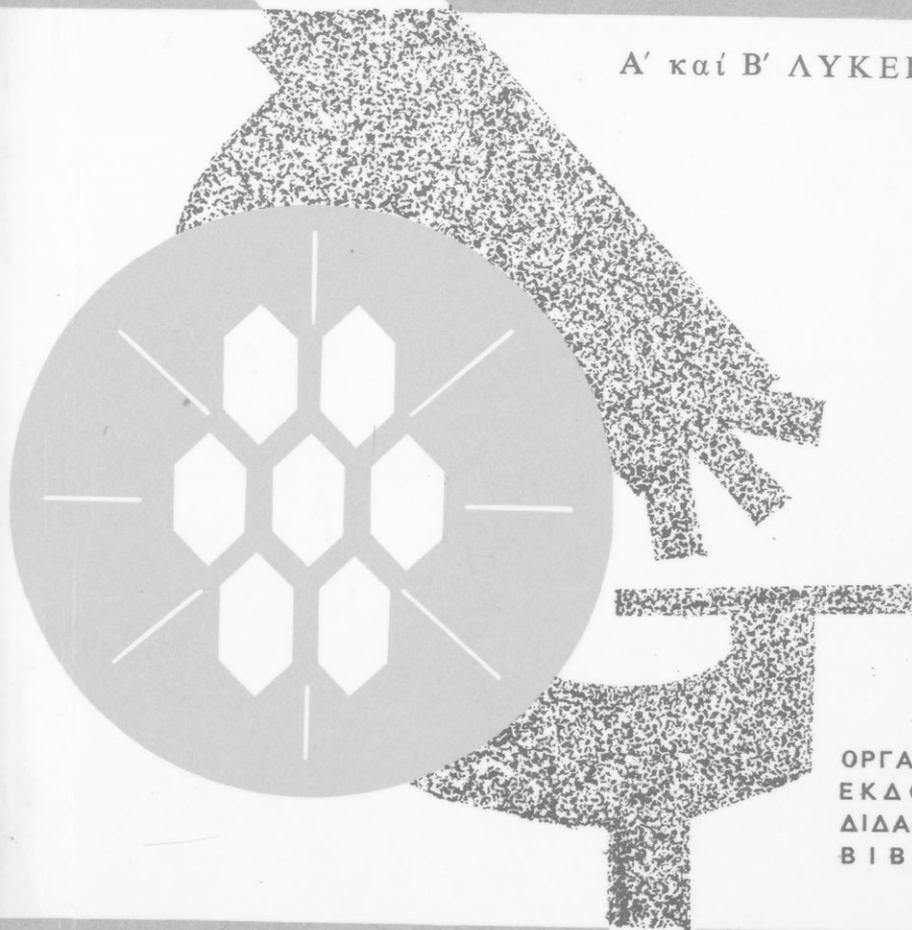


ΛΕΩΝΙΔΑ ΣΠ. ΛΙΩΚΗ

# ΑΝΟΡΓΑΝΗ ΧΗΜΕΙΑ

Α' και Β' ΛΥΚΕΙΟΥ



ΟΡΓΑΝΙΣΜΟΣ  
ΕΚΔΟΣΕΩΣ  
ΔΙΔΑΚΤΙΚΩΝ  
ΒΙΒΛΙΩΝ



40572

ΛΕΩΝΙΔΑ ΣΠ. ΑΙΩΚΗ  
ΕΠΙΣΤΗΤΟΡΟΣ ΤΩΝ ΘΥΣΙΩΝ ΚΑΙ ΕΠΙΣΤΗΜΩΝ  
Α. Σχοληστής τῆς Νομοθετικῆς Ἐπιτροπῆς

# ΑΝΟΡΓΑΝΗ ΧΗΜΕΙΑ

ὅτι ἐν ἀπείρῳ ὅσοις οὐρανῷ οἱ  
-μορφῶν ὅτι δὲ ἵσχυι ἀναζήτησι  
ἐπιβλῆσαι ἐπὶ τὰς ἀναζήτησεις

ΑΝΟΡΓΑΝΗΣ ΧΗΜΕΙΑΣ

Α' ΚΑΙ Β' ΛΥΚΕΙΟΥ

Με ἀπόφαση τῆς Ἑλληνικῆς Κυβερνήσεως τὰ δι-  
δακτικά βιβλία τοῦ Δημοτικοῦ, Γυμνασίου καὶ Λυ-  
κείου τυπώνονται ἀπὸ τὸν Ὀργανισμό Ἐκδόσεως  
Διδακτικῶν Βιβλίων καὶ μοιράζονται ΔΩΡΕΑΝ.

Τό βιβλίο αυτό πρέπει νά τό  
φυλάξετε γιατί θά τό χρησι-  
μοποιήσετε καί στή Β' τάξη.

---

Τό βιβλίο μεταγλωττίστηκε καί συμπληρώθηκε από τή Γεν. 'Επιθεωρητή Μ.Ε.  
Εδαγ. Λεντζάκη. Συνεργασία : Μάρθα 'Αλεξίου, Λυκειάρχης - Βασ. Καρώνης,  
Λυκειάρχης.

ΛΕΩΝΙΔΑ ΣΠ. ΛΙΩΚΗ  
ΔΙΔΑΚΤΟΡΟΣ ΤΩΝ ΦΥΣΙΚΩΝ ΕΠΙΣΤΗΜΩΝ  
τ. Διευθυντού τῆς Βαρβακείου Προτύπου Σχολῆς

# ΣΤΟΙΧΕΙΑ ΑΝΟΡΓΑΝΗΣ ΧΗΜΕΙΑΣ

Α΄ ΚΑΙ Β΄ ΛΥΚΕΙΟΥ

ΟΡΓΑΝΙΣΜΟΣ ΕΚΔΟΣΕΩΣ ΔΙΔΑΚΤΙΚΩΝ ΒΙΒΛΙΩΝ

ΑΘΗΝΑ 1977

ΛΕΩΝΙΔΑ ΣΠ. ΛΙΣΚΗ  
ΔΙΔΑΚΤΟΡΟΣ ΤΗΣ ΕΥΚΛΕΙΑΣ ΕΠΙΣΤΗΜΗΣ  
Τ ΔΕΛΦΩΝ ΤΗΣ ΠΑΡΑΚΑΤΑ ΤΗΝ ΠΡΟΙΟΝΤΙΑ

ΣΤΟΙΧΕΙΑ  
ΑΝΟΡΓΑΝΗΣ ΧΗΜΕΙΑΣ

Α ΚΑΙ Β ΒΑΚΕΙΩΝ

ΕΚΔΟΣΗ ΤΗΣ ΕΚΔΟΣΕΩΣ ΕΚΔΟΣΕΩΣ ΕΚΔΟΣΕΩΣ  
ΑΘΗΝΑ 1971

# ΕΙΣΑΓΩΓΗ

## ΥΛΗ — ΕΝΕΡΓΕΙΑ — ΦΑΙΝΟΜΕΝΑ

✓ **Φύση — 'Υλη — 'Ενέργεια.** Τά σώματα πού είναι λόγυρά μας καθώς κι οι διάφορες μεταβολές τους, άποτελοϋν ένα σύνολο πού λέγεται φύση.

✓ **Η ούσία τών σωμάτων γενικά λέγεται ύλη** ενῶ ή αίτία πού προκαλεί τις μεταβολές ή τις άλλοιώσεις τους, οφείλεται στις μετατροπές ενός φυσικού μεγέθους, πού ονομάζεται ενέργεια. Κύρια χαρακτηριστικά τής ύλης είναι ό ύγκος, ή μάζα και τό βάρος, και τής ενέργειας ή ικανότητα για τήν παραγωγή έργου.

✓ **Φαινόμενα.** Φαινόμενα στην έπιστημονική γλώσσα, λέγονται οι μεταβολές τών σωμάτων πού προκαλοϋνται μέ τήν επίδραση διάφορων αίτιών. 'Ετσι ή πτώση μιᾶς πέτρας, ό βρασμός τοϋ νεροϋ, ή μαγνήτιση τοϋ σιδήρου, τό κάψιμο τοϋ ξύλου είναι διάφορα φαινόμενα.

'Από αυτά μερικά έχουν παροδικό χαρακτήρα χωρίς νά προκαλοϋν καμιά ριζική και μόνιμη άλλοίωση τής ύλης. Τέτοια φαινόμενα είναι : ή μεταβολή τοϋ νεροϋ σέ πάγο ή υδρατμούς, γιατί μέ τή θέρμανση τοϋ πάγου ή τήν ψύξη τών υδρατμών, ξαναγυρίζει τό νερό στην προηγούμενή του κατάσταση· ή διάλυση τοϋ άλατιοϋ στό νερό, γιατί μέ τήν εξάτμιση τοϋ νεροϋ, ξαναπαίρνουμε τό άλάτι κτλ. Αύτά τά φαινόμενα λέγονται φυσικά φαινόμενα και τά εξετάζει ή έπιστήμη πού λέγεται Φυσική.

"Άλλα όμως φαινόμενα καταλήγουν σέ μόνιμο άποτέλεσμα, γιατί προκαλοϋν ριζική μεταβολή στά σώματα κι έτσι αυτά μεταβάλλονται σ' άλλα όλότελα διαφορετικά. Τέτοια φαινόμενα είναι : τό κάψιμο τοϋ ξύλου, πού μᾶς δίνει διάφορα άέρια κι ένα ποσό από στάχτη πού από αυτά είναι αδύνατο νά ξαναπάrouμε τό ξύλο· ή μετατροπή τοϋ μούστου σέ κρασί και τοϋ κρασιοϋ σέ ξίδι κτλ. Αύτά τά φαινόμενα λέγονται χημικά φαινόμενα και ή έπιστήμη πού τά εξετάζει ονομάζεται Χημεία.

✓ **'Ιδιότητες.** "Όταν συγκρίνουμε τά διάφορα σώματα μεταξύ τους, π.χ. τό άλάτι, τό θειάφι, τή ζάχαρη, τό νερό, τό φωταέριο κτλ. παρατηροϋμε πώς διαφέρουν στή φυσική κατάσταση, στό χρώμα, στή γεύση κτλ. 'Από τ' άλλο μέρος γνωρίζουμε πώς όλα τά σώματα έχουν βάρος κι όταν τά θερμάνουμε διαστέλλονται. 'Η φυσική κατάσταση τών σω-

μάτων, τό χρώμα τους, ή γεύση τους, ή όσμή τους, ή πυκνότητά τους, τό βάρος, ή διαστολή τους μέ τή θέρμανση κ.ά. δηλαδή οι διάφοροι τρόποι πού μ' αυτούς παρουσιάζονται στίς αισθήσεις μας και τά αντίλαμβανόμεστε, λέγονται **ιδιότητες** τών σωμάτων. 'Απ' αυτές άλλες είναι κοινές σ' όλα τά σώματα χωρίς εξαίρεση, όπως τό βάρος και ή διαστολή και λέγονται **Γενικές ιδιότητες τών σωμάτων** και άλλες, όπως ή φυσική κατάσταση, τό χρώμα, ή όσμή, ή γεύση, ή πυκνότητα, διαφέρουν από τό ένα σώμα σ' άλλο και ονομάζονται **Χαρακτηριστικές ιδιότητες τών σωμάτων**. Οι χαρακτηριστικές ιδιότητες λέγονται και **Φυσικές ιδιότητες** όταν οι μεταβολές τους δέν αλλοιώνουν τή σύσταση τών σωμάτων και **Χημικές ιδιότητες** όταν προκαλούν ριζική μεταβολή στή σύσταση τών σωμάτων όπως είναι ή καύση κ.ά.

**Σκοπός τής Χημείας.** Χημεία είναι ή επιστήμη πού ασχολείται μέ τήν ύλη τών διάφορων σωμάτων και εξετάζει τή σύστασή της, τίς ιδιότητές της και τίς ριζικές μεταβολές (τά χημικά φαινόμενα) πού παθαίνει κάτω από τήν επίδραση τών διάφορων αιτίων. 'Ακόμη εξετάζει τόν τρόπο τής παρασκευής τών διάφορων σωμάτων και τίς πρακτικές εφαρμογές τους.

## ΑΠΛΑ ΣΩΜΑΤΑ Ή ΣΤΟΙΧΕΙΑ

'Από τό πλήθος τών υλικών σωμάτων πού βρίσκονται γύρω μας, υπάρχουν μερικά πού μέ κανένα τρόπο φυσικό ή χημικό δέν έγινε δυνατό νά αποσυντεθούν σ' άλλα πιά απλά συστατικά. Τά σώματα αυτά λέγονται **απλά σώματα ή στοιχεία**.

Τά στοιχεία είναι σχετικά πολύ λίγα, εκατό περίπου, και διαιρούνται σέ δύο μεγάλες κατηγορίες, τά **μέταλλα** και τά **άμέταλλα**. Τά μέταλλα είναι στερεά σώματα εκτός από τόν υδράργυρο, πού είναι υγρός στή συνηθισμένη θερμοκρασία. Έχουν κάποια ιδιαίτερη λάμψη σέ μιά πρόσφατη τομή πού τή λένε **μεταλλική**, είναι καλοί άγωγοί τής θερμότητας και του ήλεκτρισμού, μπορούν εύκολα νά γίνουν ελάσματα (λεπτά φύλλα) και σύρματα κι έχουν τά πιά πολλά μεγάλη πυκνότητα. Τά άμέταλλα είναι σώματα άέρια ή στερεά εκτός από τό βρώμιο πού είναι υγρό στή συνηθισμένη πίεση και θερμοκρασία, γενικά δέν έχουν μεταλλική λάμψη, είναι κακοί άγωγοί τής θερμότητας και του ήλεκτρισμού, δέ γίνονται ελάσματα ή σύρματα κι έχουν μικρή πυκνότητα.

## ΜΙΓΜΑΤΑ ΚΑΙ ΧΗΜΙΚΕΣ ΕΝΩΣΕΙΣ

Μέ τό συνδυασμό τῶν στοιχείων παράγεται ἄπειρο πλῆθος σωμάτων πού ἀνάλογα μέ τίς συνθήκες μπορεῖ νά εἶναι μίγματα ἢ χημικές ἐνώσεις (σύνθετα σώματα).

**Μίγματα.** Ὁ σίδηρος καί τό θεῖο εἶναι δύο στερεά στοιχεῖα πού τό πρώτο εἶναι μέταλλο καί τό δεύτερο ἀμέταλλο.

Παίρνουμε ρινίσματα σιδήρου πού ἔχουν χρῶμα σταχτί καί σκόνη θείου πού ἔχει χρῶμα κίτρινο καί τά ἀνακατεύουμε καλά. Σέ ὅποιεσδήποτε ἀναλογίες θά πετύχουμε ἕνα σῶμα, πού ἔχει τίς ιδιότητες καί τοῦ σιδήρου καί τοῦ θείου. Σ' αὐτό τό σῶμα μποροῦμε νά διακρίνουμε καλά μέ μεγεθυντικό φακό καί τούς κόκκους τοῦ σιδήρου καί τούς κόκκους τοῦ θείου. Εἶναι εὐκόλο νά ξεχωρίσουμε τά συστατικά του, ἢ μ' ἕνα μαγνήτη, πού τραβᾷ μόνο τό σίδηρο, ἢ μέ διθειάνθρακα, πού διαλύει μόνο τό θεῖο. Διαπιστώνουμε ἀκόμη, ὅτι κατά τήν ἀνάμιξη τοῦ σιδήρου μέ τό θεῖο δέ συμβαίνει κανένα θερμικό φαινόμενο. Τό προϊόν πού λάβαμε μέ τό παραπάνω πείραμα, λέγεται **μίγμα** σιδήρου καί θείου.

**Χημικές ἐνώσεις.** Βάζουμε μέσα σ' ἕνα δοκιμαστικό σωλήνα, πού δέ λιώνει (τήκεται) εὐκόλο, μίγμα ἀπό 7 γραμμάρια ρινίσματα σιδήρου καί 4 γραμμάρια σκόνη θείου καί θερμαίνουμε μέ λύχνο τό κάτω ἄκρο τοῦ σωλήνα, πού δέ θ' ἀργήσει νά ἐρυθροπυρωθεῖ. Ἀπομακρύνουμε τότε τό σωλήνα ἀπό τή φλόγα. Θά παρατηρήσουμε πώς ἡ ἐρυθροπύρωση μεταδίδεται γρήγορα σ' ὅλη τή μάζα τοῦ περιεχόμενου τοῦ σωλήνα κι ἀπό αὐτό ἀποδεικνύεται, πώς ἐλευθερώνεται μεγάλη ποσότητα θερμότητας. Ἀφοῦ κρυώσει παίρνουμε ἕνα μαῦρο προϊόν, πού ζυγίζει 11 γραμμάρια (7 + 4) κι εἶναι ὀλότελα διαφορετικό ἀπό τό σίδηρο καί τό θεῖο. Δέν μποροῦμε, οὔτε μέ τό φακό νά διακρίνουμε κόκκους σιδήρου ἢ θείου, ὁ μαγνήτης ἢ ὁ διθειάνθρακας δέν ἔχουν καμιά ἐπίδραση σ' αὐτό καί τά συστατικά του δέν μποροῦν νά ξεχωριστοῦν μέ ἄλλα φυσικά μέσα. Ἀκόμη παρατηροῦμε, πώς ἂν πάρουμε ἀναλογίες σιδήρου καί θείου, διαφορετικές ἀπό τίς παραπάνω, μετά τό πείραμα θά ἔχουμε κάποιο ὑπόλειμμα σιδήρου ἢ θείου. Τό σῶμα αὐτό πού σχηματίστηκε μέ σύγχρονη παραγωγή θερμότητας, ἀπό τό σίδηρο καί τό θεῖο, πού τά πήραμε μέ ὀρισμένη ἀναλογία καί πού ἔχει ιδιότητες ἐντελῶς διαφορετικές ἀπό τά συστατικά του, ὀνομάζεται θειοῦχος σίδηρος, καί εἶναι χημική ἐνωση σιδήρου καί θείου.

↙ **Διαφορές μίγματος και χημικής ένωσης.** Τά δυό παραπάνω πειράματα μᾶς βοηθοῦν νά διακρίνουμε τίς διαφορές ανάμεσα στό μίγμα καί τή χημική ένωση, πού εἶναι οἱ παρακάτω :

Στά μίγματα τά συστατικά στοιχεῖα παίρνονται σέ ὅποιεσδήποτε ἀναλογίες, διατηροῦν τίς ιδιότητές τους καί μποροῦν νά ἀποχωριστοῦν, σχετικά εὐκόλα. Ἡ ἀνάμιξη τῶν συστατικῶν δέ συνοδεύεται ἀπό κανένα θερμικό φαινόμενο.

Οἱ χημικές ἐνώσεις τῶν στοιχείων ἔχουν ιδιότητες τελείως διαφορετικές ἀπό τά συστατικά τους, πού παίρνονται πάντοτε σέ ὀρισμένη ἀναλογία βαρῶν καί δύσκολα μποροῦν νά ξεχωριστοῦν, Ἀκόμη ὁ σχηματισμός τῶν χημικῶν ἐνώσεων συνοδεύεται πάντοτε ἢ ἀπό παραγωγή, ἢ ἀπό ἀπορρόφηση θερμότητας. Ἐχουν σταθερό σημεῖο τήξης - πήξης καί βρασμοῦ - ὑγροποίησης ἀντίθετα ἀπό τά μίγματα.

