατά την αντίδραση 1 lt υδροθείου σε κανονικές συνθήκες με χλώριο, παράγεται θείο. Ζητείται: α) Ο όγκος του χλωρίου που αντέδρασε και β) η μάζα του θείου που παράγεται. (Η πίεση και η θερμοκρασία παραμένουν σταθερές).
 - 10g χλωριούχου άλατος ενός διαθενοῦς μετάλλου X διαλύονται σε νερό. Στο διάλυμα προστίθεται περίσσεια νιτρικού αργύρου και συλλέγεται ίζημα, που μετά από ξήρανση ζυγίζει 25,86g. Να προσδιορισθεί η έκτασσία σύσταση του χλωριούχου άλατος και τό άτομικό βάρος του μετάλλου X.
 - Πόσα λίτρα χλωρίου, σε κανονικές συνθήκες, παράγονται κατά την αντίδραση 342g διοξειδίου του μαγγανίου με περίσσεια υδροχλωρικού οξέος;
 - Πόσα kg υδροφθορίου παράγονται από 156 kg φθορίτη;
 - Σε θερμό διάλυμα υδροξειδίου του καλίου, διαβιβάζεται ρεύμα χλωρίου. Μετά την πλήρη αντίδραση του υδροξειδίου του καλίου, τό διάλυμα εξετμίζεται και τό στερεό υπόλειμμα θερμαίνεται, όποτε παράγονται 2,24 lt αερίου σε κανονικές συνθήκες. Να υπολογισθεί, τό ποσό του υδροξειδίου του καλίου που αντέδρασε.
 - 32,4g μαρμάρου κατεργάζονται, με περίσσεια υδροχλωρικού οξέος, όποτε παράγονται 7,01 lt αερίου σε κανονικές συνθήκες. Να υπολογισθεί, ή έπί τοίς έκατό περιεκτικότητα του μαρμάρου σε άνθρακικό άσβεστίο.
 - Μέ διαβίβαση ρεύματος χλωρίου σε διάλυμα καυστικού καλίου παρασκευάζεται υποχλωριώδες κάλιο. Δοθέντος ότι τό χλώριο παρασκευάζεται με επίδραση υδροχλωρίου σε διοξείδιο του μαγγανίου, ζητείται ή άπαραίτητη ποσότητα διοξειδίου του μαγγανίου για την παρασκευή 25g υποχλωριώδους καλίου.
 - Μίγμα χλωριούχου και ίωδιούχου αργύρου ζυγίζει x g. Τό μίγμα θερμαίνεται σε ρεύμα χλωρίου όποτε τά άλατα μετατρέπονται πλήρως σε χλωριούχα και τό βάρος του μίγματος είναι y g. Να εύρεθεί σε συνάρτηση με τά x και y ή έκτασσία άναλογία του βρωμίου και ίωδιού στό μίγμα.
 - Μίγμα AgCl AgBr ζυγίζει 0,8132g. Μέ θέρμανση σε ρεύμα χλωρίου ό AgBr μετατρέπεται σε AgCl και τό μίγμα ζυγίζει 0,145g λιγότερο. Να εύρεθεί ή % άναλογία του Cl₂ και Br₂ στό άρχικό μίγμα.
 - Πόσα moles είναι τά 57242 cm³ HBr που μετρήθηκαν σε 10°C και 10 Atm; Ποιό βάρος βρωμιούχου αργύρου μπορεί να προκύψει από την ποσότητα αυτή του HBr;

ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΔΩΔΕΚΑΤΟ

- Πόσα λίτρα διοξειδίου του θεί-υ, σε κανονικές συνθήκες, παράγονται κατά την επίδραση πυκνού θειικού σε 490g χαλκού;
- Θερμαίνεται 1g άνθρακα με πυκνό θειικό όξύ μέχρι να αντιδράσει πλήρως ό άνθρακας. Ζητείται ό όγκος (σε κανονικές συνθήκες) και ή επί τοίς έκατό κατ' όγκο σύσταση του έκλυομένου αερίου.
- Μέσα σε μία φιάλη θερμαίνονται 10g κράματος αργύρου και χαλκού με περίσσεια πυκνού θειικού οξέος. Τό αέριο τό όποιο εκλύεται, ξηραίνεται και διαβιβάζεται σε περίσσεια διαλύματος καυστικού νατρίου. Μετά τό τέλος του πειράματος διαπιστώνεται ότι τό βάρος του διαλύματος καυστικού νατρίου αύξήθηκε κατά 4,3g. Να υπολογισθεί ή σύσταση του κράματος.
- Ποιά ποσότητα τρισθενούς θειούχου σιδήρου άπαιτείται για την παρασκευή 6 lt υδροθείου σε κανονικές συνθήκες;
- Ζητείται ή μάζα του θείου που πρέπει να αντιδράσει με πυκνό και θερμό θειικό όξύ ώστε να παρασκευασθούν 5 lt ύγρου διοξειδίου του θείου. Η πυκνότητα του ύγρου διοξειδίου του θείου είναι 1,43 kg/lt.

6. Νά εύρεθεῖ ὁ μοριακός τύπος τοῦ θείου στοὺς 450°C καὶ 800°C, ἂν ἡ πυκνότητα τῶν ἀτμῶν του εἶναι 6,6 g/lτ καὶ 2,2 g/lτ ἀντίστοιχα στίς θερμοκρασίες αὐτές.
7. Καίονται 60 cm³ ὕδροθειοῦ σέ κανονικές συνθήκες μέ 200 cm³ ἀτμοσφαιρικοῦ ἀέρα (80% N₂, 20% O₂ κατ' ὄγκο). Ποιά θά εἶναι ἡ σύσταση τοῦ ἀερίου μίγματος πού θά προκύψει;
8. Πόσο βάρος τριοξειδίου τοῦ θείου χρειάζεται γιά τὸ σχηματισμὸ 4,9g καθαροῦ θειικοῦ ὀξέος;
9. Νά ὑπολογισθεῖ ὁ ὄγκος τοῦ ὕδροθειοῦ, σέ κανονικές συνθήκες, πού παράγεται ὅταν ἀντιδράσουν 22g διασθενοῦς θειοῦχοῦ σιδήρου μέ περίσσεια ὕδροχλωρικοῦ ὀξέος.
10. Ἀναμιγνύονται 100 cm³ ὕδροθειοῦ καὶ 80 cm³ χλωρίου. Νά ὑπολογισθεῖ ἡ κατ' ὄγκον σύσταση τῶν ἀερίων μετὰ τὴ συμπλήρωση τῆς ἀντιδράσεως.
11. Δεῖγμα βάρους 1,4 g, πού ἀποτελεῖται ἀπὸ θειοῦχο ψευδάργυρο καὶ διασθενῆ θειοῦχο σιδηρο, κατεργάζεται μέ περίσσεια ὀξέος καὶ παράγονται 0,336g ὕδροθειοῦ. Ζητεῖται ἡ κατὰ βάρους σύσταση τοῦ δείγματος.
12. 1,023g ἀκάθαρτο θεικοῦ ἁλατος κατεργάζονται μέ περίσσεια διαλύματος χλωριούχοῦ βαρίου καὶ παρέχουν 1,509g θειικοῦ βαρίου. Νά εύρεθεῖ ἡ ἑκατοστιαία ἀναλογία τοῦ θείου στοῦ ἀκάθαρτο θεικοῦ ἁλας.
13. Περίσσεια νιτρικοῦ νατρίου κατεργάζεται μέ 25 kg διαλύματος θειικοῦ ὀξέος περιεκτικότητας 93,2% κ.β. σέ καθαρό θεικοῦ ὀξύ. Νά εύρεθοῦν τὰ βάρη τοῦ νιτρικοῦ ὀξέος καὶ τοῦ θειικοῦ νατρίου πού θά σχηματισθοῦν.
14. Πόσα cm³ διαλύματος ὕδροχλωρίου πυκνότητος 1,30 g/cm³ περιεκτικότητος 39,1% κ.β. ἀπαιτοῦνται γιά τὴν παρασκευὴν 10 lt ὕδροθειοῦ, σέ 21°C καὶ 745 mmHg, μέ ἐπίδραση σὲ θειοῦχο σιδηρο καὶ πόσα μέ ἐπίδραση σέ θειοῦχο ἀντιμόνιο;

ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΔΕΚΑΤΟ ΤΡΙΤΟ

1. Ἐμπορικό διάλυμα ἀμμωνίας περιέχει 20% κ.β. ἀμμωνία καὶ ἡ πυκνότητά του εἶναι 0,93 g/cm³. Νά ὑπολογισθεῖ ὁ ὄγκος ἀμμωνίας σέ κανονικές συνθήκες πού περιέχεται σέ 1 lt αὐτοῦ τοῦ διαλύματος.
2. Νά ὑπολογισθεῖ ὁ ἀπαραίτητος ὄγκος ὀξυγόνου, σέ κανονικές συνθήκες, γιά τὴν ὀξειδωση 1,02g ἀερίου ἀμμωνίας: α) Σέ ἀτμοσφαῖρα ὀξυγόνου καὶ β) παρουσία λευκοχρύσου. Ποιὸς ὁ ὄγκος σέ κανονικές συνθήκες τοῦ παραγομένου ἀερίου σέ κάθε περίπτωση μετὰ τὴ συμπύκνωση τῶν ὑδρατμῶν;
3. 1,2 lt καθαροῦ χλωρίου σέ κανονικές συνθήκες ἀντιδρῶν μέ ἀέριο ἀμμωνία. Νά ὑπολογισθεῖ ἡ μάζα τοῦ σχηματιζομένου στερεοῦ πού ἀποτελεῖ τοὺς ἐμφανιζόμενους λευκοὺς ἀτμούς.
4. Νά ὑπολογισθεῖ ὁ ὄγκος τῆς ἀερίου ἀμμωνίας, σέ κανονικές συνθήκες, πού ἀντιδρᾷ μέ θεικοῦ ὀξύ καὶ παράγει 1 τόνο θειικοῦ ἀμμωνίου.
5. Νά ὑπολογισθεῖ ὁ ὄγκος τῆς ἀερίου ἀμμωνίας, σέ κανονικές συνθήκες, πού παράγεται κατὰ τὴν ἐπίδραση 10,7g χλωριούχοῦ ἀμμωνίου σέ περίσσεια ὕδροξειδίου τοῦ ἀσβεστίου.
6. Ποσότητα θείου ἀντιδρᾷ ἐν θερμῷ μέ πυκνὸ νιτρικὸ ὀξύ. Μετὰ τὴν πλήρη ἐξαφάνιση τοῦ θείου προστίθεται χλωριόχοῦ βάριο καὶ σχηματίζεται λευκὸ ἴζημα μάζας 11,65g. Νά ὑπολογισθεῖ ἡ ποσότητα τοῦ θείου πού ἀντέδρασε.
7. Κατὰ τὴν παρασκευὴν 1 lt μονοξειδίου τοῦ αἰζώτου ἀπὸ χαλκὸ καὶ ἀραιὸ νιτρικὸ ὀξύ σχηματίζεται κυανὸ διάλυμα. Νά ὑπολογισθεῖ ἡ μάζα σέ g τοῦ στερεοῦ πού παραμένει μετὰ τὴν ἐξάτμιση τοῦ διαλύματος.
8. Πόσα χιλιόγραμμα φωσφορικοῦ ἀσβεστίου, ἀνθρακα καὶ διοξειδίου τοῦ πυριτίου ἀπαιτοῦνται γιά τὴν παρασκευὴν 31 kg φωσφόρου;
9. Ποιές μάζες χλωριούχοῦ ἀμμωνίου καὶ νιτρικοῦ νατρίου, πρέπει νά συνθερμανθοῦν γιά τὴν παρασκευὴν 5 lt καθαροῦ αἰζώτου, σέ κανονικές συνθήκες;
10. 100 kg κυαναμίδης τοῦ ἀσβεστίου, πού κυκλοφορεῖ στο ἐμπόριο καὶ περιέχει 15% αἰζωτο, κατεργάζονται ἔτσι, ὥστε ὅλο τὸ αἰζωτο τῆς κυαναμίδης νά μετατραπῇ σέ ἀμμωνία. Ἡ λαμβανόμενη ἀμμωνία ὀξειδώνεται σέ νιτρικὸ ὀξύ, πού σὴ συνέχεια σχηματίζει τὸ μετὰ ἀσβεστίου ἁλας του. Ζητεῖται ἡ μάζα, σέ γραμμάρια, τοῦ ἁλατος πού σχηματίζεται.
11. Θερμαίνεται μίγμα 100g νιτρικοῦ καλίου καὶ νιτρικοῦ νατρίου μέ θεικοῦ ὀξύ καὶ λαμβάνονται 68g καθαροῦ νιτρικοῦ ὀξέος. Νά ὑπολογισθεῖ ἡ σύσταση τοῦ μίγματος.