### ✓ ΘΕΜΕΛΙΩΔΕΙΣ ΝΟΜΟΙ ΤΗΣ ΧΗΜΕΙΑΣ

Οἱ χημικές ἐνώσεις τῶν στοιχείων γίνονται μέ βάση νόμους πού ὀρίζουν μέ ἀκρίβεια τίς ἀναλογίες τους, σέ βάρος ἢ σέ ὄγκο.

Οἱ νόμοι αὐτοί εἶναι οἱ παρακάτω :

**Νόμος τῆς ἀφθαρσίας τῆς ὕλης (Lavoisier).** Πρῶτοι οἱ Ἕλληνες φιλόσοφοι διατύπωσαν τό ἀξίωμα τῆς ἀφθαρσίας τῆς ὕλης, μέ τήν ἔννοια πώς ἡ ὕλη δέν μπορεῖ οὔτε νά καταστραφεῖ οὔτε νά δημιουργηθεῖ ἀπό τό μηδέν\*. Τήν ἀλήθεια τοῦ ἀξιώματος αὐτοῦ ἐπιβεβαίωσε πειραματικά πρῶτος ὁ Lavoisier (1775) μέ τό ζυγό κι ἀργότερα πολλοί ἄλλοι μέ πολύ ἀκριβῆ πειράματα. Ἔτσι σήμερα, αὐτό τό ἀξίωμα, ἀποτελεῖ βασικό νόμο τῆς Χημείας καί διατυπώνεται ἔτσι : «**Σέ κάθε χημική ἀντίδραση (μεταβολή) τό βάρος τῶν σωμάτων πού ἀντιδρῶν εἶναι ἴσο μέ τό βάρος τῶν προϊόντων τῆς ἀντίδρασης**». Ἔτσι ἂν συνθέσουμε 56 γραμμ. σιδήρου καί 32 γραμμ. θείου, παίρνουμε 88 γραμμ. θείουχου σιδήρου.

**Σημείωση.** Ἄν ἐξεταστεῖ ἐπιπόλαια ὁ νόμος αὐτός φαίνεται νά βρίσκεται σ' ἀντίθεση μέ τά καθημερινά γεγονότα, γιατί πραγματικά σέ μερικές περιπτώσεις ἡ ὕλη φαίνεται νά καταστρέφεται ὅπως π.χ.

\* Δημόκριτος κ.ά.

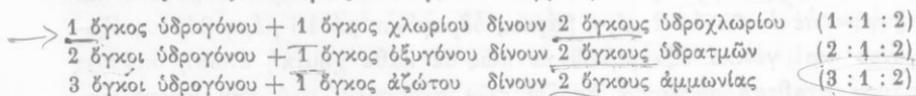
Όταν καίγεται ο άνθρακας. Αυτό όμως συμβαίνει, γιατί με την καύση, σχηματίζεται διοξείδιο του άνθρακα, που σαν αέριο φεύγει στον αέρα κι έτσι φαίνεται σαν να καταστράφηκε ο άνθρακας. "Αν όμως κάψουμε τον άνθρακα μέσα σε κλειστό δοχείο, που να έχει μέσα ανάλογη ποσότητα οξυγόνου ή αέρα και τό ζυγίσουμε πριν και ύστερα από την καύση θά βρούμε πώς τό βάρος του μένει τό ίδιο.

**Νόμος τῶν σταθερῶν λόγων (Proust).** Βρέθηκε πειραματικά πώς για τήν παραγωγή νεροῦ ἐνώνονται πάντοτε τά στοιχεῖα ὑδρογόνο και ὀξυγόνο σέ ἀναλογία 2 μέρη βάρους ὑδρογόνου μέ 16 μέρη βάρους ὀξυγόνου· και γενικά ἐξακριβώθηκε πώς σέ κάθε χημική ἔνωση ὑπάρχει πάντα σταθερή ἀναλογία βαρῶν τῶν στοιχείων πού τήν ἀποτελοῦν. "Αν κατά τύχη ἀνακατευτοῦν τά στοιχεῖα σέ διαφορετική ἀναλογία ἀπό αὐτή πού χρειάζεται, τότε τό στοιχεῖο πού πῆρε μέρος σέ μεγαλύτερη ποσότητα μένει στό τέλος τῆς ἀντίδρασης ἐλεύθερο. "Απ' αὐτές τίς παρατηρήσεις συμπεραίνεται ὁ νόμος για τίς σταθερές ἀναλογίες βάρους πού διατυπώθηκε ἀπό τό Γάλλο χημικό Proust ἔτσι : «Οἱ λόγοι τῶν βαρῶν δυό ἢ περισσότερων στοιχείων πού ἐνώνονται μεταξύ τους, για νά σχηματίσουν ὀρισμένη χημική ἔνωση, εἶναι σταθεροί». "Ἐτσι κάθε ἔνωση μέ ὁποιοδήποτε τρόπο και ἂν παρασκευάστηκε, ἔχει πάντα τήν ἴδια σύνθεση, π.χ. 18 γραμμ. καθαρό νερό, πού τό πήραμε μέ ἀπόσταξη φυσικοῦ νεροῦ, ἢ μέ καύση ὑδρογόνου στον αέρα ἢ στό ὀξυγόνο ἀποτελοῦνται πάντα ἀπό 2 γραμμ. ὑδρογόνου και 16 γραμμ. ὀξυγόνου.

**Νόμος τῶν ἀπλῶν πολλαπλασιῶν (Dalton).** Μερικές φορές δυό στοιχεῖα πού ἐνώνονται μεταξύ τους, σχηματίζουν πῖο πολλές ἀπό μιά ἐνώσεις. "Ἐτσι ὁ άνθρακας και τό ὀξυγόνο σχηματίζουν δυό ἐνώσεις : τό μονοξείδιο τοῦ άνθρακα και τό διοξείδιο τοῦ άνθρακα. Στό μονοξείδιο ἐνώνονται 12 γραμμ. άνθρακας μέ 16 γραμμ. ὀξυγόνο, και στό διοξείδιο ἐνώνονται 12 γραμμ. άνθρακας μέ 32 γραμμ. ὀξυγόνο. Βλέπουμε δηλαδή, πώς σ' αὐτές τίς δυό ἐνώσεις για τό ἴδιο βάρος τοῦ άνθρακα (12 γραμμ.) τά βάρη τοῦ ὀξυγόνου εἶναι 16 γραμμ. και 32 γραμμ., ἔχουν δηλαδή μεταξύ τους λόγο 1 : 2. "Από τή μελέτη πολλῶν παρόμοιων παραδειγμάτων ὁ "Αγγλος χημικός Dalton συμπέρανε τό νόμο τῶν ἀπλῶν πολλαπλασιῶν πού διατυπώνεται ἔτσι : «Όταν δυό στοιχεῖα ἐνώνονται για νά σχηματίσουν διάφορες χημικές ἐνώσεις, τά βάρη τοῦ ἐνός στοιχείου πού ἐνώνεται μέ τό ἴδιο βάρος τοῦ ἄλλου στοιχείου ἔ-

χουν σχέση απλών άκεραίων πολλαπλασίων δηλαδή πάνε ύπως οι αριθμοί 1, 2, 3...».

**Νόμος τών άερίων όγκων** (Gay - Lussac). Οι παραπάνω νόμοι πού εξέτάστηκαν αναφέρονται στις αναλογίες τών βαρών τών στοιχείων πού ένώνονται χημικά μεταξύ τους. Ό Gay - Lussac εξέτασε τίς σχέσεις τών όγκων τών άερίων στοιχείων, πού ένώνονται, γιά νά σχηματίσουν χημικές ένώσεις μέ τήν προϋπόθεση πώς οι όγκοι αυτοί μετρήθηκαν στίς ίδιες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας. Έτσι βρήκε πώς :



Άπ' αυτά τά παραδείγματα κι άλλα πολλά παρόμοια, συμπεράνε ό Gay - Lussac τό νόμο πού έχει τό όνομά του και διατυπώνεται έτσι : «Όταν δύο άέρια στοιχεία ένώνονται γιά τό σχηματισμό μιάς χημικής ένωσης, ή σχέση τών όγκων τους, είναι απλή και σταθερή». Ακόμη άν τό προϊόν αυτής τής ένωσης είναι άέριο, τότε και ό όγκος του βρίσκεται σ' απλή σχέση μέ τούς όγκους τών άερίων στοιχείων πού ένώθηκαν και τίς πιό πολλές φορές είναι διπλάσιος από τόν όγκο τοϋ άερίου στοιχείου, πού βρίσκεται στή μικρότερη αναλογία.

## ΑΤΟΜΙΚΗ ΘΕΩΡΙΑ

**Άτομα.** Άπό τούς άρχαίους Έλληνες φιλόσοφους και ιδιαίτερα από τό Δημόκριτο, διατυπώθηκε ή υπόθεση πώς ή ύλη δέν είναι επ' άπειρο διαιρετή αλλά άποτελείται από μικρότερα σωμάτια πού δέν μπορούν νά διαιρεθούν και πού γι' αυτό όνομάστηκαν άτομα. Τήν υπόθεση αυτή τών φιλοσόφων πού όνομάστηκαν άτομικοί φιλόσοφοι διαμόρφωσε στίς άρχές τοϋ περασμένου αιώνα ό Dalton σέ έπιστημονική θεωρία — **τήν άτομική θεωρία** — πού τήν αλήθεια της άπόδειξε ύστερα ή νεώτερη έπιστήμη. Έτσι σήμερα δεχόμαστε πώς κάθε στοιχείο άποτελείται από άπειροελάχιστα σωματίδια —τά άτομα— πού δέν μπορούν νά διαιρεθούν άλλο, ούτε μέ μηχανικά ούτε μέ φυσικά ούτε μέ χημικά μέσα και έπομένως είναι άφθαρτα. Τά άτομα τοϋ κάθε στοιχείου είναι ίδια και έχουν τό ίδιο βάρος πού είναι διαφορετικό κατά κανόνα από τό βάρος τών άτόμων τών άλλων στοιχείων. Υπάρχουν τόσα είδη άτόμων όσα είναι και τά στοιχεΐα.

**Μόρια.** "Όταν διαιρέσουμε τήν ὕλη μέ μηχανικά ἢ φυσικά μέσα φτάνουμε σέ μικρότερα κομματάκια —τά μόρια— πού ἀποτελοῦν τή μικρότερη μονάδα, πού ἕνα στοιχεῖο ἢ μιὰ χημική ἔνωση μπορεῖ νά βρεθεῖ σ' ἐλεύθερη κατάσταση.

Τά μόρια τῶν χημικῶν στοιχείων ἀποτελοῦνται ἀπό ἄτομα τοῦ ἴδιου εἴδους πού γιά τά περισσότερα ἀμέταλλα εἶναι δύο καί γιά τά λεγόμενα εὐγενῆ ἀέρια καί τά μέταλλα, ὅταν βρίσκονται στήν κατάσταση τοῦ ἀτμοῦ, μόνο ἕνα. Σ' αὐτή τήν τελευταία περίπτωση οἱ ἔννοιες τοῦ ἀτόμου καί τοῦ μορίου ταυτίζονται.

Τά μόρια τῶν χημικῶν ἐνώσεων ἀποτελοῦνται ἀπό ἄτομα διαφορετικοῦ εἴδους κι εἶναι ὅλα ὅμοια μεταξύ τους, ἐνῶ στά μίγματα ὑπάρχουν μόρια διαφόρων εἰδῶν. Ἐτσι στό ἀποσταγμένο νερό πού εἶναι χημικά καθαρό, ὑπάρχουν μόνο μόρια νεροῦ, ἐνῶ στό θαλασσινό νερό πού εἶναι μίγμα ὑπάρχουν μόρια νεροῦ καί μόρια ἀλάτων.

**Νόμος τοῦ Avogadro.** Εἶναι γνωστό ἀπό τή Φυσική πώς ὅλα τά ἀέρια μέ τή μεταβολή τῆς πίεσης καί τῆς θερμοκρασίας μεταβάλλονται σέ ὄγκο ὁμοιόμορφα, δηλαδή μέ τό ἴδιο ποσοστό. Ἐπ' αὐτή τήν παρατήρηση παρακινήθηκε ὁ Ἴταλός Χημικός Avogadro καί διατύπωσε τό 1811 τήν παρακάτω ὑπόθεση: «Ἴσοι ὄγκοι ἀερίων πού μετροῦνται στίς ἴδιες συνθήκες πίεσης καί θερμοκρασίας περιέχουν τόν ἴδιο ἀριθμό μορίων». Ἡ ὑπόθεση αὕτη θεωρήθηκε πολύ τολμηρή στήν ἀρχή, ἀποδείχθηκε ὅμως ἀργότερα, πώς ἔχει ἰσχύ νόμου. Ἐπό τό νόμο αὐτό βγαίνει τό συμπέρασμα, πώς «ἀφοῦ ἴσοι ὄγκοι ἀερίων στίς ἴδιες συνθήκες πίεσης καί θερμοκρασίας περιέχουν τόν ἴδιο ἀριθμό μορίων κι ἀντίστροφα ὀρισμένος ἀριθμός μορίων ἀερίου στίς ἴδιες συνθήκες, ἔχει σταθερό ὄγκο». Ὁ νόμος τοῦ Avogadro ἰσχύει καί γιά τά σώματα πού ἔχουν ἐξαερωθεῖ δηλαδή γιά τούς ἀτμούς τους.

**Ἀτομικό καί μοριακό βάρους.** Ὅσο κι ἂν εἶναι ἐλαχιστότατα σέ ὄγκο τά μόρια καί τά ἄτομα, σάν ὕλικά σώματα ἔχουν κι αὐτά ὀρισμένο βάρους. Ἐπειδή ὅμως τό ἀπόλυτο βάρους τους εἶναι πάρα πολύ μικρό καί πάρα πολύ δύσκολα προσδιορίζεται, ἀρκέστηκαν νά βροῦν τό σχετικό βάρους τους, παίρνοντας στήν ἀρχή σά μονάδα τό βάρους τοῦ ἀτόμου τοῦ ὕδρογόνου τοῦ πιό ἐλαφροῦ ἀπ' ὅλα τά στοιχεῖα.

Ἀργότερα βρέθηκε πώς εἶναι ἀκριβέστερο νά χρησιμοποιηθεῖ γιά μονάδα τό  $1/16$  τοῦ βάρους τοῦ ἀτόμου τοῦ Ὄξυγόνου πού διαφέρει πάρα πολύ λίγο ἀπό τό βάρους τοῦ ἀτόμου τοῦ ὕδρογόνου. Ἐτσι σήμερα

δίνονται οι παρακάτω όρισμοί για τὰ σχετικά βάρη τῶν ἀτόμων και τῶν μορίων.

«Ατομικό βάρος ἑνός στοιχείου εἶναι ὁ ἀριθμός ποῦ φανερώνει πόσες φορές εἶναι βαρύτερο τὸ ἄτομο αὐτοῦ τοῦ στοιχείου ἀπὸ τὸ 1)16 τοῦ βάρους ἑνός ἀτόμου ὀξυγόνου» και

«Μοριακό βάρος ἑνός στοιχείου ἢ μιᾶς χημικῆς ἔνωσης εἶναι ὁ ἀριθμός ποῦ φανερώνει πόσες φορές τὸ μόριο τοῦ στοιχείου ἢ τῆς χημικῆς ἔνωσης εἶναι βαρύτερο ἀπὸ τὸ 1)16 τοῦ βάρους ἑνός ἀτόμου ὀξυγόνου».

Μ' αὐτὴ τὴ μονάδα σάν βάση τὸ ἀτομικό βάρος τοῦ ὕδρογόνου εἶναι ἴσο μὲ 1,008 και τοῦ ὀξυγόνου ἴσο μὲ 16.

Τὰ ἀτομικά βάρη τῶν στοιχείων γράφονται στό σχετικό πίνακα (σελ. 13).

Τελευταῖα, ἀντὶ γιὰ τοὺς ὄρους «ἀτομικό και μοριακό βάρος», χρησιμοποιοῦνται οἱ ὄροι «ἀτομική και μοριακή μάζα». Ἡ μονάδα ἀτομικῆς μάζας συμβολίζεται μὲ 1u ἢ 1amu ἢ 1MAM και εἶναι ἴση μὲ τὸ  $1/12$  τῆς μάζας τοῦ ἰσότοπου  $^{12}\text{C}$  τοῦ ἄνθρακα. Δηλαδή :

$$1u = \frac{\text{μάζα 1 ἀτόμου } ^{12}\text{C}}{12}$$

ρισμός τῶν ἀτομικῶν μαζῶν ἀπὸ τὸ 1961.

**Γραμμομόριο - Γραμμοάτομο.** Τὸ μοριακό βάρος και τὸ ἀτομικό ὅταν ἐκφραστοῦν σὲ γραμμάρια δίνουν μονάδες μάζας χρήσιμες γιὰ τοὺς ὑπολογισμούς.

Γραμμομόριο στοιχείου ἢ χημικῆς ἔνωσης εἶναι ποσότητα τοῦ στοιχείου ἢ τῆς χημικῆς ἔνωσης σὲ ἀριθμὸ γραμμαρίων ἴσο μὲ τὸ μοριακό βάρος και συμβολίζεται μὲ τὸ mol.

Γραμμοάτομο στοιχείου εἶναι ποσότητα τοῦ στοιχείου σὲ ἀριθμὸ γραμμαρίων ἴσο μὲ τὸ ἀτομικό του βάρος.

Ἔτσι τὸ γραμμοάτομο τοῦ ὀξυγόνου εἶναι 16 γραμμάρια, τὸ γραμμομόριό του 32 γραμμάρια και τὸ γραμμομόριο τοῦ νεροῦ 18 γραμμάρια.

**Γραμμομοριακός ὄγκος.** Παρατηρήθηκε πὼς τὰ γραμμομόρια ὄλων τῶν στοιχείων, ἢ τῶν χημικῶν ἐνώσεων, στὴν ἀέριο κατάσταση και σὲ κανονικὲς συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας \* ἔχουν τὸν ἴδιον ὄγκο,

\* Πίεση 1At και θερμοκρασία  $0^{\circ}\text{C}$ .

ΠΙΝΑΚΑΣ ΤΩΝ ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ (1959)

Ατομ. αριθ.	ΣΤΟΙΧΕΙΟ	Σύμβολο	Ατομικό βάρος	Ατομ. αριθ. (Z)	Ατομ. αριθ.	ΣΤΟΙΧΕΙΟ	Σύμβολο	Ατομικό βάρος	Ατομ. αριθ. (Z)
1	Ύδρογονο	H	1,008	7	52	Μεντελέβιο	Mn	256	101
2	Ήλιο	He	4,003	2	53	Μολυβδαίνιο	Mo	95,95	42
3	Λίθιο	Li	7,0	3	54	Μόλυβδος	Pb	207,21	82
4	Βερίλιο	Be	9,0	4	55	Μπερκνέλιο	Bk	243	97
5	Βόριο	B	10,82	5	56	Νάτριο	Na	22,997	11
6	Κάρβιο	C	12,01	6	57	Νέο	Ne	20,183	10
7	Άζωτο	N	14,008	7	58	Νεοδύμιο	Nd	144,27	60
8	Οξυγόνο	O	16,000	8	59	Νεπτούνιο	Np	239	93
9	Φθόριο	F	18,998	9	60	Νικέλιο	Ni	58,69	28
10	Νατρίο	Na	22,997	11	61	Νομπάτιο ;	No	:	102
11	Μαγνήσιο	Mg	24,32	12	62	Ξένο	Xe	131,3	54
12	Άλμυριο	Al	26,97	13	63	Όσμιο	Os	164,94	67
13	Σίδηρο	Fe	55,85	26	64	Όυγκόνιο	O	16,000	8
14	Κόππερ	Cu	63,55	29	65	Όσμιο	Os	190,2	76
15	Ζήνιο	Zn	65,38	30	66	Ουράνιο	U	238,07	92
16	Γαλιόριο	Ga	69,72	31	67	Παλλάδιο	Pd	105,7	46
17	Γερμάνιο	Ge	72,60	32	68	Πλουτώνιο	Pu	239	94
18	Άρσενιο	As	74,91	33	69	Πολώνιο	Po	210	84
19	Σελήνιο	Se	78,96	34	70	Πρασινοδύμιο	Pr	140,92	59
20	Βρώμιο	Br	79,916	35	71	Προμήθειο	Pm	147	61
21	Ιώδιο	I	126,92	53	72	Πρωτακτίνιο	Pa	231	91
22	Χλωρίο	Cl	35,45	17	73	Πυρίτιο	Si	28,06	14
23	Βρώμιο	Br	79,916	35	74	Ράδιο	Ra	226,05	88
24	Καδμίο	Cd	112,41	48	75	Ραδόνιο	Rn	222	86
25	Ινδίο	In	114,76	49	76	Ρήνιο	Re	186,31	75
26	Όσμιο	Os	190,2	76	77	Ρόδιο	Rh	102,91	45
27	Ίριδιο	Ir	193,1	77	78	Ρουβίδιο	Rb	85,48	37
28	Πλάτινιο	Pt	195,23	78	79	Ρουθίνιο	Ru	101,7	44
29	Χρυσό	Au	197,2	79	80	Σαμάριο	Sm	150,43	62
30	Μαργάνιο	Mn	54,92	25	81	Σελήνιο	Se	78,96	34
31	Κόππερ	Cu	63,55	29	82	Σίδηρο	Fe	55,85	26
32	Ζήνιο	Zn	65,38	30	83	Σκάνδιο	Sc	45,10	21
33	Γαλιόριο	Ga	69,72	31	84	Στρόντιο	Sr	87,63	38
34	Καδμίο	Cd	112,41	48	85	Ταντάλιο	Ta	180,88	73
35	Ινδίο	In	114,76	49	86	Τελλούριο	Te	127,61	52
36	Όσμιο	Os	190,2	76	87	Τέρβιο	Tb	159,2	65
37	Ίριδιο	Ir	193,1	77	88	Τεχνήτιο	Tc	99	43
38	Πλάτινιο	Pt	195,23	78	89	Τιτάνιο	Ti	47,90	22
39	Χρυσό	Au	197,2	79	90	Υδράργυρο	Hg	200,61	80
40	Μαργάνιο	Mn	54,92	25	91	Υδρογόνο	H	1,008	1
41	Κόππερ	Cu	63,55	29	92	Υπέρβιο	Yb	173,04	70
42	Ζήνιο	Zn	65,38	30	93	Υττερίο	Y	88,92	39
43	Γαλιόριο	Ga	69,72	31	94	Φέρμιο	Fm	255	100
44	Καδμίο	Cd	112,41	48	95	Φθόριο	F	19,00	9
45	Ινδίο	In	114,76	49	96	Φράγγιο	Fr	223	87
46	Όσμιο	Os	190,2	76	97	Φωσφόρο	P	30,98	15
47	Ίριδιο	Ir	193,1	77	98	Χαλκό	Cu	63,54	29
48	Πλάτινιο	Pt	195,23	78	99	Χλώριο	Cl	35,457	17
49	Χρυσό	Au	197,2	79	100	Χρυσός	Au	197,2	79
50	Μαργάνιο	Mn	54,92	25	101	Χρώμιο	Cr	52,01	24
51	Κόππερ	Cu	63,55	29	102	Ψευδάργυρο	Zn	65,38	30

πού λέγεται γραμμομοριακός όγκος κι είναι ίσος μέ 22,4 λίτρα περίπου.

**Άριθμός Avogadro ή σταθερά Loschmidt.** Μέσα στό γραμμοάτομο ενός στοιχείου ύπολογίστηκε πώς υπάρχουν  $6,023 \cdot 10^{23}$  άτομα. Μέσα στό γραμμομόριο ενός στοιχείου ή μιās χημικῆς ένωσης ύπολογίστηκε πάλι πώς υπάρχουν  $6,023 \cdot 10^{23}$  μόρια. Ό αριθμός αυτός είναι ανεξάρτητος από τή φύση τοῦ σώματος, από τή φυσική του κατάσταση κι από τίς έξωτερικές συνθήκες και αποτελεί μιá παγκόσμια σταθερά. Λέγεται αριθμός τοῦ Avogadro ή σταθερά τοῦ Loschmidt και συμβολίζεται μέ τό N. Έχουμε δηλαδή N =  $6,023 \cdot 10^{23} \frac{\text{άτομα}}{\text{γραμμοάτομο}}$  =

$$= 6,023 \cdot 10^{23} \frac{\text{μόρια}}{\text{mol}}.$$

Σύμφωνα μέ τά παραπάνω μπορούμε νά όρίσουμε τό γραμμοάτομο ενός στοιχείου ως τήν ποσότητα τοῦ στοιχείου αὐτοῦ πού περιέχει  $6,023 \cdot 10^{23}$  άτομα και γραμμομόριο ενός στοιχείου ή μιās ένωσης τήν ποσότητα πού περιέχει  $6,023 \cdot 10^{23}$  μόρια τοῦ στοιχείου ή τῆς ένωσης.

**Σχέση ανάμεσα στό μοριακό βάρος και στή σχετική μέ τόν άέρα πυκνότητα ενός αερίου.** Γνωρίζουμε από τή φυσική πώς ή πυκνότητα d ενός αερίου σχετικά μέ τόν άέρα, είναι ίση μέ τό λόγο τοῦ βάρους B ενός όγκου τοῦ αερίου αὐτοῦ πρὸς τό βάρος β ίσου όγκου άέρα (στις ίδιες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας), έχουμε δηλαδή  $d = \frac{B}{\beta}$ .

Άς ποῦμε πώς τό μοριακό βάρος ενός αερίου είναι M· αὐτό σημαίνει πώς 22,4 λίτρα τοῦ αερίου αὐτοῦ σέ κανονικές συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας ζυγίζουν M γραμμάρια. Άλλά κάτω άπ' αυτές τίς συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας 22,4 λίτρα άέρα, ζυγίζουν  $22,4 \times 1,293 = 28,96$  γραμμάρια, άφοῦ ξέρουμε πώς 1 λίτρο άέρα ζυγίζει 1,293 γραμμάρια. Έπομένως ή σχετική πυκνότητα τοῦ αερίου αὐτοῦ θά είναι

$$d = \frac{M}{28,96} \text{ ή } M = 28,96 \cdot d.$$

(κατά προσέγγιση) α) τή σχετική πυκνότητα ενός αερίου όταν ξέρουμε τό μοριακό του βάρος, ή β) τό μοριακό του βάρος όταν ξέρουμε τή σχετική του πυκνότητα.

**Παράδειγμα.** Τό άέριο στοιχείο όξυγόνο έχει μοριακό βάρος 32, επομένως ή σχετική του πυκνότητα θά είναι  $d = \frac{32}{28,96} = 1,1$  περίπου.

## ΕΞΗΓΗΣΗ ΤΩΝ ΝΟΜΩΝ ΤΗΣ ΧΗΜΕΙΑΣ

Πολύ απλά μπορούν νά ἐξηγηθοῦν οἱ νόμοι τῆς Χημείας μέ τήν άτομική θεωρία καί τό νόμο τοῦ Avogadro, ὅπως παρακάτω :

**Νόμος τῆς ἀφθαρσίας τῆς ὕλης.** Ὅταν γίνεται μιὰ ἀντίδραση ἀνάμεσα σέ διάφορα σώματα, μόνο τά μόριά τους παθαίνουν μεταβολή, τά ἄτομα ὅμως τῶν μορίων αὐτῶν, μένουν ἄθικτα καί ξαναενώνονται γιά νά σχηματίσουν νέα μόρια διαφορετικά ἀπό τά ἀρχικά. Ἀφοῦ ὅμως τά ἄτομα ὅπως ὀρίστηκαν εἶναι ἀδιαίρετα καί ἀφθαρτα εἶναι φανερό πώς τό ἄθροισμα τῶν ἀτόμων πού παίρνουν μέρος σέ μιὰ ἀντίδραση θά εἶναι ἴσο μέ τό ἄθροισμα τῶν ἀτόμων τῶν προϊόντων τῆς ἀντίδρασης. Αὐτό, ἐξηγεῖ τό νόμο τῆς ἀφθαρσίας τῆς ὕλης.

**Νόμος τῶν σταθερῶν λόγων.** Ἀφοῦ οἱ διάφορες χημικές ἐνώσεις ἀποτελοῦνται ἀπό μόρια ὅμοια μεταξύ τους εἶναι φανερό πώς οἱ ἀναλογίες τῶν βαρῶν τῶν στοιχείων, πού ἀποτελοῦν τήν ἔνωση αὐτή, θά εἶναι οἱ ἴδιες μέ τίς ἀναλογίες τῶν βαρῶν τῶν ἀτόμων, πού ἀποτελοῦν ἓνα μόριό της. Κι ὅπως ξέρομε τά βάρη τῶν ἀτόμων εἶναι ἀμετάβλητα. Ἔτσι, ἀφοῦ τό μόριο τοῦ νεροῦ ἀποτελεῖται ἀπό 2 ἄτομα ὑδρογόνου μέ ἄθροισμα ἀτομ. βαρ.  $1 + 1 = 2$  καί ἀπό 1 ἄτομο ὀξυγόνου μέ ἀτομ. βάρος 16 ὁ λόγος τῶν βαρῶν τῶν στοιχείων αὐτῶν θά εἶναι  $2 : 16$  ἢ  $1 : 8$  καί ἐπομένως τόν ἴδιο λόγο θά ἔχουν καί τά βάρη ὑδρογόνου καί ὀξυγόνου ὅποιασδήποτε ποσότητας νεροῦ, γιὰτί ἀποτελεῖται ἀπό ἀκέραιο ἀριθμό μορίων. Αὐτό λέει κι ὁ νόμος τῶν σταθερῶν λόγων.

**Νόμος τῶν ἀπλῶν πολλαπλασίων.** Ὅταν πρόκειται νά συγκρίνομε δύο χημικές ἐνώσεις πού ἀποτελοῦνται ἀπό τά ἴδια στοιχεῖα, π.χ. τό μονοξειδιο καί τό διοξειδιο τοῦ ἀνθρακα, φτάνει νά συγκρίνομε τά μόριά τους. Τό μόριο τοῦ μονοξειδίου τοῦ ἀνθρακα, ἀποτελεῖται ἀπό ἓνα ἄτομο ἀνθρακα, πού ἔχει ἀτομικό βάρος 12 κι ἓνα ἄτομο ὀξυγόνου, πού ἔχει ἀτομικό βάρος 16. Γιά νά κάνουμε μιὰ ἄλλη ἔνωση ἀπ' αὐτά τά δύο στοιχεῖα, πού νά ἔχει περισσότερο ὀξυγόνο θά πρέπει νά πάρουμε τό λιγότερο ἓνα ἄτομο ἀκόμη ὀξυγόνο, ἀφοῦ τά ἄτομα δέ διαιροῦνται. Ἡ πρόσθεση ὅμως ἐνός ἀτόμου ὀξυγόνου παραπάνω διπλασιάζει τήν ἀναλογία αὐτοῦ τοῦ στοιχείου ἐνῶ ἡ ποσότητα τοῦ ἀνθρακα, μένει σταθερή. Ἔτσι οἱ ἀναλογίες ἀνθρακα καί ὀξυγόνου στό διοξειδιο τοῦ ἀνθρακα θά εἶναι  $12 : 32$  ἢ  $12 : 2 \times 16$ . Αὐτό ἀκριβῶς λέει κι ὁ νόμος τῶν ἀπλῶν πολλαπλασίων.

**Νόμος τῶν ἀερίων ὄγκων.** Σύμφωνα μ' αὐτό τό νόμο ὅταν ἀντιδρῶν ἀέρια στοιχεῖα καί σχηματίζου ἀέριο προϊόν, ἡ σχέση τῶν ὄγκων τους εἶναι ἀπλή κι ὁ ὄγκος τοῦ ἀερίου πού παράγεται εἶναι τίς περισσότερες φορές διπλάσιος ἀπό τόν ὄγκο τοῦ ἀερίου πού παίρνει μέρος στήν ἀντίδραση, μέ τό μικρότερο ὄγκο. Σύμφωνα μ' αὐτά ἔχουμε:

1 λίτρο ὑδρογόνου + 1 λίτρο χλωρίου = 2 λίτρα ὑδροχλωρίου

2 λίτρα ὑδρογόνου + 1 λίτρο ὀξυγόνου = 2 λίτρα ὑδρατμοῦ

3 λίτρα ὑδρογόνου + 1 λίτρο Ἀζώτου = 2 λίτρα ἀμμωνίας.

Ἄλλά σύμφωνα μέ τό νόμο τοῦ Avogadro ἴσοι ὄγκοι ἀερίων ἔχουν τόν ἴδιο ἀριθμό μορίων κι ἐπομένως ἡ σχέση τῶν μορίων τῶν παραπάνω σωμάτων θά εἶναι ἡ παρακάτω :

1 μόριο ὑδρογόνου + 1 μόριο χλωρίου = 2 μόρια ὑδροχλωρίου

2 μόρια ὑδρογόνου + 1 μόριο ὀξυγόνου = 2 μόρια ὑδρατμοῦ

3 μόρια ὑδρογόνου + 1 μόριο Ἀζώτου = 2 μόρια ἀμμωνίας.

Ἄπό τό ἄλλο μέρος ξέρουμε πώς τά στοιχεῖα, ὑδρογόνο, ὀξυγόνο, χλώριο, ἄζωτο εἶναι διάτομα, δηλαδή τό μόριό τους ἀποτελεῖται ἀπό δύο ἄτομα.

Μποροῦμε λοιπόν νά παραστήσουμε γραφικά τίς παραπάνω ἀντιδράσεις ἔτσι :



Ἄπό τά παραπάνω παραδείγματα εὐκόλα φαίνεται ἡ ἀπλότητα στίς σχέσεις τῶν ὄγκων τῶν ἀερίων στοιχείων πού ἀντιδρῶν καί τῶν ἀερίων πού σχηματίζονται ἀπό τήν ἀντίδρασή τους. Ἀκόμη στά παραδείγματα αὐτά βλέπουμε, πώς ὁ ἀριθμός τῶν ἀτόμων τῶν διάφορων στοιχείων εἶναι ὁ ἴδιος κι ὕστερα ἀπό τήν ἀντίδραση καί καταλαβαίνουμε γιατί σέ μερικές περιπτώσεις γίνεται συστολή τοῦ ὄγκου.

## ΧΗΜΙΚΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ

**Όρισμοί.** Τά διάφορα χημικά φαινόμενα λέγονται καί **χημικές αντιδράσεις** καί τά κυριώτερα είδη άπ' αυτές είναι : ή χημική σύνθεση, ή χημική άποσύνθεση καί ή χημική άντικατάσταση.

**Χημική σύνθεση** λέγεται ή χημική ένωση δυό ή περισσότερων στοιχείων ή χημικῶν ενώσεων γιά τό σχηματισμό νέου σύνθετου σώματος.

**Χημική άποσύνθεση** λέγεται ή διάσπαση μιᾶς χημικῆς ένωσης στά στοιχεῖα πού τήν άποτελοῦν, ή σέ πιό άπλές χημικές ενώσεις.

**Χημική άντικατάσταση** είναι τό χημικό φαινόμενο πού ένα στοιχείο παίρνει τή θέση ενός άλλου σέ μιᾶ χημική ένωση.

Μιά χημική αντίδραση, άνάλογα μέ τίς συνθήκες, μπορεῖ νά γίνει σέ δυό αντίθετες διευθύνσεις. Ἔτσι τό ύπεροξειδιο τοῦ Βαρίου στή θερμοκρασία τῶν 750° C διασπᾶται σέ όξειδιο τοῦ Βαρίου καί όξυγόνο καί ξανασχηματίζεται άπό τά προϊόντα τῆς διάσπασης στούς 450° C. Αὐτές οἱ αντιδράσεις λέγονται άμφίδρομες.

**Μέσα πού έπηρεάζουν τίς αντιδράσεις — Καταλύτες.** Γιά νά γίνει μιᾶ χημική αντίδραση, μερικές φορές φτάνει μιᾶ άπλή έπαφή τῶν σωμάτων, π.χ. τοῦ φωσφόρου μέ τό ίώδιο. Πιό συχνά όμως πετυχαίνει μέ τήν αύξηση τῆς θερμοκρασίας ή τῆς πίεσης, μέ τόν ηλεκτρισμό ή μέ τό φῶς.

Πολλές φορές μιᾶ αντίδραση γίνεται πιό εύκολα μέ τήν παρουσία ενός σώματος, σέ μικρή σχετικά ποσότητα, πού μέ τήν παρουσία του μεταβάλλει τήν ταχύτητα μιᾶς αντίδρασης, χωρίς τό ίδιο νά παθαίνει καμιά μεταβολή, ούτε στή μάζα του ούτε στή σύστασή του. Τέτοια σώματα λέγονται **καταλύτες**.

## ΧΗΜΙΚΑ ΣΥΜΒΟΛΑ — ΧΗΜΙΚΟΙ ΤΥΠΟΙ

**Χημικά σύμβολα τῶν στοιχείων.** Κάθε στοιχείο παριστάνεται γραφικά μ' ένα σύμβολο, πού είναι ή τό άρχικό κεφαλαῖο γράμμα, άπό τό όνομά του στά Λατινικά ή μ' αύτό καί τό δεύτερο ή μέ τό πρώτο καί τό τρίτο μικρό γράμμα άν ύπάρχουν κι άλλα στοιχεῖα πού άρχίζουν άπό τό ίδιο άρχικό κεφαλαῖο γράμμα. Ἔτσι τό όξυγόνο (Oxygenium)

παριστάνεται με τό σύμβολο O, τό ύδρογόνο (Hydrogenium) με τό H, τό άζωτο (Nitrogenium) με τό N, τό νάτριο (Natrium) με τό Na, τό Κάλιο (Kalium) με τό K, ό άνθρακας (Carbon) με τό C, τό άσβέστιο (Calsium) με τό Ca, τό κάδμιο (Cadmium) με τό Cd κ.ο.κ. (βλ. σχετικό πίνακα σελ. 13).

Υστερα από συμφωνία, κάθε σύμβολο παριστάνει ένα άτομο του στοιχείου κι όρισμένο βάρος άπ' αυτό, ίσο με τό άτομικό του βάρος. Έτσι με τό σύμβολο O παριστάνεται ένα άτομο όξυγόνου και άκόμη 16 μέρη βάρους όξυγόνου.

Αν θέλουμε νά παραστήσουμε δυό ή περισσότερα άτομα ενός στοιχείου, γράφουμε μπροστά στό σύμβολο τόν αριθμό τών ατόμων σάν συντελεστή π.χ. δυό άτομα ύδρογόνου παριστάνονται γραφικά με 2H.