12. Λαμβάνονται 10g νιτρικού οξέος του εμπορίου και αραιώνονται με νερό μέχρις όγκου 100 cm³. Από το διάλυμα που παρασκευάστηκε λαμβάνονται 10 ml στά όποια προστίθεται διάλυμα υδροξειδίου του νατρίου 1 M. Για την πλήρη εξουδετέρωση του οξέος πρέπει να προστεθούν 10,8 ml διαλύματος υδροξειδίου του νατρίου. Να υπολογισθεί ή επί τοις εκατό κατά βάρος περιεκτικότητα του οξέος του εμπορίου σε καθαρό νιτρικό οξύ.
13. Ένα χιλιόγραμμα φωσφόρου περιεκτικότητας 93% σε καθαρό φωσφόρο καίεται πλήρως. Το οξείδιο του φωσφόρου που σχηματίζεται διαλύεται σε νερό και δίνει φωσφορικό οξύ. Να εύρεθεί ο όγκος διαλύματος φωσφορικού οξέος, πυκνότητας 1,43 g/cm³ και περιεκτικότητας 60% κ.β. σε φωσφορικό οξύ, που προκύπτει από 1 kg φωσφόρου.
14. Να εύρεθεί το βάρος σε χιλιόγραμμα του μονόξινου φωσφορικού νατρίου, που μπορεί να ληφθεί από ένα τόνο δρυκτού φωσφορίτη περιεκτικότητας 30,35% σε πεντοξείδιο του φωσφόρου.

ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΔΕΚΑΤΟ ΤΕΤΑΡΤΟ

1. Ποιά ή ελάττωση της μάζας που υφίσταται ποσότητα άνθρακα που αναφλέγεται και καίεται προς CO₂ μέσα σε μία φιάλη 1 lt, που περιέχει οξυγόνο σε κανονικές συνθήκες; Δίνεται ακόμα ότι όταν σταμάτησε ή καύση ή φιάλη περιείχε 10% ελεύθερο οξυγόνο.
2. Ποιά είναι ή μάζα άνθρακα σε γραμμάρια, που απαιτείται για την πλήρη ανάγνωση 25g οξειδίου του χαλκού; Να υπολογισθεί ο όγκος του εκλυόμενου αερίου.
3. Κατά την καύση 5g άνθρακίτη με περίσσεια οξυγόνου το παραγόμενο αέριο ξηραίνεται και διαβιβάζεται σε διάλυμα υδροξειδίου του νατρίου. Η αύξηση της μάζας του υδροξειδίου του νατρίου είναι 17g. Να υπολογισθεί ή περιεκτικότητα του άνθρακίτη σε καθαρό άνθρακα.
4. Η σύσταση ενός ξυλάνθρακα είναι, άνθρακας 88%, υδρογόνο 3% και άκαυστες ύλες 9%. Ποιά ή μάζα σε γραμμάρια καθενός από τά προϊόντα που παράγονται κατ'ά την πλήρη καύση 25g ξυλάνθρακα;
5. Για την παραγωγή 10 lt διοξειδίου του άνθρακα σε κανονικές συνθήκες, αντιδρά υδροχλωρικό οξύ του εμπορίου περιεκτικότητας 35% κ.β. σε καθαρό οξύ με περίσσεια ανθρακικού αβαστίου. Να υπολογισθεί ή μάζα του διαλύματος του οξέος που πρέπει να χρησιμοποιηθεί.
6. Κατά τη κατεργασία 20g εδάφους με υδροχλωρικό οξύ εκλύονται 0,54 lt CO₂, σε κανονικές συνθήκες. Να υπολογισθεί ή περιεκτικότητα του εδάφους σε αβαστόλιθο.
7. Σε έρυθροπυρωμένο άνθρακα διαβιβάζεται το αέριο, που προκύπτει από την επίδραση υδροχλωρικού οξέος σε 30g μαρμάρου που περιέχει 5% μη άνθρακικές άκαθαρσίες; Ποιός είναι ο όγκος του συλλεγομένου αερίου σε κανονικές συνθήκες;
8. Κατά την παρασκευή μονοξειδίου του άνθρακα από οξαλικό οξύ τά παραγόμενα αέρια διαβιβάζονται σε διάλυμα καυστικού νατρίου, αφού απαλλαγούν από τό νερό λόγω παρουσίας του θειικού οξέος. Η αύξηση του βάρους του διαλύματος του καυστικού νατρίου είναι 5,72g. Ποιός είναι ο λαμβανόμενος όγκος του μονοξειδίου του άνθρακα, σε κανονικές συνθήκες;
9. Για την παρασκευή διθειούχου άνθρακα, διαβιβάζονται άτμοι θείου σε έρυθροπυρωμένο άνθρακα. Να υπολογισθεί ή μάζα του θείου σε g, που απαιτείται για την παρασκευή 100 kg CS₂.
10. Υπολογίστε τόν όγκο σε cm³ του διοξειδίου του άνθρακα σε κανονικές συνθήκες που προκύπτει από την εξέχωση 1 kg ζηρού πάγου.
11. Ποιός όγκος διοξειδίου του άνθρακα σε κανονικές συνθήκες πρέπει να ύγροποιηθεί, για την παρασκευή 50 lt ύγρου διοξειδίου του άνθρακα, του όποιου ή πυκνότητα είναι 1 g/cm³.
12. Σε 20 ml διαλύματος, που περιέχει 1,2 g/lt υδροξείδιο του αβαστίου, διαβιβάζεται διοξείδιο του άνθρακα, μέχρι την πλήρη εξάφάνιση του ιζήματος, που άρχικά σχηματίζεται. Να υπολογισθεί ο όγκος του διοξειδίου του άνθρακα, σε κανονικές συνθήκες, που κατακρατήθηκε από τό διάλυμα του υδροξειδίου του αβαστίου καί ή μάζα του άλατος, που βρίσκεται στο διάλυμα στο τέλος του παραπάνω πειράματος.
13. Πυροσβεστήρας άφρου, περιέχει 100 ml ύδατικού διαλύματος θειικού οξέος πυκνότητας 1,7 g/cm³ καί περιεκτικότητας 78% κ.β. σε καθαρό οξύ. Αναστρέφοντας τη συσκευή, φέρνομε τό όζινο αυτό διάλυμα σε έπαφή με ένα διάλυμα όξινο ανθρακικού νατρίου. Να υπολογισθεί ή μάζα του όξινο ανθρακικού νατρίου που απαιτείται για την πλήρη χρησιμοποίηση του θειικού οξέος, καί ο όγκος, σε κανονικές συνθήκες, του διοξειδίου του άνθρακα που παράγεται.