**Χημικοί τύποι.** Όπως τά στοιχεΐα παριστάνονται με σύμβολα, έτσι κι οί χημικές ενώσεις παριστάνονται με τούς χημικούς τύπους. Για νά γράψουμε τό χημικό τύπο μιās χημικής ένωσης, γράφουμε τό ένα κοντά στό άλλο τά σύμβολα τών στοιχείων, πού άποτελούν τό μόριο της, βάζοντας στό καθένα κι ένα δείκτη πού γράφεται δεξιά από τό σύμβολο και κάτω και δείχνει τόν αριθμό τών ατόμων του στοιχείου αυτού πού βρίσκονται στό μόριο τής χημικής ένωσης. Έτσι ό χημικός τύπος του νερού είναι  $H_2O$  γιατί τό μόριό του άποτελείται από δυό άτομα ύδρογόνου και ένα άτομο όξυγόνου, τής άμμωνίας  $NH_3$  κ.ο.κ. Αν θέλουμε νά παραστήσουμε τό μόριο ενός στοιχείου, γράφουμε τό σύμβολο του στοιχείου και δεξιά του και κάτω ένα δείκτη πού δείχνει από πόσα άτομα άποτελείται τό μόριό του. Έτσι τό μόριο του όξυγόνου παριστάνεται με τό  $O_2$ , του φωσφόρου με  $P_4$ , του νατρίου με Na. Πιό πολλά μόρια ενός σώματος παριστάνονται με τό χημικό τύπο κι έναν αριθμητικό συντελεστή πριν άπ' αυτόν, π.χ.  $2H_2O$  σημαίνει δυό μόρια νερού,  $2O_2$  δύο μόρια όξυγόνου κ.ο.κ.

Ό χημικός τύπος ενός σώματος έχει συμφωνηθεΐ νά παριστάνει ένα μόριό του και συγχρόνως όρισμένο βάρος άπ' αυτό, ίσο με τό μοριακό του βάρος. Έτσι με τόν τύπο  $H_2O$  παριστάνεται ένα μόριο νερού και μαζί και 18 μέρη βάρους του.

**Υπολογισμός του μοριακού βάρους.** Αφού τό μόριο ενός σώματος άποτελείται από άτομα φτάνουμε στό συμπέρασμα πώς τό μοριακό του βάρος θά είναι ίσο με τό άθροισμα τών άτομικών βαρών τών ατόμων πού τό άποτελούν. Έπομένως για τόν υπολογισμό τών μορια-

κῶν βαρῶν τῶν ἀπλῶν ἢ σύνθετων σωμάτων, πρέπει νά ζέρουμε τό μοριακό τους τύπο καί τά άτομικά βάρη τῶν στοιχείων πού τά ἀποτελοῦν. Π.χ. ὁ μοριακός τύπος τοῦ ὀξυγόνου εἶναι  $O_2$  καί τό άτομικό του βάρος 16. Ἐπομένως τό μοριακό του βάρος θά εἶναι  $16 \times 2 = 32$ . Ὁ μοριακός τύπος τοῦ χλωρικοῦ καλίου εἶναι  $KClO_3$ . Τά άτομικά βάρη τῶν στοιχείων πού τό ἀποτελοῦν εἶναι  $K = 39$ ,  $Cl = 35,5$ ,  $O = 16$ , ἐπομένως τό μοριακό του βάρος θά εἶναι  $39 + 35,5 + 16 \times 3 = 122,5$ .

**Ἐπολογισμός ἑκατοστιαίας σύνθεσης.** Ἐκατοστιαία σύνθεση μιᾶς χημικῆς ἔνωσης εἶναι τό ποσό τοῦ κάθε στοιχείου στά ἑκατό μέρη τῆς ἔνωσης αὐτῆς. Μποροῦμε νά τήν ὑπολογίσουμε ἀπό τό χημικό της τύπο καί τά άτομικά βάρη τῶν στοιχείων πού τήν ἀποτελοῦν, μέ τή μέθοδο τῶν τριῶν. Π.χ. γιά νά βροῦμε τήν ἑκατοστιαία σύνθεση τοῦ  $KClO_3$  χλωρικοῦ καλίου, πού τό μοριακό του βάρος εἶναι 122,5 πού βρήκαμε πιό πάνω, σκεφτόμαστε ἔτσι :

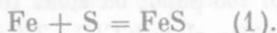
Στά 122,5 μ.β.  $KClO_3$  βρίσκονται 39 μ.β. K, 35,5 μ.β. Cl καί 48 μ.β. O. Στά 100 μ.β.  $KClO_3$  θά βρίσκονται ἀντίστοιχα  $X_1 X_2 X_3$  βάρη τῶν παραπάνω στοιχείων. Ἐπομένως θά ἔχουμε  $X_1 = \frac{39 \times 100}{122,5} = 31,8$  μ.β. K,  $X_2 = \frac{35,5 \times 100}{122,5} = 29$  μ.β. Cl καί  $X_3 = \frac{48 \times 100}{122,5} = 39,2$  μ.β. O, δηλαδή ἡ ἑκατοστιαία σύνθεση τοῦ  $KClO_3$  εἶναι : K = 31,8%, Cl = 29%, O = 39,2%.

Ἀνάλογα μπερεῖ νά λογαριαστεῖ καί ἡ ἑκατοστιαία σύνθεση καί ἄλλων σωμάτων, π.χ. τοῦ χλωριούχου νατρίου NaCl, τοῦ θεικοῦ ὀξέος  $H_2SO_4$  κτλ.

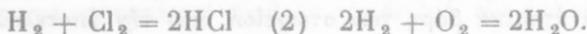
### ΧΗΜΙΚΕΣ ΕΞΙΣΩΣΕΙΣ

Καθώς τά στοιχεῖα παριστάνονται γραφικά μέ τά χημικά σύμβολα καί οἱ χημικές ἐνώσεις μέ τούς χημικούς τύπους ἔτσι καί οἱ χημικές ἀντιδράσεις παριστάνονται μέ τίς χημικές ἐξισώσεις. Στό ἀριστερό μέρος κάθε ἐξίσωσης γράφουμε τά σύμβολα ἢ τούς τύπους τῶν σωμάτων πού ἐπιδρῶν μεταξύ τους καί στό δεξιό τά σύμβολα ἢ τούς τύπους τῶν προϊόντων τῆς ἀντίδρασης. Ἔτσι ἡ παραγωγή τοῦ ὑδροχλωρίου ἀπό τά στοιχεῖα ὑδρογόνο καί χλώριο παριστάνεται μέ τήν ἐξίσωση:

$H + Cl = HCl$ . Ἡ παραγωγή τοῦ νεροῦ ἀπὸ τὰ στοιχεῖα ὑδρογόνο καὶ ὀξυγόνο μὲ τὴν ἐξίσωση:  $2H + O = H_2O$ . Καὶ ἡ παραγωγή τοῦ θείουχου σιδήρου ἀπὸ τὰ στοιχεῖα σίδηρο καὶ θεῖο μὲ τὴν ἐξίσωση:



Ἐπειδὴ ἡ μάζα τῶν στοιχείων, ὑδρογόνο, χλώριο, ὀξυγόνο, ἀποτελεῖται ἀπὸ μόρια πού τὸ καθένα πάλι ἀποτελεῖται ἀπὸ δύο ἄτομα, οἱ δύο πρῶτες ἐξισώσεις — ἐπειδὴ ἡ ἀντίδραση γίνεται μεταξὺ τῶν μορίων τῶν στοιχείων κι ὄχι μεταξὺ τῶν ἀτόμων — μὲ μεγαλύτερη ἀκρίβεια, μποροῦν νὰ γραφοῦν ἔτσι:



Κάθε χημικὴ ἐξίσωση, ἔχει συνάμα καὶ ποσοτικὴ σημασία καὶ δείχνει καὶ τὰ βάρη τῶν σωμάτων πού παίρνουν μέρος στὴν ἀντίδραση. Ἔτσι ἡ ἐξίσωση (1) φανερῶνει πῶς 56 γραμμ. σιδήρου ἐνώνονται μὲ 32 γραμμ. θείου γιὰ νὰ σχηματίσουν 88 γραμμ. θείουχου σιδήρου.

Ἄν τὰ σώματα πού ἀντιδρῶν εἶναι ἀέρια ἢ ἀτμοὶ ἢ χημικὴ ἐξίσωση δείχνει καὶ τοὺς ὄγκους τους. Ἔτσι ἡ χημικὴ ἐξίσωση (2) δείχνει ὅτι 1 ὄγκος ὑδρογόνου ἐνώνεται μ' ἓνα ὄγκο χλωρίου γιὰ τὴν παραγωγή 2 ὄγκων ὑδροχλωρίου (βλέπε σελ. 16).

**Θερμοχημικὲς ἐξισώσεις.** Ὅταν γίνονται χημικὲς ἀντιδράσεις, ξέχωρα ἀπὸ τὴ μεταβολὴ τῆς ὕλης τῶν σωμάτων, συμβαίνει πάντα καὶ μεταβολὴ τῆς χημικῆς ἐνέργειας, πού κλείνεται μέσα σ' αὐτά, ἔτσι πού τὰ νέα σώματα πού παράγονται, εἶναι πιὸ φτωχὰ ἢ πιὸ πλούσια σ' ἐνέργεια.

Αὐτὴ ἡ διαφορά σὲ ἐνέργεια τοῦ συστήματος, πρὶν ἀπὸ τὴν ἀντίδραση καὶ μετὰ, γίνεται θερμότητα, πού μετρίεται σὲ **θερμίδες** (cal). Ἄν ἐλευθερώνεται ἐνέργεια οἱ ἀντιδράσεις λέγονται **ἐξώθερμες** κι ἡ παραγόμενη θερμότητα προστίθεται στὸ 2ο μέλος τῆς χημικῆς ἐξίσωσης· ἂν ἀπορροφᾶται ἐνέργεια οἱ ἀντιδράσεις λέγονται **ἐνδόθερμες** κι ἡ ἐνέργεια πού προσφέρεται ἀπ' ἐξω μὲ τὴ μορφή τῆς θερμότητος ἀφαιρεῖται. Αὐτές οἱ ἀντιδράσεις παριστάνονται μὲ ἰδιαιτέρως ἐξισώσεις πού λέγονται **θερμοχημικὲς ἐξισώσεις**.

Ἡ σύνθεση τοῦ νεροῦ εἶναι μιὰ ἐξώθερμη ἀντίδραση καὶ σημειώνεται μὲ τὴ θερμοχημικὴ ἐξίσωση:



Ἀντίθετα ἡ σύνθεση τοῦ ἀκετυλενίου εἶναι ἐνδόθερμη ἀντίδραση καὶ παριστάνεται ἀπὸ τῆς θερμοχημικῆς ἐξίσωσης :



**Σημείωση.** Συχνὰ τὸ σημεῖο τῆς ἰσότητος (=) στὶς χημικὰς ἐξισώσεις τὸ ἀντικαθιστοῦμε μ' ἓνα βέλος ( $\rightarrow$ ) πού δείχνει τὴν κατεύθυνση τῆς ἀντίδρασης.

## ΧΗΜΙΚΗ ΣΥΓΓΕΝΕΙΑ — ΣΘΕΝΟΣ — ΡΙΖΕΣ

**Χημικὴ συγγένεια.** Χημικὴ συγγένεια λέγεται ἡ ἐκλεκτικὴ τάση, πού ἔχουν τὰ στοιχεῖα νὰ ἐνώνονται μὲ ἄλλα στοιχεῖα, γιὰ νὰ σχηματίσουν χημικὰς ἐνώσεις.

Ἀνάλογα μὲ τῆς ζωηρότητας πού ἐπιδρῶν τὸ ἓνα στὸ ἄλλο, δίνουμε καὶ ὀρισμένες διαβαθμίσεις στὴ χημικὴ συγγένεια. Ἔτσι λέμε πὼς ὁ φωσφόρος ἔχει πῖο μεγάλη χημικὴ συγγένεια μὲ τὸ ἰώδιο, πού ἐνώνεται μαζί του μόλις ἔλθει σ' ἐπαφή μ' αὐτό, παρά μὲ τὸ θεῖο πού γιὰ νὰ ἐνωθεῖ χρειάζεται νὰ θερμανθεῖ. Ἄλλα πάλι στοιχεῖα δὲν ἐνώνονται μὲ κανένα ἄλλο, γιὰτὶ δὲν ἔχουν μὲ κανένα χημικὴ συγγένεια. Τέτοια εἶναι τὰ εὐγενῆ ἀέρια, ἀργό, νέο, ἥλιο κ.ἄ. πού γιὰ τὸ λόγο αὐτὸ χαρακτηρίζονται ὡς ἀδρανῆ στοιχεῖα.

**Σθένος τῶν στοιχείων.** Μὲ τὴν παλιά ἀποψη σθένος στοιχείου λέγεται ὁ ἰσοδύναμος χημικὸς ἀριθμὸς τῶν ἀτόμων τοῦ ὑδρογόνου, δηλαδή ὁ ἀριθμὸς τῶν ἀτόμων τοῦ ὑδρογόνου, πού μπορεῖ νὰ ἐνωθοῦν μὲ ἓνα ἄτομο τοῦ στοιχείου ἢ νὰ τὸ ἀντικαταστήσουν.

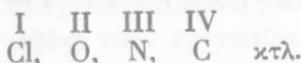
Ἄς πάρουμε τίς ὑδρογονοῦχες ἐνώσεις : ὑδροχλώριο  $HCl$ , νερό  $H_2O$ , ἀμμωνία  $NH_3$ , μεθάνιο  $CH_4$ .

Στὴν πρώτη, 1 ἄτομο χλωρίου ἐνώνεται μὲ 1 ἄτομο ὑδρογόνου, στὴν δεύτερη, 1 ἄτομο ὀξυγόνου ἐνώνεται μὲ 2 ἄτομα ὑδρογόνου, στὴν τρίτη, 1 ἄτομο ἄζωτου ἐνώνεται μὲ 3 ἄτομα ὑδρογόνου καὶ στὴν τέταρτη, 1 ἄτομο ἀνθρακὰς ἐνώνεται μὲ 4 ἄτομα ὑδρογόνου. Στὶς περιπτώσεις αὐτὰς λέμε πὼς τὸ χλώριο εἶναι μονοσθενές, τὸ ὀξυγόνο δισθενές, τὸ ἄζωτο τρισθενές καὶ ὁ ἀνθρακὰς τετρασθενές.

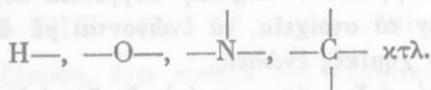
Ἄν κάποιον στοιχεῖο δὲν ἐνώνεται μὲ τὸ ὑδρογόνο, προσδιορίζουμε τὸ σθένος του ἀπὸ τὴν ἐνωσὴ του μὲ ἄλλο στοιχεῖο πού εἶναι γνωστὸ τὸ σθένος του, π.χ. ἀπὸ τὸ χλώριο.

Τὸ σθένος δὲν εἶναι σταθερὴ καὶ ἀμετάβλητη ἰδιότητα τῶν στοι-

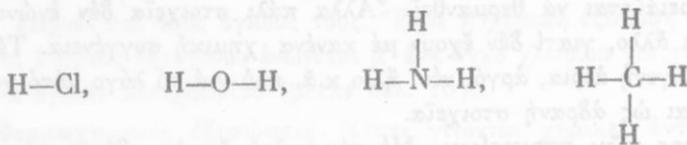
χείων. Πολλά στοιχειά στις διάφορες ενώσεις τους παρουσιάζονται με διαφορετικό σθένος. Τό θεϊο π.χ. σ' άλλες ενώσεις είναι δισθενές ( $H_2S$ ), σ' άλλες τετρασθενές ( $SO_2$ ) και σ' άλλες έξασθενές ( $SO_3$ ). Τό σθένος τών στοιχείων σημειώνεται με ρωμαϊκούς αριθμούς πού γράφονται συνήθως πάνω από τό σύμβολό τους :



Συμβολικά σημειώνεται με γραμμές πού μπαίνουν γύρω από τό σύμβολο τού στοιχείου και λέγονται **μονάδες συγγένειας**. Έτσι γράφουμε :



Μέ βάση αυτή τή συμβολική παράσταση τού σθένους τών στοιχείων, ό τρόπος τής σύνδεσης τών διάφορων ατόμων μέ άλλα, για νά σχηματιστεί τό μόριο τής χημικής ένωσης, παριστάνεται έτσι :



Αυτοί οί χημικοί τύποι τών διάφορων χημικών ενώσεων λέγονται **συντακτικοί τύποι**. Αυτοί πού χρησιμοποιούνται πιό συχνά στήν πράξη, λέγονται **μοριακοί τύποι** π.χ. για τήν αμμωνία ό τύπος  $NH_3$  είναι μο-

ριακός και ό τύπος  $\overset{\text{H}}{\underset{|}{\text{H—N—H}}}$  είναι συντακτικός.

**Ρίζες.** Ρίζες στή χημεία λέγονται τά άκόρεστα συμπλέγματα τών ατόμων διάφορων στοιχείων, πού άπομένουν από τό μόριο μιås κορεσμένης χημικής ένωσης, ύστερα από τήν άφαίρεση ενός ή περισσοτέρων ατόμων από αυτή.

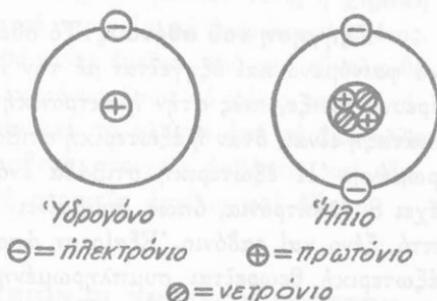
Οί ρίζες αυτές συμπεριφέρονται σάν ένα μόνο άτομο, έχουν δικό τους σθένος και πάρα πολύ σπάνια και για πολύ λίγο χρόνο μπορεί νά βρεθούν σ' έλεύθερη κατάσταση. Οί πιό γνωστές ρίζες είναι τό ύδροξύλιο  $OH$ , τό άμμώνιο  $NH_4$ , ήθειική  $SO_4$ , ή νιτρική  $NO_3$  και ή άνθρακική  $CO_3$ .

## ΕΣΩΤΕΡΙΚΗ ΚΑΤΑΣΚΕΥΗ ΤΩΝ ΑΤΟΜΩΝ

**Συστατικά τῶν ἀτόμων.** Τό χημικό ἄτομο, τό πιό μικρό ἀδιαίρετο κομμάτι τῆς ὕλης, ἀποδείχτηκε ἀπό τή μελέτη τῶν φαινομένων τῆς ραδιενέργειας, πώς δέν εἶναι ἓνα ἀπλό ὕλικό σωματίδιο, ἀλλά πώς ἀποτελεῖται κι αὐτό ἀπό ἄλλα πιό ἀπλά ὕλικά συστατικά, πού εἶναι τά ἴδια σ' ὅλα τά εἶδη τῶν ἀτόμων.

Τά κυριώτερα κοινά συστατικά τῶν ἀτόμων εἶναι τά πιό κάτω ἀπειροελάχιστα σωματίδια: α) **τά ἠλεκτρόνια** πού ἔχουν ἐλάχιστη μάζα, κι εἶναι ἀρνητικά ἠλεκτρισμένα, β) **τά πρωτόνια**, πού ἔχουν μάζα 1850 φορές πιό μεγάλη ἀπό τή μάζα τοῦ ἠλεκτρονίου καί εἶναι θετικά ἠλεκτρισμένα· κάθε πρωτόνιο ἔχει φορτίο θετικοῦ ἠλεκτρισμοῦ, ἴσο σέ ἀπόλυτη τιμή, μέ τό ἀρνητικό φορτίο τοῦ ἠλεκτρονίου, γ) **τά νετρόνια** πού ἔχουν μάζα ἴση περίπου μέ τή μάζα τῶν πρωτονίων ἀλλά ἠλεκτρικά εἶναι οὐδέτερα.

**Δομή τῶν ἀτόμων.** Κάθε ἓνα ἀπό τά ἄτομα ἑνός στοιχείου, ἔχει ἓνα κεντρικό πυρήνα, πού τόν ἀποτελοῦν τά πρωτόνια καί τά νετρόνια, συγκολλημένα κατὰ κάποιο τρόπο τό ἓνα μέ τό ἄλλο (ἐκτός ἀπό τό ὕδρογόνο, πού ὁ πυρήνας του δέν ἔχει νετρόνιο), κι ἀπό ἓναν ἀριθμό ἠλεκτρονίων πού περιφέρονται γύρω ἀπό τόν πυρήνα, ὅπως οἱ πλανῆτες γύρω ἀπό τόν ἥλιο, σέ μιά ἢ πιό πολλές ἔλλειπτικές τροχίες (στιβάδες), πού πιό ἀπλά τίς παραδεχόμαστε κυκλικές κι ὁμόκεντρες. Οἱ στιβάδες τό πιό πολύ εἶναι 7 καί χαρακτηρίζονται ἀπό τά μέσα πρὸς τά ἔξω μέ τά λατινικά γράμματα K, L, M, N, O, P, Q. Ἡ στιβάδα K δέν μπορεῖ νά ἔχει πιό πολλά ἀπό δύο ἠλεκτρόνια, ἡ L πιό πολλά ἀπό 8, ἡ M πιό πολλά ἀπό 18. Οἱ στιβάδες πού ἀκολουθοῦν μποροῦν νά ἔχουν καί μεγαλύτερο ἀριθμό. Ἡ τελευταία πρὸς τά ἔξω στιβάδα κάθε ἀτόμου εἶναι ἡ πιό σημαντική, γιατί ἀπ' αὐτή ἐξαρτᾶται ἡ χημική συμπεριφορά τοῦ στοιχείου καί ὀνομάζεται καί στιβάδα σθένους.



Σχ. 1. Ἄτομα τῶν στοιχείων ὕδρογόνου καί ἡλίου.

Ὁ ἀριθμὸς τῶν πρωτονίων τοῦ πυρήνα καθενὸς ἀτόμου εἶναι ἴσος μὲ τὸν ἀριθμὸ τῶν ἠλεκτρονίων, πού περιφέρονται καί γι' αὐτὸ τὰ ἄτομα εἶναι ἠλεκτρικά οὐδέτερα.

**Σύσταση τῶν διαφόρων ἀτόμων.** Τό πιό ἀπλό ἀπὸ ὅλα τὰ ἄτομα εἶναι τὸ ἄτομο τοῦ ὕδρογόνου, πού ὁ πυρήνας του ἀποτελεῖται ἀπὸ ἓνα μόνο πρωτόνιο καί γύρω του περιφέρεται ἓνα ἠλεκτρόνιο στή στιβάδα K (Σχ. 1). Ὑστερα ἔρχεται τὸ ἄτομο τοῦ ἡλίου μὲ πυρήνα ἀπὸ 2 πρωτόνια καί 2 νετρόνια καί μὲ 2 ἠλεκτρόνια πού περιφέρονται στήν ἴδια στιβάδα K (σχ. 1).

Τὰ ἄτομα τῶν ἄλλων στοιχείων ἔχουν πιό πολύπλοκη δομή. Τό πιό πολύπλοκο ἀπὸ ὅλα τὰ ἄτομα τῶν στοιχείων, πού ὑπάρχουν στή φύση, εἶναι τὸ ἄτομο τοῦ οὐρανίου, πού ὁ πυρήνας του ἀποτελεῖται ἀπὸ 92 πρωτόνια καί 146 νετρόνια καί γύρω ἀπ' αὐτὸν περιφέρονται, σέ 7 ὁμόκεντρες στιβάδες, 92 ἠλεκτρόνια.

## ΕΞΗΓΗΣΗ ΤΟΥ ΣΘΕΝΟΥΣ ΚΑΙ ΤΗΣ ΧΗΜΙΚΗΣ ΣΥΓΓΕΝΕΙΑΣ

**Ἐξήγηση τοῦ σθένους.** Τό σθένος θεωρεῖται σήμερα σάν ἠλεκτρικό φαινόμενο καί ἐξηγεῖται μὲ τήν ἠλεκτρονική δομὴ τῶν ἀτόμων. Ἡ ἔρευνα ἔδειξε, πὼς στήν ἠλεκτρονική δομὴ κάθε ἀτόμου, ἡ πιό σταθερὴ διάταξη εἶναι, ὅταν ἡ ἐξωτερικὴ στιβάδα τῶν ἠλεκτρονίων εἶναι συμπληρωμένη. Ἡ ἐξωτερικὴ στιβάδα ἑνὸς ἀτόμου εἶναι συμπληρωμένη, ἂν ἔχει 8 ἠλεκτρόνια, ὅπως συμβαίνει στὰ εὐγενῆ ἀέρια, νέο, ἀργό, κρυπτό, ξένο καί ραδόνιο. Ἐξαίρεση ἀποτελεῖ ἡ στιβάδα K, πού ὅταν εἶναι ἐξωτερικὴ θεωρεῖται συμπληρωμένη ὅταν ἔχει δυὸ μόνο ἠλεκτρόνια, ὅπως στὸ εὐγενές ἀέριο ἡλιο. Τὰ στοιχεῖα πού ἡ ἐξωτερικὴ στιβάδα τῶν ἀτόμων τους δέν εἶναι συμπληρωμένη, ἔχουν τήν τάση νά τῆ συμπληρώσουν μὲ τήν πρόσληψη ἢ τήν ἀποβολὴ ἠλεκτρονίων.

Τό σθένος ἑνὸς στοιχείου, εἶναι ὁ ἀριθμὸς τῶν ἠλεκτρονίων, πού τὸ ἄτομό του παίρνει ἢ δίνει, γιὰ νά συμπληρώσει τήν ἐξωτερικὴ του στιβάδα.

Ἔτσι τὸ χλώριο πού τὸ ἄτομό του περιέχει 7 ἠλεκτρόνια στήν ἐξωτερικὴ στιβάδα εἶναι μονοσθενές γιατί στήν κατάλληλη εὐκαιρία παίρνει ἓνα ἠλεκτρόνιο γιὰ ν' ἀποκτήσει σταθερὴ δομὴ. Τό νάτριο πού τὸ ἄτομό του ἔχει 1 ἠλεκτρόνιο στήν ἐξωτερικὴ του στιβάδα εἶναι κι αὐτὸ

μονοσθενές γιατί στήν κατάλληλη εύκαιρία χάνει ένα ηλεκτρόνιο για να αποκτήσει σταθερή δομή.

Ἡ πρόσληψη ὁμοῦ ενός ηλεκτρονίου ἀπό τό ἄτομο τοῦ χλωρίου, ἔχει ἀποτέλεσμα τή φόρτισή του μέ ένα στοιχειῶδες ἀρνητικό φορτίο, κι ἔτσι ἐνώ ἦταν ηλεκτρικά οὐδέτερο, γίνεται τώρα μονοσθενές ηλεκτραρνητικό ἰόν (ἀνιόν). Ἀντίθετα τό ἄτομο τοῦ νατρίου πού ἦταν κι αὐτό ηλεκτρικά οὐδέτερο, χάνοντας ένα ηλεκτρόνιο, μένει μέ ένα στοιχειῶδες θετικό φορτίο, πού προέρχεται ἀπό τό παραπάνω πρωτόνιο τοῦ πυρήνα του. Ἔτσι γίνεται μονοσθενές ηλεκτροθετικό ἰόν (κατιόν).

Γενικά τά μέταλλα ὅπως τό νάτριο κι ἀκόμα τό ὕδρογόνο, ἔχουν τήν τάση νά χάνουν ηλεκτρόνια καί νά γίνονται ηλεκτροθετικά ἰόντα, καί τό σθένος τους χαρακτηρίζεται θετικό. Τά ἀμέταλλα (ἐκτός ἀπό τό ὕδρογόνο) ἔχουν τήν τάση νά παίρνουν ηλεκτρόνια καί νά γίνονται ηλεκτραρνητικά ἰόντα, γι' αὐτό καί τό σθένος τους χαρακτηρίζεται ἀρνητικό.

**Ἐξήγηση τῆς χημικῆς συγγένειας.** Ἀπό τά παραπάνω γίνεται φανερό, πώς ἡ τάση γιά ἔνωση δυό στοιχείων μεταξύ τους, ἡ χημική συγγένεια, θά ἐκδηλώνεται ἀνάμεσα σέ στοιχεῖα μέ ἑτερόνυμο σθένος. Τά πιό δραστικά ἀπό τά στοιχεῖα, θά εἶναι ἐκεῖνα πού πιό εύκολα θά μπορούν νά χάνουν ἢ νά παίρνουν ηλεκτρόνια, ὅπως τό κάλιο καί τό νάτριο ἀπό τά μέταλλα καί τό φθόριο καί τό χλώριο ἀπό τά ἀμέταλλα κτλ. Πιό λίγο δραστικά εἶναι τά δισθενή στοιχεῖα ἀσβέστιο καί ὀξυγόνο κι ἀκόμα πιό λίγο τά τρισθενή στοιχεῖα ἀργίλιο καί ἄζωτο.

## ΣΧΗΜΑΤΙΣΜΟΣ ΜΟΡΙΩΝ ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ ἢ ΧΗΜΙΚΩΝ ΕΝΩΣΕΩΝ

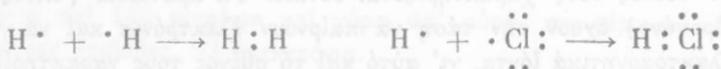
Γιά νά σχηματιστεῖ τό μόριο ενός στοιχείου ἢ μιᾶς χημικῆς ἔνωσης πρέπει τά ἄτομα τοῦ ἴδιου στοιχείου ἢ διαφορετικῶν νά ἔλθουν τό ένα κοντά στό ἄλλο καί νά συγκρατηθοῦν μέ τό λεγόμενο χημικό δεσμό, πού εἶναι ὁ τρόπος πού συνενώνονται γιά νά ἀποκτήσουν σταθερή ηλεκτρονική δομή μέ ἐνεργειακές μεταβολές στά ηλεκτρόνια τῆς ἐξωτερικῆς στιβάδας, τοῦ κάθε ἀτόμου.

Ἔτσι, ἀνάλογα μέ τήν ἐλκτική ἐπίδραση καθενός ἀπό τά ἄτομα πού συνδέονται, στά ἐξωτερικά ηλεκτρόνια τοῦ ἄλλου μπορούν νά συμβοῦν τά παρακάτω: 1) **Ἄμοιοπολικός δεσμός.**

Τά άτομα πού πλησιάζουν έλκουν μέ τήν ίδια δύναμη τά έξωτερικά τους ήλεκτρόνια· τότε μπορεί νά σχηματιστοῦν ἕνα ἢ περισσότερα κοινά ζεύγη ήλεκτρονίων μέ άμοιβαία συνεισφορά τῶν έξωτερικῶν ήλεκτρονίων τῶν δυό ατόμων πού ἔτσι τό καθένα άποκτᾶ τή σταθερή ήλεκτρονική του δομή.

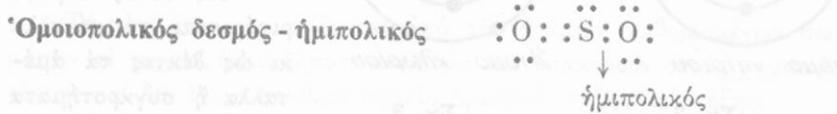
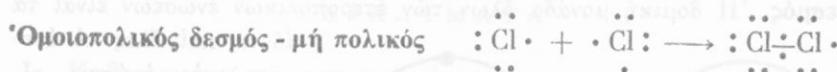
Ἐο δεσμός αὐτός πού τά συνδεόμενα άτομα συγκρατοῦνται μέ κοινά ζεύγη ήλεκτρονίων άπό άμοιβαία συνεισφορά λέγεται όμοιοπολικός δεσμός.

Ἐοιοπολικός δεσμός παρουσιάζεται στά μόρια τῶν πολυατομικῶν στοιχείων καί στίς χημικές ενώσεις μεταξύ άμετάλλων στοιχείων ὅπως :



Ἐο όμοιοπολικός δεσμός διακρίνεται σέ μή πολικό, πολικό καί ήμιπολικό.

Ἐταν οί πυρήνες τῶν ατόμων πού συνδέονται έλκουν μέ τήν ίδια δύναμη τό κοινό ζεύγος ἢ κατανομή τοῦ ήλεκτρικοῦ φορτίου εἶναι συμμετρική κι ὁ δεσμός χαρακτηρίζεται μή πολικός. Αὐτό συμβαίνει στά μόρια τῶν στοιχείων πού τά άτομα τους εἶναι ὅμοια, π.χ. τό χλώριο, άζωτο κτλ. Ἐταν ἡ έλκτική δύναμη τῶν πυρήνων τῶν ατόμων πού συνδέονται στό κοινό ζεύγος εἶναι λίγο διαφορετική, τό κοινό ζεύγος μετατοπίζεται πρὸς τόν πυρήνα τοῦ ατόμου πού τό έλκει πιό πολύ μέ άποτέλεσμα τό άτομο αὐτό μέσα στό συνολικά οὐδέτερο μόριο νά παρουσιάζεται λίγο πιό άρνητικό άπό τό άλλο. Ἐο δεσμός τότε λέγεται όμοιοπολικός - πολικός καί παρουσιάζεται στά μόρια τῶν ενώσεων πού τά άτομά τους εἶναι διαφορετικά, π.χ. HCl, HBr κτλ. Ἐταν τό κοινό ζεύγος τῶν ήλεκτρονίων τό δίνει μόνο τό ἕνα άπό τά δυό συνδεόμενα άτομα καί τό συγκρατοῦν καί τά δυό, ὁ όμοιοπολικός δεσμός λέγεται ήμιπολικός καί τό άτομο πού τό δίνει γίνεται πιό θετικό άπό ἐκεῖνο πού τό δέχεται. Ἐτσι ἔχουμε π.χ.



Ἡ δομική μονάδα ὄλων τῶν ἐνώσεων πού τά άτομα μεταξύ τους συνδέονται μέ ὁμοιοπολικό δεσμό εἶναι γιά ὅλες τίς καταστάσεις (στερεά, ὑγρή, ἀέρια) τό μόριο.

## 2) Ἑτεροπολικός ἢ ἰοντικός δεσμός.

Ὄταν ἡ ἐλκτική ἐπίδραση τῶν πυρήνων τῶν ἀτόμων πού πλησιάζουν στά ἐξωτερικά ἠλεκτρόνια, εἶναι σημαντικά πολύ διαφορετική, τότε, προκαλεῖται μετακίνηση ἑνός, δύο ἢ τριῶν ἠλεκτρονίων ἀπό τό ἕνα άτομο στό ἄλλο. Τά άτομα πού ἡ ἐλκτική τους δύναμη στά ἐξωτερικά τους ἠλεκτρόνια εἶναι ἀσθενής δίνουν (δότες) ἠλεκτρόνια τόσα ὥσπου νά ἀποκτήσουν σταθερή ἠλεκτρονική δομή, ἀλλά ἐξαιτίας τώρα τοῦ πλεονασμοῦ τῶν πρωτονίων εἶναι φορτισμένα θετικά, γίνονται δηλαδή **θετικά ἰόντα**. Ἐκεῖνα πού ἔχουν ἰσχυρά τά ἐξωτερικά ἠλεκτρόνια παίρνουν τά ἠλεκτρόνια (δέκτες). Ἀποκοτῶν ἔτσι πάλι σταθερή ἠλεκτρονική δομή, ἀλλά πλεονάζουν τά ἀρνητικά φορτία καί παρουσιάζονται ἀρνητικά φορτισμένα, δηλαδή γίνονται **ἀρνητικά ἰόντα**.

Τά ἰόντα πού σχηματίστηκαν ἔτσι ἐτερόνυμα ἠλεκτρισμένα συγκρατοῦνται σέ ὀρισμένη ἀπόσταση ἀπό δυνάμεις ἠλεκτροστατικής φύσης (δυνάμεις Coulomb) κι ἔτσι σ' αὐτή τήν περίπτωση δέ σχηματίζεται μόριο, δηλαδή συγκεκριμένο σωματίδιο, πού νά περιλαμβάνει τά συνδεδεμένα άτομα, ἀλλά στερεό σῶμα πού περιέχει μεγάλο ἀριθμό ἀντίθετα φορτισμένων ἰόντων σέ ὀρισμένη ἀπόσταση μεταξύ τους. Ὁ δεσμός αὐτός, πού τό ἕνα ἀπό τά συνδεδεμένα άτομα μεταβιβάζει ἠλεκτρόνια στό ἄλλο, λέγεται **ετεροπολικός δεσμός** καί ἐπειδή ἔχει ὡς ἀποτέλεσμα τό σχηματισμό ὄχι μορίων ἀλλά ἰόντων, πού συγκρατοῦνται σέ ὀρισμένη ἀπόσταση μέσα στό σχηματιζόμενο στερεό σῶμα, λέγεται καί **ἰοντικός**

**δεσμός.** Ἡ δομικὴ μονάδα ὄλων τῶν ἑτεροπολικῶν ἐνώσεων εἶναι τὰ ἰόντα καὶ ὅλες οἱ ἑτεροπολικές ἐνώσεις εἶναι στερεές καὶ μάλιστα κρυσταλλικές στίς συνηθισμένες συνθήκες.

Ὡς δότες συμπεριφέρονται τὰ μέταλλα καὶ ὡς δέκτες τὰ ἀμέταλλα ἢ συγκροτήματα ἀμετάλλων.

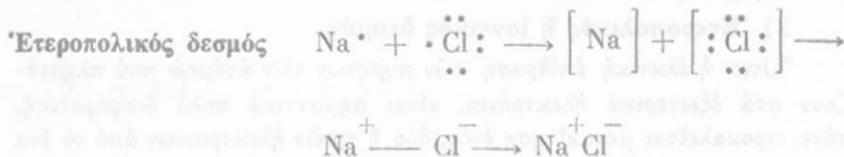
Ἄτομο νατρίου

Σχ. 2.

Ἄτομο χλωρίου

Σχ. 3.

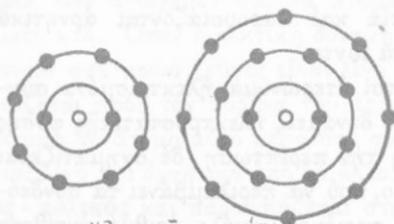
Οἱ βάσεις, τὰ ἅλατα, τὰ ὀξειδια μετᾶλλων εἶναι ἐνώσεις μὲ ἰοντικὸ δεσμό.



**Πῶς ἐνώνονται τὰ στοιχεῖα Na καὶ Cl.** Ἀς ἐξετάσουμε π.χ. τὴν ἐνωσὴ ἑνὸς ἀτόμου χλωρίου μ' ἓνα ἄτομο νατρίου γιὰ τὸ σχηματισμὸ τοῦ χλωριούχου νατρίου. Τὸ μοναδικὸ ἠλεκτρόνιο τῆς ἐξωτερικῆς στιβάδας τοῦ

Na

Cl



χλωριούχο νάτριο

Σχ. 4.