14. Ποιά ποσότητα άνθρακικού νατρίου, οξειδίου του ασβεστίου και άμμου απαιτείται για την παρασκευή 20 kg κοινού γυαλιού;
15. Πόση ποσότητα χλωριούχου νατρίου προκύπτει από την αναγωγή 15,6g τετραχλωριούχου πυριτίου με νάτριο;
16. Πόσα moles διοξειδίου του πυριτίου πρέπει να συντηχθούν με άνθρακασβέστιο ώστε το παραγόμενο πυρίτιο όταν αντιδράσει με περίσσεια χλωρίου να παράγει 1,42g τετραχλωριούχου πυριτίου;
17. Νά εύρεθεί τό βάρος τής άμμου, πού περιέχει 99,5% SiO_2 , καί τό βάρος τοῦ άνυδρου Na_2CO_3 , τά όποία μέ σύντηξη δύνουν τό άπαιτούμενο πυριτικό νάτριο γιά τήν παρασκευή 100 lt υδρύαλου (πυκνότητας $1,394 \text{ g/cm}^3$ καί περιεκτικότητας 37,9% κ.β. σέ Na_2SiO_3).
18. Νά εύρεθεί ό όγκος διαλύματος υδροφθορίου (πυκνότητας $1,15 \text{ g/cm}^3$ καί περιεκτικότητας 48% κ.β.), πού άπαιτείται γιά νά αντιδράσει πλήρως μέ 0,965g SiO_2 καί τό βάρος τοῦ τετραφθοριούχου πυριτίου, πού θά σχηματισθεῖ.
19. Πόσα γραμμάρια άνθρακικού βαρίου πρέπει νά προστεθοῦν σέ 2,4g άνθρακικοῦ μαγνησίου ὥστε τό μίγμα πού θά προκύψει νά περιέχει τό ἴδιο ἐπί τοῖς ἑκατό ποσό διοξειδίου τοῦ άνθρακα μέ τό καθαρό άνθρακικό ασβέστιο;

ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΔΕΚΑΤΟ ΠΕΜΠΤΟ

1. Κατά τήν αντίδραση υδρογόνου μέ τριχλωριούχο βόριο παράγεται άέριο πού διαβιβάζεται σέ νερό. Γιά τήν πλήρη εξουδετέρωση τοῦ διαλύματος πού προέκυψε άπαιτούνται 100 ml διαλύματος 0,5 M υδροξειδίου τοῦ νατρίου. Νά ὑπολογισθεῖ ἡ ποσότητα τοῦ τριχλωριούχου βαρίου, πού άντέδρασε.
2. Όξειδιο τοῦ βορίου άντιδρά μέ περίσσεια άργιλίου. Τό παραγόμενο βόριο άντιδρά μέ νιτρικό όξύ καί παράγονται 11,2 lt αέριου σέ κανονικές συνθήκες. Νά ὑπολογισθεῖ ἡ ποσότητα τοῦ οξειδίου τοῦ βορίου πού άντέδρασε.
3. Πόσα lt διαλύματος θεικοῦ όξέος, πυκνότητας $1,83 \text{ g/cm}^3$ καί περιεκτικότητας 93% κατά βάρος, άπαιτούνται γιά τήν πλήρη αντίδραση μέ 100g βόρακα γιά τήν παρασκευή βορικοῦ όξέος; Νά ὑπολογισθεῖ τό βάρος τοῦ βορικοῦ όξέος, πού θά προκύψει.