ἀτόμου τοῦ νατρίου (σχ. 2) μεταπηδᾷ στὸ ἄτομο τοῦ χλωρίου (σχ. 3) γιὰ νὰ συμπληρώσει μὲ 8 τὸν ἀριθμὸ τῶν ἠλεκτρονίων τῆς ἐξωτερικῆς του στιβάδας. Ἐτσι ὁμοῦς τὸ ἄτομο τοῦ νατρίου ἔχει γίνῃ ἠλεκτροθετικὸ ἰόν (κατιόν) καὶ τὸ ἄτομο τοῦ χλωρίου ἠλεκτραρνητικὸ ἰόν (ἀνιόν). Αὐτὰ τὰ δύο ἰόντα, ἑτερώνυμα ἠλεκτρισμένα,

ἐνώνονται τότε γιὰ τὸ σχηματισμὸ τοῦ χλωριούχου νατρίου (σχ. 4). Μὲ ἀνάλογο τρόπο σχηματίζονται καὶ οἱ ἐνώσεις τῶν ἄλλων στοιχείων.

## ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ

**Καθορισμένα σώματα και μίγματα.**

**Καθορισμένο σώμα** λέγεται τό σώμα πού έχει τήν ίδια σταθερή σύσταση σ' όλα τά σημεία τής μάζας του. Τέτοια είναι τά στοιχειώδη και οί χημικές ενώσεις κι έχουν σταθερό σημείο βρασμού, τήξης και πήξης.

**Τά μίγματα** σχηματίζονται από τήν ανάμιξη καθορισμένων σωμάτων σέ τυχαία, οποιαδήποτε αναλογία· δέν υπακούουν στους χημικούς νόμους και δέν έχουν σταθερό σημείο βρασμού, τήξης και πήξης.

Τά μίγματα διακρίνονται σέ **όμογενή και έτερογενή**.

**Τά όμογενή μίγματα** αποτελούνται από δύο ή περισσότερα καθορισμένα σώματα πού δέ διακρίνονται ούτε μέ γυμνό μάτι ούτε μέ μικροσκόπιο. Σ' αὐτή τήν περίπτωση τό ένα σώμα διασκορπίζεται μέσα στό άλλο, χωρισμένο σέ σωματίδια, πού έχουν μέγεθος μικρότερο από 1 μμ ( $10^{-7}$  cm). "Ένα όρισμένο όμογενές μίγμα παρουσιάζει όρισμένη σύσταση κι ιδιότητες σ' όλα τά σημεία τής μάζας του, όταν όμως αλλάξει ή αναλογία τῶν συστατικῶν του, ή σύστασή του κι οί ιδιότητές του αλλάζουν· π.χ. μίγμα από 5 γραμμ. ζάχαρη και 95 γραμμ. νερό έχει διαφορετική πυκνότητα, σημείο βρασμού και πήξης από μίγμα 15 γραμμ. ζάχαρης και 85 γραμμ. νερού.

Μέ φυσικούς τρόπους, όπως κλασματική απόσταξη, κρυστάλλωση, κλασματική ύγροποίηση, μπορούν ανάλογα νά ξεχωριστοῦν τά συστατικά ενός όμογενοῦς μίγματος.

**Έτερογενή μίγματα** είναι τά μίγματα πού σχηματίζονται από όμογενή σώματα και δέν παρουσιάζουν σ' όλα τά σημεία τής μάζας τους τίς ίδιες ιδιότητες. Τά συστατικά τους διακρίνονται μέ γυμνό μάτι ή μέ μικροσκόπιο (αίμα πού μέσα στόν όρό διακρίνονται τά αιμοσφαίρια μέ τό μικροσκόπιο). Τά όμογενή μέρη πού αποτελούν ένα έτερογενές σύστημα λέγονται **φάσεις** και διαχωρίζονται μέ φυσικούς τρόπους όπως ή διήθηση. Στό έτερογενές μίγμα π.χ. πού αποτελεί τό νερό μέ κιμωλία διακρίνουμε τήν ύγρή φάση (νερό) και τή στερεά (κιμωλία) πού μπορούν νά χωριστοῦν μέ διήθηση.

**Κολλοειδές σύστημα.** Είναι έτερογενές μίγμα πού τό διασπαρμένο σώμα βρίσκεται σέ σωματίδια μέ μέγεθος από 1 - 100 μμ ( $10^{-7}$  -  $10^{-5}$  cm) και τά σωματίδια λέγονται **μικκύλα**.

**Διάλυμα.** Κάθε ομογενές σώμα πού αποτελείται από δύο ή πιά πολλά καθορισμένα σώματα λέγεται **διάλυμα**.

**Κατηγορίες διαλυμάτων.** Διακρίνονται :

1) Μέ βάση τή φυσική τους κατάσταση στις συνηθισμένες συνθηκές: α) **Άερία διαλύματα.** Π.χ. ατμοσφαιρικός άέρας.

β) **Στερεά διαλύματα.** Π.χ. τά κράματα τών μετάλλων ή ό Pt πού έχει τήν ικανότητα νά διαλύει τό ύδρογόνο.

γ) **Υγρά διαλύματα.** Είναι τά πιά συνηθισμένα καί μπορούν νά σχηματιστούν από δύο ύγρά (οινόπνευμα - νερό), από ένα άέριο κι ένα ύγρά (άμμωνία - νερό) καί από ένα στερεό κι ένα ύγρά (ζάχαρη - νερό).

**Διαλύτης - Διαλυτικό μέσο.** Όταν ένα διάλυμα αποτελείται από δύο συστατικά, διαλυτικό μέσο ή διαλύτης θά χαρακτηριστεί αυτό πού βρίσκεται στην πιά μεγάλη αναλογία, τό άλλο θά είναι τό διαλυμένο σώμα.

**Διαλυτότητα.** Όνομάζουμε διαλυτότητα ενός σώματος, τήν πιά μεγάλη ποσότητά του πού μπορεί νά διαλυθεί σέ όρισμένη ποσότητα διαλύτη. Ό διαλυτότητα ενός σώματος εξαρτάται από διάφορους παράγοντες: θερμοκρασία, πίεση κτλ. κι εκφράζεται επί τοίς εκατό σέ όγκο, δηλ. σέ γραμμ. του διαλυμένου σώματος στά 100 cm<sup>3</sup> του διαλυτικού μέσου σέ όρισμένες συνθηκές, ή επί τοίς εκατό κατά βάρος, δηλ. σέ γραμμ. του διαλυμένου σώματος στά 100 γραμμ. του διαλυτικού μέσου.

Διακρίνονται ακόμα τά διαλύματα σέ **κορεσμένα** καί **άκορεστα**.

**Κορεσμένο** λέγεται ένα διάλυμα σ' όρισμένη θερμοκρασία όταν περιέχει τόση ποσότητα διαλυμένου σώματος όση όρίζει ή διαλυτότητα του σ' αυτή τή θερμοκρασία. Στην περίπτωση πού ή ποσότητα είναι μικρότερη τό διάλυμα είναι άκορεστο.

**Περικτικότητα — Συγκέντρωση τών ύγρών διαλυμάτων.**

Ό **περικτικότητα** ενός διαλύματος δείχνει τήν ποσότητα του διαλυμένου σώματος σέ όρισμένη ποσότητα διαλύματος καί εκφράζεται μέ τούς παρακάτω τρόπους :

1) **Περικτικότητα επί τοίς εκατό κατά βάρος (% κ.β.)** πού δείχνει τά γραμμ. του διαλυμένου σώματος στά 100 γραμμ. του διαλύματος.

2) **Περικτικότητα επί τοίς εκατό κατ' όγκο (% κ.δ.)** πού δείχνει τά γραμμ. του διαλυμένου σώματος στά 100 cm<sup>3</sup> του διαλύματος.

Ό **Συγκέντρωση** ενός διαλύματος δείχνει τόν αριθμό τών γραμμο-

μορίων (mol), γραμμοϊσοδυνάμων ή γραμμοϊόντων του διαλυμένου σώματος σε όρισμένη ποσότητα διαλύματος ή διαλύτη, παριστάνεται με τό σύμβολο του διαλυμένου σώματος μέσα σε άγκυλές και εκφράζεται με τούς παρακάτω τρόπους :

1) **Γραμμομοριακή συγκέντρωση M (Molality)**· δείχνει τόν αριθμό τών γραμμομορίων (moles) του διαλυμένου σώματος στό 1 λίτρο ( $1000 \text{ cm}^3$ ) του διαλύματος. Έτσι διάλυμα  $0,2 \text{ M H}_2\text{SO}_4$  σημαίνει πώς στό  $1000 \text{ cm}^3$  του διαλύματος περιέχονται  $0,2 \text{ moles H}_2\text{SO}_4$ .

2) **Γραμμομοριακότητα ή μοριακή συγκέντρωση κατά βάρος του διαλυτικού μέσου m (molarity)**· δείχνει τόν αριθμό τών γραμμομορίων του διαλυμένου σώματος στό  $1000 \text{ γραμμ.}$  του διαλυτικού μέσου. Έτσι διάλυμα  $0,2 \text{ m H}_2\text{SO}_4$  σημαίνει πώς περιέχονται  $0,2 \text{ moles H}_2\text{SO}_4$  στό  $1000 \text{ γραμμ.}$  του διαλυτικού μέσου.

3) **Κανονικότητα διαλύματος N**· χρησιμοποιείται μόνο για τά ύδατικά διαλύματα τών ηλεκτρολυτών (όξέων, βάσεων, αλάτων) και δείχνει τόν αριθμό τών γραμμοϊσοδυνάμων τής διαλυμένης ουσίας σε  $1 \text{ λίτρο}$  του διαλύματος.

**Γραμμοϊσοδύναμο** ιοντικής ένωσης (όξέος, βάσης ή άλατος)· είναι ή μάζα τόσων γραμμαρίων όσο τό πηλίκο του τυπικού της βάρους\* διά του γινομένου του αριθμού τών θετικών ιόντων (ή αρνητικών) επί τόν αριθμόν τών φορτίων του καθενός που περιέχονται στό χημικό τύπο τής ένωσης. Έτσι π.χ. τό γραμμοϊσοδύναμο του  $\text{HCl}$  είναι  $\frac{36,5}{1}$

γραμμ., του  $\text{H}_2\text{SO}_4$  είναι  $\frac{98}{2 \cdot 1} = \frac{98}{2} = 49 \text{ γραμμ.}$ , του  $\text{H}_3\text{PO}_4$  είναι

$$\frac{98}{3 \cdot 1} = \frac{98}{3} = 32,66 \text{ γραμμ.}$$

Τό γραμμοϊσοδύναμο τής βάσης  $\text{KOH}$  είναι  $\frac{56}{1 \cdot 1} = 56 \text{ γραμμ.}$ ,

τής  $\text{Mg(OH)}_2 = \frac{58}{2 \cdot 1} = 29 \text{ γραμμ.}$

\* Έπειδή οι ιοντικές ενώσεις (βάσεις, άλατα) δέν αποτελούνται από μόρια, αλλά από ιόντα, γι' αυτό δέν είναι σωστό νά χρησιμοποιούμε τήν έννοια του Μοριακού βάρους. Άντί γι' αυτή τήν έννοια χρησιμοποιούμε τόν όρο τυπικό βάρος που βρίσκεται με τόν ίδιο τρόπο, δηλαδή με τήν πρόσθεση τών ατομικών βαρών τών στοιχείων τής ένωσης.

Τό γραμμοϊσοδύναμο του άλατος  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  είναι  $\frac{142}{2 \cdot 1} = 71$  γραμμ.,  
 και του  $\text{AlCl}_3$  είναι  $\frac{133,5}{3 \cdot 1} = 44,5$  γραμμ.

**Γραμμοϊόν** Ιοντικής ένωσης είναι μάζα τόσων γραμμαρίων όσο είναι τό άθροισμα των άτομικών βαρών όλων των άτόμων του Ιόντος· π.χ. γραμμοϊόν υδρογόνου H 1 γραμμ. και γραμμοϊόν υδροξυλίου (OH) 17 γραμμ.

**Μοριακά - Ιοντικά διαλύματα.** Μοριακό λέγεται τό διάλυμα πού τό διαλυμένο σωμα βρίσκεται μέσα στό διαλυτικό μέσο μέ τή μορφή μορίων, π.χ. διάλυμα ζάχαρης σέ νερό. Ιοντικό λέγεται τό διάλυμα πού τό διαλυμένο σωμα βρίσκεται μέ τή μορφή Ιόντων, π.χ. διάλυμα  $\text{NaCl}$  στό νερό. Τά Ιοντικά διαλύματα λέγονται και ήλεκτρολυτικά.

### ΙΟΝΤΑ — ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΤΕΣ — ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΣΗ

**Θεωρία τής ήλεκτρολυτικής διάστασης του Arrhenius ή θεωρία των Ιόντων.** Ο Σουηδός χημικός Arrhenius διατύπωσε τό 1887 τή γνώμη, πού μετά επιβεβαιώθηκε έντελώς, πώς στά άραιά ύδατικά διαλύματα των ήλεκτρολυτών (όξέων, βάσεων, άλάτων) τά πύ πολλά άπό τά μόριά τους ή και όλα, διαχωρίζονται σέ δύο μέρη, πού λέγονται Ιόντα κι είναι ήλεκτρικά φορτισμένα μέ ίση κι αντίθετη ποσότητα ήλεκτρισμού.

Έτσι τό σύγολο είναι ήλεκτρικά ουδέτερο. Τά Ιόντα τά φορτισμένα μέ θετικό ήλεκτρισμό λέγονται **κατιόντα** και συμβολίζονται μέ τό (+) και τά άλλα πού είναι φορτισμένα μέ άρνητικό ήλεκτρισμό λέγονται **άνιόντα** και συμβολίζονται μέ τό (-).

Έτσι σέ άραιό ύδατικό διάλυμα χλωριούχου νατρίου  $\text{NaCl}$  τά μόριά του είναι διαχωρισμένα σέ κατιόντα νατρίου ( $\text{Na}^+$ ) και άνιόντα ( $\text{Cl}^-$ ). Στό ύδατικό διάλυμα του ύδροχλωρικού όξέος  $\text{HCl}$  τά μόριά του είναι διαχωρισμένα σέ κατιόντα υδρογόνου ( $\text{H}^+$ ) και άνιόντα χλωρίου ( $\text{Cl}^-$ ) και στό ύδατικό διάλυμα του καυστικού νατρίου  $\text{NaOH}$  τά μόριά του είναι διαχωρισμένα σέ κατιόντα νατρίου ( $\text{Na}^+$ ) και άνιόντα υδροξυλίου ( $\text{OH}^-$ ).

Ο διαχωρισμός αυτός των μορίων των ήλεκτρολυτών, πού συμβαίνει όταν διαλυθούν μέσα στό νερό, λέγεται **ήλεκτρολυτική διάσταση**.

Ἡ θεωρία τοῦ Arrhenius λέγεται καὶ θεωρία τῆς ἠλεκτρολυτικῆς διάστασης ἢ θεωρία τῶν ἰόντων.

**Ἡλεκτρολύτες** λέγονται τὰ ὕξέα, οἱ βάσεις καὶ τὰ ἄλατα, πού στὰ διαλύματά τους παρουσιάζεται διαχωρισμός τῶν μορίων τους σέ ἰόντα καὶ παρουσιάζουν ἠλεκτρική ἀγωγιμότητα.

**Ἡλεκτρόλυση — Μηχανισμός Ὁρισμός.** Ὅταν μέσα σ' ἓνα ὕδατικό διάλυμα ἠλεκτρολύτη βυθιστοῦν δύο ἀγωγοί, πού ἔχουν συνδεθεῖ μέ τούς πόλους μιᾶς ἠλεκτρικῆς πηγῆς μέ συνεχῆ τάση καὶ λέγονται ἠλεκτρόδια - ἀνάλογα μέ τή σύνδεσή τους μέ τούς πόλους τῆς πηγῆς, θετικό ἠλεκτρόδιο ἢ ἄνοδος καὶ ἀρνητικό ἠλεκτρόδιο ἢ κάθοδος - τότε, τὰ ἰόντα τοῦ ἠλεκτρολύτη μέσα στό ἠλεκτρικό πεδίο, πού δημιουργεῖται ἀνάμεσα στά δύο ἠλεκτρόδια, προσανατολιζόνται ἀνάλογα μέ τό ἠλεκτρικό τους φορτίο.

Τά κατιόντα (+) πού εἶναι φορτισμένα μέ θετικό ἠλεκτρικό φορτίο, κατευθύνονται στό ἀρνητικό ἠλεκτρόδιο, δηλαδή τήν κάθοδο καὶ τὰ ἀνιόντα πού εἶναι φορτισμένα μέ ἀρνητικό ἠλεκτρικό φορτίο, στό θετικό ἠλεκτρόδιο δηλαδή τήν ἄνοδο.

Ὅταν τὰ ἰόντα ἔλθουν σέ ἐπαφή μέ τὰ ἀντίστοιχα ἠλεκτρόδια, τό ἠλεκτρικό τους φορτίο ἐξουδετερώνεται, γίνονται ἠλεκτρικά οὐδέτερα καὶ ἀποβάλλονται σέ ἐλεύθερη κατάσταση. Ἔτσι τὰ προϊόντα τῆς ἀποσύνθεσης τοῦ ἠλεκτρολύτη παρουσιάζονται μόνο στήν περιοχὴ τῶν ἠλεκτροδίων καὶ ποτέ μέσα στή μάζα τοῦ ὕγρου. Τά μέταλλα καὶ τό ὕδρογόνο παρουσιάζονται πάντοτε στήν κάθοδο (ἀρνητικό ἠλεκτρόδιο) καὶ τό ὑπόλοιπο τῆς ἀποσύνθεσης (ἀμέταλλα ἢ συμπλέγματα αὐτῶν) στήν ἄνοδο (θετικό ἠλεκτρόδιο). Γι' αὐτό τὰ μέταλλα καὶ τό ὕδρογόνο χαρακτηρίζονται ἠλεκτροθετικά καὶ τὰ ἀμέταλλα ἠλεκτροαρνητικά στοιχεῖα. Ἡ ἀποφόρτιση τῶν ἰόντων στά ἀντίστοιχα ἠλεκτρόδια ἔχει σάν ἀποτέλεσμα τήν ἀφαίρεση ἠλεκτρονίων ἀπό τό ἀρνητικό ἠλεκτρόδιο καὶ τήν πρόσθεση ἠλεκτρονίων στό θετικό καὶ κατὰ συνέπεια τή διατήρηση τοῦ ρεύματος στό κύκλωμα, πού ἀποτελοῦν ἡ πηγὴ, τὰ ἠλεκτρόδια καὶ ὁ ἠλεκτρολύτης. Ἀπὸ ὅλα αὐτά, καταλήγουμε στὸν ὀρισμὸ τῆς ἠλεκτρόλυσης. Ἡλεκτρόλυση λέγεται ἡ ἀποσύνθεση τοῦ ἠλεκτρολύτη, πού πραγματοποιεῖται ὅταν μέσα σέ ὕδατικό διάλυμα ἢ τήγμα του βυθιστοῦν δύο ἠλεκτρόδια ἀπὸ μιὰ πηγὴ πού ἔχει συνεχῆ τάση (δηλαδή δίνει συνεχές ρεῦμα).

**Σημείωση.** Πολλές φορές ἀντὶ γιὰ τὰ τοπικά προϊόντα τῆς ἀποσύν-

θεσης του ηλεκτρολύτη παρουσιάζονται άλλα που δημιουργούνται από δευτερεύουσες χημικές αντιδράσεις μετά την αποφόρτιση των ιόντων του ηλεκτρολύτη.

## ΤΑΞΙΝΟΜΗΣΗ ΤΩΝ ΧΗΜΙΚΩΝ ΕΝΩΣΕΩΝ

### ΟΞΕΑ — ΒΑΣΕΙΣ — ΑΛΑΤΑ — ΟΞΕΙΔΙΑ

Οι πολυάριθμες χημικές ενώσεις των διάφορων στοιχείων ταξινομούνται σε ομάδες που έχουν κοινές ιδιότητες. Από αυτές τις ομάδες οι πιο σπουδαίες στην ανόργανη χημεία είναι τα οξέα, οι βάσεις, τα άλατα και τα οξειδία.

**ΟΞΕΑ.** Τα οξέα είναι ηλεκτρολύτες που σε υδατικό διάλυμα δίνουν κοινό συστατικό υδρογόνο, ως μοναδικό κατιόν, και ανιόν, ένα ηλεκτραρνητικό στοιχείο (άμεταλλο) ή ηλεκτραρνητική ρίζα (σύμπλεγμα κάποιου στοιχείου συνήθως με το οξυγόνο). Αυτό το κατιόν υδρογόνο είναι εκείνο που δίνει στα οξέα τις κοινές ιδιότητες. Γιατί όλες οι ενώσεις που έχουν υδρογόνο δεν είναι και οξέα. Έτσι το μεθάνιο  $\text{CH}_4$  δεν είναι οξύ, γιατί σε υδατικό διάλυμα δε δίνει κατιόν υδρογόνο. Τα σπουδαιότερα οξέα είναι: το υδροχλωρικό  $\text{HCl}$ , το νιτρικό  $\text{HNO}_3$ , το θειικό  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , το φωσφορικό  $\text{H}_3\text{PO}_4$  κ.ά.

Ανάλογα με τον αριθμό των ατόμων του υδρογόνου που περιέχονται στο μόριο του οξέος χαρακτηρίζεται το οξύ μονοδύναμο ( $\text{HNO}_3$ ), διδύναμο ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ), τριδύναμο ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ) κτλ.

**Γενικές ιδιότητες των οξέων.** Οι κοινές ιδιότητες των οξέων παρουσιάζονται μόνο όταν βρίσκονται διαλυμένα στο νερό και είναι: α) Έχουν ξινή γεύση και την ικανότητα να αλλάζουν το χρώμα ορισμένων οργανικών ουσιών που ονομάζονται δείκτες. Έτσι αλλάζουν το κυανό βάμμα του ήλιотροπίου σε κόκκινο, το πορτοκαλί διάλυμα της ήλιανθίνης σε κόκκινο κτλ. Όταν επιδράσουν σε μέταλλα ή σε βάσεις σχηματίζουν άλατα με σύγχρονη έκλυση υδρογόνου ή σχηματισμό νερού σύμφωνα με τις εξισώσεις:

οξύ + Μέταλλο = άλας και υδρογόνο



οξύ + βάση = άλας και νερό



Τό σύνολο τῶν ιδιοτήτων πού χαρακτηρίζουν τά ὀξέα λέγεται **ὀξίνη ἀντίδραση**.

**ΒΑΣΕΙΣ.** Οἱ βάσεις εἶναι ἠλεκτρολύτες πού στό ὕδατικό διάλυμα δίνουν κοινό συστατικό ὡς μοναδικό ἀνιόν τή μονοσθενή ρίζα ὕδροξύλιο (OH) καί κατιόν κάποιο μέταλλο ἢ κάποια ἠλεκτροθετική ρίζα. Οἱ κοινές ιδιότητες τῶν βάσεων ὀφείλονται στή ρίζα ὕδροξύλιο, μόνο ὅταν ἡ ρίζα αὐτή παρουσιάζεται σάν ἀνιόν. Γιατί υπάρχουν καί ἐνώσεις πού ἔχουν τή ρίζα ὕδροξύλιο ἀλλά δέν εἶναι βάσεις ὅπως π.χ. ἡ μεθυλική ἀλκοόλη  $\text{CH}_3\text{OH}$ .

Τά ὀνόματα τῶν βάσεων σχηματίζονται ἀπό τή λέξη ὕδροξειδιο καί τό ὄνομα τοῦ περιεχόμενου μετάλλου. Π.χ. ὕδροξειδιο νατρίου  $\text{NaOH}$ , ὕδροξειδιο ἀσβεστίου  $\text{Ca(OH)}_2$  κτλ.

**Γενικές ιδιότητες τῶν βάσεων.** Τά ὕδατικά διαλύματα τῶν βάσεων ἔχουν τίς παρακάτω κοινές ιδιότητες: α) Ἔχουν γεύση σαπωνοειδή, μερικές ἀπ' αὐτές καυστική ἐπίδραση στό δέρμα καί ξαναφέρνουν τό κυανό χρῶμα στό βάμμα τοῦ ἠλιοτροπίου πού ἔχει γίνει κόκκινο ἀπό ἕνα ὀξύ. Ἀκόμη κάνουν κόκκινο τό ἄχρωμο διάλυμα τῆς φαινολοφθαλεΐνης. β) Ἀντιδρῶν μέ τά ὀξέα καί σχηματίζουν ἄλατα καί νερό σύμφωνα μέ τήν ἐξίσωση: Βάση + ὀξύ = ἄλας + νερό.

Τό σύνολο τῶν ιδιοτήτων πού χαρακτηρίζουν τίς βάσεις λέγεται **βασική ἢ ἀλκαλική ἀντίδραση**.

**ἌΛΑΤΑ.** Ἄλατα εἶναι οἱ ἠλεκτρολύτες πού στό ὕδατικό διάλυμα δίνουν γιά κατιόν κάποιο μέταλλο ἢ κάποια ἠλεκτροθετική ρίζα καί γιά ἀνιόν ἀμέταλλο ἢ ἠλεκτραρνητική ρίζα ὀξέων. Θεωροῦνται πῶς προέρχονται ἀπό τήν ἀντικατάσταση τοῦ ὕδρογόνου τῶν ὀξέων, ἀπό κάποιο μέταλλο ἢ ἠλεκτροθετική ρίζα ἢ ἀπό τήν ἀντικατάσταση τοῦ ὕδροξυλίου μιᾶς βάσης, ἀπό ἀμέταλλο ἢ ἠλεκτραρνητική ρίζα.

Διακρίνονται διάφορα εἶδη ἀλάτων : οὐδέτερα, ὀξίνα, βασικά, διπλά, μικτά, σύμπλοκα καί ἐνυδρα.

Ο ὕ δ ε τ ε ρ α λέγονται τά ἄλατα πού δέν περιέχουν ὕδρογόνο στό μόριό τους, καί ὀξίνα ὅσα περιέχουν. Ἄν π.χ. στό θεϊκό ὀξύ  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ἀντικατασταθεῖ μόνο τό ἕνα ἀπό τά δύο ἄτομα ὕδρογόνου πού ἔχει στό μόριό του, μ' ἕνα ἄτομο τοῦ μονοσθενοῦς μετάλλου καλίου K, τότε σχηματίζεται τό ἄλας  $\text{KHSO}_4$  πού λέγεται ὀξίνο θεϊκό κάλιο. Ὄταν ὁμως ἀντικατασταθοῦν καί τά δύο ἄτομα τοῦ ὕδρογόνου τότε παίρνουμε τό

άλας  $K_2SO_4$  πού λέγεται ουδέτερο θεικό κάλιο. Εύκολα καταλαβαίνουμε, πώς μόνο τά πολυδύναμα όξέα μπορούν νά δώσουν όξινα άλατα.

Β α σ ι κ ά ά λ α τ α όνομάζονται αυτά πού προέρχονται από τή μερική άντικατάσταση, του ύδροξυλίου, στά μόρια των βάσεων, από τή ρίζα κάποιου όξέος. Μέ τήν άντικατάσταση π.χ. στό μόριο του ύδροξειδίου του μολύβδου  $Pb(OH)_2$  ενός ύδροξυλίου από τή μονοσθενή

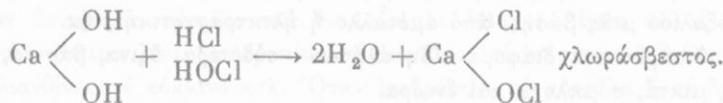
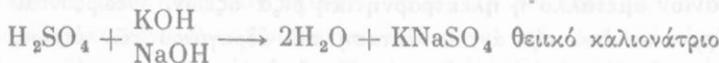
ρίζα —  $NO_3$  του νιτρικού όξέος γίνεται τό άλας  $Pb \begin{cases} NO_3 \\ OH \end{cases}$  ή

$Pb(OH)NO_3$  πού λέγεται βασικός νιτρικός μολύβδος.

Συνήθως τά διαλύματα των ουδέτερων αλάτων δέν έχουν καμιά επίδραση, ούτε στό κυανό βάμμα του ήλιοτροπιού ούτε στό βάμμα πού έχει γίνει κόκκινο από ένα όξύ. Δέν παρουσιάζουν δηλαδή ούτε όξινη ούτε βασική αντίδραση. Στήν περίπτωση αυτή λέμε πώς έχουν **ουδέτερη αντίδραση**. Πιο πολλά για τή συμπεριφορά των αλάτων στά διαλύματά τους δίνονται παρακάτω στό κεφάλαιο τής ύδρόλυσης.

Δ ι π λ ά ά λ α τ α είναι τά άλατα πού προέρχονται από τή συγκρυστάλλωση δυό άπλων αλάτων σέ όρισμένη αναλογία κι έχουν συνήθως κοινό άνιόν. Σπουδαία τάξη διπλων αλάτων είναι οι στυπτηρίες π.χ.  $K_2SO_4 \cdot Al_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$ .

Μ ι κ τ ά ά λ α τ α είναι τά άλατα πού προέρχονται από τή έξουδετέρωση πολυδύναμου όξέος μέ περισσότερες από μιά βάσεις, ή πολυδύναμης βάσης μέ διαφορετικά όξέα π.χ.



Σ ύ μ π λ ο κ α ά λ α τ α είναι τά άλατα πού τό ένα από τά ίοντα τους ή καί τά δυό είναι σύμπλοκα.

Σύμπλοκο ίόν είναι αυτό πού σχηματίζεται από τή συνένωση ενός κεντρικού ίόντος μετάλλου μέ άρνητικά ίοντα ή ουδέτερα μόρια ενώσεων,



Σύμπλοκο άλας  $K_4[Fe(CN)_6]$  σιδηροκυανιούχο κάλιο.

Ένυδρα άλατα είναι τά άλατα πού όταν σχηματίζονται οί κρύσταλλοί τους παίρνουν κι όρισμένο άριθμό μορίων νερού, π.χ. ένυδρος θειικός χαλκός  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ . Τό νερό αυτό λέγεται κρυσταλλικό και μπορεί νά άπομακρυνθεί με θέρμανση. Τό άνυδρο άλας παρουσιάζει διαφορετικές ιδιότητες από τό ένυδρο. Έτσι π.χ. ό  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$  πού είναι κυανοί κρύσταλλοι, σε θερμοκρασία  $>300^\circ C$  γίνεται άνυδρος  $CuSO_4$  και είναι λευκή σκόνη.

**ΟΞΕΙΔΙΑ.** Όξειδια λέγονται οί χημικές ένώσεις τών στοιχείων με τό όξυγόνο και διακρίνονται σε όξεογόνα, βασεογόνα και ουδέτερα, άνάλογα με τό χημικό τους χαρακτήρα.

Όξεογόνα ονομάζονται τά όξειδια τών άμετάλλων πού όταν διαλυθούν στό νερό, άντιδρούν μ' αυτό και δίνουν όξέα. Τέτοιο είναι τό τριοξείδιο του θείου  $SO_3$  πού με τό νερό δίνει τό θειικό όξύ  $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$ . Έπειδή τά όξειδια αυτά μπορούμε νά τά πάρουμε από τά όξυγονούχα όξέα αν αφαιρέσουμε από τό μόριό τους νερό λέγονται και άνυδρίτες όξέων. Γι' αυτό τό λόγο τό τριοξείδιο του θείου λέγεται και άνυδρίτης του θειικού όξέος  $H_2SO_4 - H_2O \rightarrow SO_3$ . Τά όξεογόνα όξειδια άντιδρούν με βάσεις και δίνουν άλας και νερό π.χ.



Βασεογόνα λέγονται τά όξειδια τών μετάλλων, πού όταν ένωθούν με νερό δίνουν βάσεις. Τέτοιο είναι π.χ. τό όξείδιο του άσβεστίου  $CaO$ , πού με τό νερό δίνει τό ύδροξείδιο του άσβεστίου  $Ca(OH)_2$ :

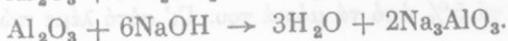


Έπειδή μπορούμε αυτά τά όξειδια νά τά πάρουμε από τίς βάσεις αν αφαιρέσουμε από τό μόριό τους νερό γι' αυτό λέγονται και άνυδρίτες βάσεων. Έτσι τό όξείδιο του άσβεστίου λέγεται και άνυδρίτης της βάσης  $Ca(OH)_2$  γιατί  $Ca(OH)_2 - H_2O \rightarrow CaO$ .

Τά βασεογόνα όξειδια άντιδρούν με όξέα και δίνουν άλας και νερό π.χ.



Έπαμφοτερίζοντα λέγονται τά όξειδια πού άντιδρούν και με όξέα και με βάσεις και δίνουν άλας και νερό π.χ.



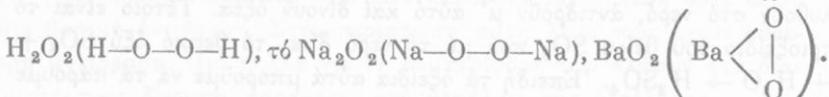
Τά οξειδία ανάλογα με τή φύση τοῦ στοιχείου πού ένώνεται μέ τό οξυγόνο διακρίνονται: 1) σέ οξειδία ἀμετάλλων πού εἶναι ὁμοιοπολικές ενώσεις καί 2) οξειδία μετάλλων πού τά πιό πολλά εἶναι ἰοντικές ενώσεις.

Ἀνάλογα μέ τήν περιεκτικότητά τους σέ οξυγόνο διακρίνονται στίς παρακάτω κατηγορίες:

1) **Κανονικά οξειδία.** Σ' αὐτά ἡ ποσότητα τοῦ οξυγόνου εἶναι ὅση ὀρίζει τό συνηθισμένο σθένος τοῦ στοιχείου, π.χ.  $\text{SO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$  κτλ.

2) **Ὑποξειδία.** Σ' αὐτά ἡ ποσότητα τοῦ οξυγόνου εἶναι κατώτερη ἀπό ὅση ὀρίζει τό συνηθισμένο σθένος τοῦ στοιχείου, π.χ.  $\text{N}_2\text{O}$ .

3) **Ὑπεροξειδία.** Σ' αὐτά ἡ ποσότητα τοῦ οξυγόνου εἶναι μεγαλύτερη ἀπό ὅση ὀρίζει τό μεγαλύτερο σθένος τοῦ στοιχείου. Στό μῦριό τους περιέχουν τή λεγόμενη ὑπεροξειδική ομάδα  $-\text{O}-\text{O}-$ , π.χ. τό



**Διοξειδία** εἶναι κανονικά οξειδία, π.χ.  $\text{MnO}_2$  ( $\text{O} = \text{Mn} = \text{O}$ ),  $\text{PbO}_2$  ( $\text{O} = \text{Pb} = \text{O}$ ) κτλ. Διακρίνονται ἀπό τά ὑπεροξειδία γιατί τό μῦριό τους δέν ἔχει ὑπεροξειδική ομάδα.

Μέ ἐπίδραση διαλύματος ὀξέος μόνο τά ὑπεροξειδία δίνουν  $\text{H}_2\text{O}_2$ .

**Ἐπιτεταρτοξειδία ἢ μικτά οξειδία.** Προέρχονται ἀπό τή συνένωση δυό κανονικῶν οξειδίων τοῦ ἴδιου στοιχείου πού ἔχει δυό διαφορετικά σθένη, π.χ.  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  πού προέρχεται ἀπό τά κανονικά οξειδία  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{FeO}$  τοῦ σιδήρου πού ἔχει σθένος III καί II.

### ΔΥΝΑΜΗ (ΙΣΧΥΣ) ΟΞΕΩΝ ΚΑΙ ΒΑΣΕΩΝ

**Δύναμη ὀξέων καί βάσεων.** Ἡ δύναμη τῶν διάφορων ὀξέων ἐξαρτᾶται ἀπό τό βαθμό τῆς ἠλεκτρολυτικῆς τους διάσπασης, δηλαδή ἀπό τόν ἀριθμό τῶν ἰόντων ὑδρογόνου πού δίνουν ὅταν διαλυθοῦν στό νερό. Ἔτσι σέ διάλυμα ὑδροχλωρικοῦ ὀξέος πού ἔχει μέσα ἓνα γραμμομῦριο ὑδροχλωρίου στά 10 λίτρα διαλύματος, ἔχουν διασπαστεῖ σύμφωνα μέ τή θεωρία Arrhenius τά 95% ἀπό τά μῦριά του, σέ διάλυμα ἑνός γραμμομῦριου ὀξεικοῦ ὀξέος στήν ἴδια ποσότητα διαλύματος ἔχουν διασπαστεῖ μόνο τά 5% ἀπό τά μῦριά του. Γι' αὐτό λέμε πῶς τό ὕδρο-

χλωρικό όξύ είναι δυνατό όξύ (ισχυρό) αλλά τό όξικό όξύ είναι αδύνατο όξύ (άσθενές). Με ανάλογο τρόπο όρίζουμε καί τή δύναμη τών βάσεων. Τόσο πύό δυνατή είναι μιά βάση, όσο πύό μεγάλη είναι ή διάσπασή της, όσο πύό μεγάλος είναι δηλαδή ό αριθμός τών ίόντων ύδροξυλίου, στό διάλύμα της μέ νερό. Έτσι π.χ. τό καυστικό νάτριο NaOH καί τό καυστικό κάλιο KOH είναι δυνατές βάσεις, ενώ ή καυστική άμμωνία NH<sub>4</sub>OH είναι αδύνατη βάση.

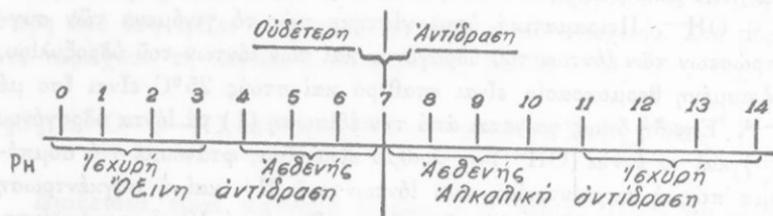
**Διάσταση του νερού P<sub>H</sub>** (Πε - χα). Στό άποσταγμένο νερό ή διάσπαση τών μορίων του σε ίόντα ύδρογόνου καί ύδροξυλίου, είναι πάρα πολύ μικρή. Μπορεί νά παρασταθει μέ τήν έξίσωση (1)  $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$ . Πειραματικά ύπολογίστηκε πώς τό γινόμενο τών συγκεντρώσεων τών ίόντων του ύδρογόνου καί τών ίόντων του ύδροξυλίου, σε όρισμένη θερμοκρασία είναι σταθερό καί στους 25°C είναι ίσο μέ 10<sup>-14</sup>. Έπειδή όπως φαίνεται από τήν έξίσωση (1) τά ίόντα ύδρογόνου (H<sup>+</sup>) καί τά ίόντα (OH<sup>-</sup>) σε αριθμό είναι ίσα, φτάνουμε στό συμπέρασμα πώς ή συγκέντρωση τών ίόντων του H<sup>+</sup> καί ή συγκέντρωση τών ίόντων του (OH<sup>-</sup>) θά είναι ίση καθεμιά μέ 10<sup>-7</sup> γραμμοίοντα. Αυτό σημαίνει ότι σε 1 λίτρο καθαρού νερού θά βρίσκονται 1 · 10<sup>-7</sup> gr. ίόντα (H<sup>+</sup>) καί 17 · 10<sup>-7</sup> gr. ίόντα (OH<sup>-</sup>).