ΠΙΝΑΚΑΣ ΠΕΡΙΕΧΟΜΕΝΩΝ

ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΠΡΩΤΟ

Φυσικά καί χημικά φαινόμενα

1.1 Άντικείμενο της Χημείας	1
1.2 Νόμος — Υπόθεση — Θεωρία	1
1.3 Ύλη — Ενέργεια — Διατήρηση μάζας καί ενέργειας	2
1.4 Φυσικά καί χημικά φαινόμενα	3
1.5 Ιδιότητες τών σωμάτων	3

ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΔΕΥΤΕΡΟ

Σύσταση τής ύλης

2.1 Καθορισμένα σώματα. Μίγματα	5
2.2 Διαχωρισμός τών μιγμάτων στά συστατικά τους	6
2.3 Χημικές ενώσεις. Στοιχεία	14
2.4 Άμέταλλα — Μέταλλα — Έπαμφοτερίζοντα στοιχεία	14
2.5 Κατανομή τών στοιχείων στη φύση	15

ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΤΡΙΤΟ

Νόμοι τής Χημείας

3.1 Νόμος διατηρήσεως τής μάζας (Lavoisier 1775)	17
3.2 Νόμος τών σταθερών λόγων (Proust 1802)	18
3.3 Νόμος τών άπλών πολλαπλασίων (Dalton 1803)	18
3.4 Νόμος τών όγκων σύμφωνα μέ τούς όποιους ένώνονται τά άέρια σώματα (Gay-Lussac 1808)	19
3.5 Νόμος τών αναλόγων άριθμών ή τών ίσοδυνάμων βαρών (Richter 1791-1801)	20
3.6 Ίσοδύναμα βάρη. Χημικά ίσοδύναμα τών στοιχείων	20

ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΤΕΤΑΡΤΟ

Άτομική καί μοριακή θεωρία

4.1 Άτομική θεωρία του Dalton — Άτομα καί μόρια	22
4.2 Άτομικά καί μοριακά βάρη (άτομικές καί μοριακές μάζες)	23
4.3 Γραμμοάτομο, γραμμομόριο, γραμμοίσοδύναμο	25
4.4 Υπόθεση Avogadro. Μοριακός όγκος τών αερίων	25
4.5 Προσδιορισμός μοριακών βαρών	26
4.6 Προσδιορισμός άτομικών βαρών	28

ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΠΕΜΠΤΟ

Οί τρεις φυσικές καταστάσεις της ύλης

5.1 Γενικά	31
5.2 Ιδιότητες των αερίων, Νόμοι των αερίων	31
5.3 Καταστατική εξίσωση των αερίων	34
5.4 Νόμος των μερικών πιέσεων του <i>Dalton</i>	34
5.5 Διάχυση-Διαπίδυση των αερίων	35
5.6 Η κινητική θεωρία των αερίων	35
5.7 Ύγρā κατάσταση	36
5.8 Στερεά κατάσταση	37
5.9 Άλλοτροπία, Πολυμορφισμός, Ίσομορφισμός	40

ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΕΚΤΟ

Διαλύματα

6.1 Γενικά για τὰ διαλύματα	41
6.2 Έκφραση της περιεκτικότητας καὶ τῆς διαλυτότητας. Παράγοντες πού ἐπηρεάζουν τὴ διαλυτότητα	42

ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΕΒΔΟΜΟ

Σύμβολα τῶν στοιχείων — Χημικοί τύποι — Χημικές ἐξισώσεις

7.1 Σύμβολα τῶν στοιχείων	44
7.2 Χημικοί τύποι	45
7.3 Χημικές ἐξισώσεις	46
7.4 Καθορισμός τῶν χημικῶν τύπων	47
7.5 Ὑπολογισμός τῶν χημικῶν ἐξισώσεων	48

ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΟΓΔΩΟ

Χημική συγγένεια — Σθένος — Ρίζες

8.1 Χημική συγγένεια	50
8.2 Σθένος	50
8.3 Ρίζες	51

ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΕΝΑΤΟ

Ύδρογόνο

9.1 Προέλευση	52
9.2 Παρασκευή	52
9.3 Ιδιότητες	56
9.4 Ἀτομικὸ ὕδρογόνο	58
9.5 Ίσότοπα τοῦ ὕδρογόνου	58
9.6 Χρήσεις	59

ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΔΕΚΑΤΟ

Όξυγόνο – Όζον – Νερό (ύδωρ) – Υπεροξειδίο του υδρογόνου

10.1	Όξυγόνο (O)	60
10.2	Όξειδια	63
10.3	Όζον (O ₃)	64
10.4	Νερό (ύδωρ - H ₂ O)	66
10.5	Βιρυ νερό	72
10.6	Υπεροξειδίο του υδρογόνου (H ₂ O ₂)	72

ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΕΝΔΕΚΑΤΟ

Άλογόνα – Υδραλογόνα

11.1	Γενικά για τὰ άλογόνα	76
11.2	Φθόριο (F)	77
11.3	Χλώριο(Cl)	79
11.4	Βρώμιο (Br)	83
11.5	Ιώδιο (J)	85
11.6	Γενικά για τὰ υδραλογόνα	88
11.7	Υδροφθόριο (HF)	89
11.8	Υδροχλώριο (HCl)	90
11.9	Υδροβρώμιο (HBr)	93
11.10	Υδροϊώδιο (HI)	94
11.11	Όξυγονούχες ενώσεις του χλωρίου	95

ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΔΩΔΕΚΑΤΟ

Θείο καί ενώσεις του Θείου

12.1	Θείο (S)	98
12.2	Υδρόθειο (H ₂ S)	102
12.3	Διοξειδίο του θείου (SO ₂)	104
12.4	Τριοξειδίο του θείου (SO ₃)	106
12.5	Θεικό όξύ (H ₂ SO ₄)	108

ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΔΕΚΑΤΟ ΤΡΙΤΟ

Άζωτο – Φωσφόρος – Άρσενικό – Αντιμόνιο

13.1	Γενικά για τὰ στοιχεΐα της ομάδας του άζώτου	112
13.2	Άζωτο (N ₂)	112
13.3	Άτμοσφαιρικός άερας	114
13.4	Κύκλος του άζώτου	117
13.5	Εύγενή άερια	117
13.6	Φωσφόρος (P)	119
13.7	Άρσενικό (As)	122
13.8	Άντιμόνιο (Sb)	123
13.9	Βισμούθιο (Bi)	125
13.10	Άμμωνία (NH ₃)	125
13.11	Όξυγονούχες ενώσεις του άζώτου	131

13.12	Όξειδια του άζώτου	131
13.13	Νιτρικό όξύ (HNO_3)	132
13.14	Φωσφορικό όξύ (H_3PO_4)	136
13.15	Φωσφορικά άλατα	137
13.16	Λιπάσματα	137

ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΔΕΚΑΤΟ ΤΕΤΑΡΤΟ

Άνθρακας — Πυρίτιο

14.1	Γενικά για τή στοιχεία τής τέταρτης όμάδας	139
14.2	Άνθρακας (C)	139
14.3	Μονοξειδίο του άνθρακα (CO)	145
14.4	Διοξειδίο του άνθρακα (CO_2)	148
14.5	Άνθρακικά άλατα	152
14.6	Κύκλος του άνθρακα στή φύση	154
14.7	Πυρίτιο (Si)	155
14.8	Διοξειδίο του πυριτίου	156
14.9	Γυαλί	158
14.10	Όργανικές ένώσεις του πυριτίου (σιλικόνες)	159

ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΔΕΚΑΤΟ ΠΕΜΠΤΟ

Βόριο καί ένώσεις του Βορίου

15.1	Βόριο (B)	161
15.2	Βορικό όξύ (H_3BO_3)	162



0020557815

ΒΙΒΛΙΟΘΗΚΗ ΒΟΥΛΗΣ