Όταν για όποιοδήποτε λόγο ή συγκέντρωση τών ίόντων ύδρογόνου του νερού μεταβληθει, τότε αυτόματα μεταβάλλεται κι ή συγκέντρωση τών ίόντων ύδροξυλίου, έτσι πού τό γινόμενό τους νά έχει πάντα τή σταθερή τιμή 10<sup>-14</sup>. Έτσι άν διαλύσουμε ένα όξύ στό νερό τότε μεγαλώνει ή συγκέντρωση τών ίόντων του ύδρογόνου καί παίρνει τιμές μεγαλύτερες του 10<sup>-7</sup>, π.χ. 10<sup>-6</sup>, 10<sup>-5</sup> κτλ. ενώ συγχρόνως ή συγκέντρωση τών ίόντων του ύδροξυλίου είναι μικρότερη του 10<sup>-7</sup> δηλ. παίρνει τίς τιμές 10<sup>-8</sup>, 10<sup>-9</sup> κτλ. Όταν διαλύσουμε μιά βάση τότε ή συγκέντρωση τών ίόντων του (OH<sup>-</sup>) θά μεγαλώσει καί ταυτόχρονα ή συγκέντρωση τών ίόντων του ύδρογόνου θά πάρει τιμές μικρότερες του 10<sup>-7</sup> δηλαδή 10<sup>-8</sup>, 10<sup>-9</sup> κτλ.

Έπειδή ό όξινος ή ό βασικός χαρακτήρας ενός διαλύματος εξαρτάται από τή συγκέντρωση τών ίόντων του ύδρογόνου, είναι πολύ σημαντικό νά γνωρίζουμε τή συγκέντρωση αυτή πού συμβολίζεται μέ τό P<sub>H</sub> (Potentia Hydrogenii) καί εκφράζεται μέ τούς αριθμούς από 0 ως 14.

Έτσι π.χ. το καθαρό νερό που έχει ουδέτερη αντίδραση έχει συγκέντρωση ιόντων υδρογόνου  $10^{-7}$  ή  $P_H = 7$ .

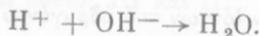
Αν σ' ένα διάλυμα το  $P_H$  είναι μικρότερο του 7 ( $P_H < 7$ ) αυτό σημαίνει πώς η συγκέντρωση των ιόντων του ( $H^+$ ) είναι πιο μεγάλη από  $10^{-7}$  δηλ. τά ιόντα ( $H^+$ ) είναι πιο πολλά από τά ιόντα του ( $OH^-$ ) και το διάλυμα τότε είναι όξινο. Αντίθετα αν το  $P_H > 7$  τότε η συγκέντρωση των ιόντων ( $H^+$ ) είναι μικρότερη του  $10^{-7}$  δηλ. τά ιόντα του ( $OH^-$ ) είναι πιο πολλά και το διάλυμα είναι αλκαλικό. Τελικά στο παρακάτω διάγραμμα παρουσιάζεται η σχέση του  $P_H$  με τό χαρακτήρα τής αντίδρασης.



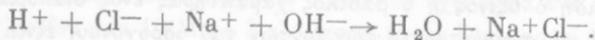
Παραδείγματα :

Διάλυμα με συγκέντρωση υδρογονοϊόντων  $10^{-3}$  έχει  $P_H = 3$   
 » » » »  $10^{-11}$  έχει  $P_H = 11$ .

**Έξουδετέρωση.** Όταν έλθουν σε έπαφή ένα διάλυμα όξέος και ένα διάλυμα βάσης τά ιόντα του υδρογόνου ένώνονται με τά ιόντα του υδροξυλίου και σχηματίζουν άδιάστατα μόρια νερού :

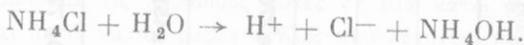


Η αντίδραση αυτή λέγεται έξουδετέρωση γιατί εξαφανίζεται ο όξιнос κι ο βασικός χαρακτήρας των διαλυμάτων που ήταν αποτέλεσμα τής ύπαρξης ιόντων υδρογόνου στο διάλυμα του όξέος και ιόντων υδροξυλίου στο διάλυμα τής βάσης γι' αυτό τό τελικό διάλυμα παρουσιάζε-ται ουδέτερο. Έτσι η αντίδραση τής έξουδετέρωσης οδηγεί στο σχημα-τισμό άλατος και νερού σύμφωνα με τήν εξίσωση :



**Υδρόλυση.** Όταν ένα άλας διαλύεται μέσα στο νερό και ένα από τά ιόντα του ή και τά δυο αντιδρούν με τό νερό και ξανασχηματίζουν τό όξύ ή τή βάση ή και τά δυο που τό δημιούργησαν τότε λέμε πώς γίνε-

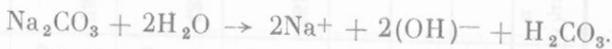
ται **υδρολύση**. Από τὰ ἄλατα, αὐτά πού προέρχονται ἀπό μιὰ ἰσχυρή βάση κι ἓνα ἰσχυρό ὀξύ ἔπως π.χ. τὸ  $\text{KCl}$  ἢ τὸ  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  δέν παθαίνουν υδρολύση, γιατί τὰ ἰόντα τους δέν ἀντιδρῶν μετὰ τὸ νερὸ. Ἡ ἀντίδραση τοῦ διαλύματος τῶν ἀλάτων αὐτῶν εἶναι οὐδέτερη  $P_H = 7$ . Ὑδρολύση παθαίνουν: 1) Τὰ ἄλατα πού προέρχονται ἀπό ἰσχυρὸ ὀξύ καὶ ἀσθενή βάση, π.χ. τὸ  $\text{NH}_4\text{Cl}$ :



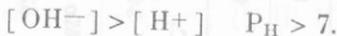
Τὸ διάλυμα τοῦ ἄλατος αὐτοῦ ἔχει ὀξινὴ ἀντίδραση γιατί



2) Τὰ ἄλατα πού προέρχονται ἀπό ἀσθενές ὀξύ καὶ ἰσχυρή βάση, π.χ.  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ :



Τὸ διάλυμα τοῦ ἄλατος αὐτοῦ ἔχει βασικὴ ἀντίδραση γιατί



3) Τὰ ἄλατα πού προέρχονται ἀπό ἀσθενές ὀξύ καὶ ἀσθενή βάση, π.χ.  $\text{NH}_4\text{CN}$ :



Τὰ διαλύματα τῶν ἀλάτων αὐτῶν ἔχουν ὀξινὴ ἀντίδραση ἂν τὸ ἀσθενές ὀξύ εἶναι ἰσχυρότερο ἀπὸ τὴν ἀσθενή βάση, βασικὴ ἀντίδραση ἂν συμβαίνει τὸ ἀντίθετο καὶ οὐδέτερη ἂν τὸ ὀξύ καὶ ἡ βάση ἔχουν τὴν ἴδια ἰσχὺ.

## ΠΕΡΙΟΔΙΚΟ ΣΥΣΤΗΜΑ

**Ταξινόμηση τῶν στοιχείων.** Πολλές προσπάθειες ἔγιναν γιὰ τὴν ταξινόμηση τῶν στοιχείων. Πιὸ μεγάλη ἐπιτυχία εἶχε αὐτὴ πού ἔκανε ὁ Ρῶσος χημικὸς Μεντελέεφ (Mendélèev) τὸ 1869 καὶ βασίζεται στὴν παρατήρηση, πὼς οἱ ιδιότητες τῶν στοιχείων ἀποτελοῦν περιοδικές συναρτήσεις τῶν ἀτομικῶν τους βαρῶν.

Πραγματικά εἶναι φανερό πὼς ἂν τοποθετήσουμε τὰ στοιχεῖα ἀνάλογα μετὰ τὴν αὐξηση τοῦ ἀτομικοῦ βάρους, οἱ ιδιότητες κάθε στοιχείου, διαφέρουν ἀπὸ τίς ιδιότητες τοῦ προηγούμενου καὶ τοῦ ἐπόμενου στοιχείου, ἀλλὰ ὕστερα ἀπὸ ὀκτῶ στοιχεῖα παρουσιάζεται στὴ σειρά ἓνα στοιχεῖο, πού οἱ ιδιότητές του εἶναι ἀνάλογες μετὰ τίς ιδιότητες τοῦ πρώτου. Βλέπουμε δηλαδή πὼς οἱ ιδιότητες τῶν στοιχείων, ἐπαναλαμβάνονται περιοδικά καὶ γι' αὐτὸ τὸ σύστημα αὐτὸ κατάταξης τῶν στοιχείων ὀνομάστηκε **περιοδικὸ σύστημα**.

ΠΕΡΙΟΔΙΚΟ ΣΥΣΤΗΜΑ ΤΩΝ ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ

Περίοδος	'Ομάδα I		'Ομάδα II		'Ομάδα III		'Ομάδα IV		'Ομάδα V		'Ομάδα VI		'Ομάδα VII		'Ομάδα VIII	'Ομάδα O	
	α	β	α	β	α	β	α	β	α	β	α	β	α	β			
I	1H															2He	
II	3Li		4Be		5B		6C		7N		8O		9F			10Ne	
III	11Na		12Mg		13Al		14Si		15P		16S		17Cl			18Ar	
V	19K		20Ca		21Sc		22Ti		23V		24Cr		25Mn		26Fe	27Co	28Ni
		29Cu		30Zn		31Ga		32Ge		33As		34Se		35Br		36Kr	
V	37Rb		38Sr		39Y		40Zr		41Nb		42Mo		43Tc		44Ru	45Rh	46Pd
		47Ag		48Cd		49In		50Sn		51Sb		52Te		53I		54Xe	
VI	55Cs		56Ba		57-71 <sup>act</sup> <sub>act</sub>		72Hf		73Ta		74W		75Re		76Os	77Ir	78Pt
		79Au		80Hg		81Tl		82Pb		83Bi		84Po		85At		86Rn	
VII	87Fr		88Ra		89Ac		90Th		91Pa		92U						

'Υπερουράνια στοιχεία : 93Np, 94Pu, 95Am, 96Cm, 97Bk, 98Cf, 99Es, 100Fm, 101Mv, 102No.

**Πίνακας του περιοδικού συστήματος.** Με βάση τα παραπάνω και ύστερα από πολλές τροποποιήσεις και βελτιώσεις καταρτίστηκε πίνακας του περιοδικού συστήματος των στοιχείων, που σ' αυτόν τα στοιχεία κατατάσσονται σε 7 οριζόντιες σειρές που λέγονται περίοδοι και που κάθε μία περιέχει διαφορετικό αριθμό στοιχείων.

"Όταν βάλουμε τις περιόδους αυτές τή μία κάτω από τήν άλλη σχηματίζονται οκτώ κατακόρυφες στήλες που λέγονται **ομάδες ή οικογένειες**, χαρακτηρίζονται με τους λατινικούς αριθμούς (I, II, III κτλ.) και διαιρούνται σε δύο **υπο-ομάδες** (α και β). Υπάρχει και μία ακόμα κατακόρυφη στήλη που χαρακτηρίζεται με τον αριθμό 0 και περιλαμβάνει τα ευγενή αέρια.

Μ' αυτή τήν ταξινόμηση, σε κάθε κατακόρυφη στήλη δηλαδή σε κάθε υπο-ομάδα βρίσκονται στοιχεία με ανάλογες ιδιότητες. Στις πρώτες ομάδες του περιοδικού συστήματος (I, II, III) βρίσκονται τα πιο πολλά μέταλλα και στις τελευταίες (V, VI, VII) βρίσκονται τα πιο πολλά άμεταλλα.

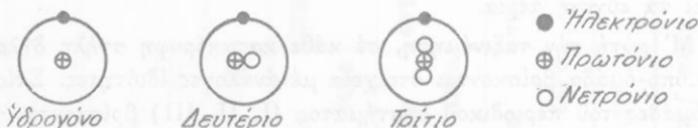
**Άτομικός αριθμός.** Ο αυξαντας αριθμός τής θέσης του κάθε στοιχείου, στον πίνακα του περιοδικού συστήματος λέγεται **ατομικός αριθμός** του στοιχείου και παριστάνεται με τό γράμμα **Z**. Βρέθηκε πώς ο αριθμός αυτός είναι ίσος με τόν αριθμό των πρωτονίων του πυρήνα του ατόμου και κατά συνέπεια ίσος με τόν αριθμό των ηλεκτρονίων που περιφέρονται γύρω από αυτόν.

Άπό τό άλλο μέρος τό ατομικό βάρος του στοιχείου που παριστάνεται με τό γράμμα **A** είναι ίσο με τό άθροισμα των πρωτονίων (**Z**) και των νετρονίων του πυρήνα που παριστάνονται με τό γράμμα **N**. Έτσι έχουμε  $A = Z + N$ . Άπό αυτό τόν τύπο βρίσκουμε πώς  $N = A - Z$ , δηλαδή ο αριθμός των νετρονίων κάθε στοιχείου είναι ίσος με τή διαφορά του ατομικού αριθμού από τό ατομικό του βάρος. Έτσι για τό νάτριο που έχει ατομικό βάρος 23 και ατομικό αριθμό 11, ο αριθμός των νετρονίων του πυρήνα του ατόμου του θά είναι ίσος με  $23 - 11 = 12$ .

**Ίσότοπα.** Υπάρχουν μερικά στοιχεία που τά άτομά τους δέν είναι όμοια. Έχουνε τόν ίδιο αριθμό πρωτονίων και ηλεκτρονίων αλλά διαφορετικό αριθμό νετρονίων. Έπειδή όμως έχουν τόν ίδιον αριθμό πρωτονίων έχουν τόν ίδιον ατομικόν αριθμό και βρίσκονται στήν ίδια θέση, τόν ίδιο τόπο στον πίνακα των στοιχείων και γι' αυτό λέγονται

**ισότοπα.** "Όλα τὰ ισότοπα ενός στοιχείου έχουν τις ίδιες χημικές ιδιότητες.

"Έτσι εκτός από τὸ συνηθισμένο ὑδρογόνο, πού τὸ ἄτομό του ἀποτελεῖται ἀπὸ 1 πρωτόνιο στὸν πυρήνα καὶ 1 περιφερόμενο ἠλεκτρόνιο, ὑπάρχει κι ἄλλο εἶδος ὑδρογόνου, πού ὁ πυρήνας του ἀποτελεῖται ἀπὸ 1 πρωτόνιο καὶ 1 νετρόνιο. Αὐτὸ ἔχει ἀτομικὸ βάρος 2, ὀνομάζεται **δευτέριο** ἢ βαρὺ ὑδρογόνο καὶ παριστάνεται μὲ τὸ σύμβολο D. Ὑπάρχει ἀκόμα κι ἓνα τρίτο εἶδος ὑδρογόνου ὃ πυρήνας του ἀποτελεῖται ἀπὸ 1 πρωτόνιο καὶ 2 νετρόνια, ἔχει κατὰ συνέπεια ἀτομικὸ βάρος 3, λέγεται **τρίτιο** ἢ ὑπερβαρὺ ὑδρογόνο καὶ παριστάνεται μὲ τὸ σύμβολο T. Τὸ



Σχ. 5. Ἴσότοπα τοῦ ὑδρογόνου.

δευτέριο καὶ τὸ τρίτιο λέγονται ισότοπα τοῦ ὑδρογόνου (σχ. 5). Τὸ συνηθισμένο ὑδρογόνο εἶναι μίγμα δύο ισότοπων πού τὸ ἓνα ἔχει ἀτομικὸ βάρος 1 καὶ τὸ ἄλλο 2 ἢ ἀναλογία τοῦ πρώτου πρὸς τὸ δεύτερο εἶναι περίπου 6000 : 1. Χάρη σ' αὐτὴ τὴν πάρα πολὺ μικρὴ ἀναλογία τοῦ δευτέρου τὸ ἀτομικὸ βάρος τοῦ συνηθισμένου ὑδρογόνου εἶναι 1,008.

#### ΔΙΑΙΡΕΣΗ ΤΗΣ ΧΗΜΕΙΑΣ

Ἡ χημεία ἀνάλογα μὲ τὴ φύση τῶν οὐσιῶν πού ἐξετάζει διαίρεῖται σέ δύο μεγάλους κλάδους τὴν **Ὄργανική** καὶ τὴν **Ἀνόργανη**.

Ἡ ὀργανική χημεία ἐξετάζει τις ἐνώσεις τοῦ ἄνθρακα ἐκτός ἀπὸ τὸ στοιχεῖο ἄνθρακας, τὰ ὀξείδια τοῦ ἄνθρακα, τὸ ἀνθρακικὸ ὀξύ καὶ τὰ ἀνθρακικά ἄλατα.

Ἡ ἀνόργανη χημεία ἐξετάζει αὐτὰ πού ὅπως εἶπαμε δέν ἐξετάζει ἢ ὀργανική κι ὅλα τὰ ἄλλα στοιχεῖα καὶ τις ἐνώσεις τους.

## ΜΕΡΟΣ ΠΡΩΤΟ

### ΑΜΕΤΑΛΛΑ ΣΤΟΙΧΕΙΑ

**Γενικά.** Τά άμέταλλα στοιχειά είναι πολύ λίγα (23). 'Απ' αυτά άλλα είναι άέρια στή συνηθισμένη θερμοκρασία, άλλα στερεά και μόνο ένα, τό βρώμιο, είναι υγρό.

Γενικά τά άμέταλλα δέν έχουν τή λεγόμενη μεταλλική λάμψη (έκτός από τό ιώδιο και τό γραφίτη) κι είναι κακοί άγωγοί τής θερμότητας και του ήλεκτρισμού (έκτός από τό γραφίτη). 'Ακόμη, έκτός από τό υδρογόνο, είναι στοιχειά ήλεκτραρνητικά και σχηματίζουν όξειδία.

'Από τά άμέταλλα θά περιγράψουμε πρώτα τό όξυγόνο και τό υδρογόνο πού είναι τά πιό σπουδαία από όλα κι ύστερα τά άλλα.

### ΟΞΥΓΟΝΟ — ΥΔΡΟΓΟΝΟ

#### Ο Ξ Υ Γ Ο Ν Ο

Σύμβολο O

Άτομικό βάρος 16

Σθένος II

**Προέλευση.** Τό όξυγόνο είναι τό πιό διαδομένο στοιχειό στή γή. Τό βρίσκουμε έλεύθερο στον άέρα, πού άποτελεί τό 1/5 του όγκου του και ένωμένο, στό νερό, στα περισσότερα όρυκτά και στις φυτικές και ζωικές ουσίες.

'Υπολογίζεται πώς άποτελεί περίπου τό μισό του βάρους του μέρους τής γής πού γνωρίζει ο άνθρωπος (ξηρά, θάλασσα, άτμόσφαιρα).

**Παρασκευή.** Στα έργαστήρια τό όξυγόνο παρασκευάζεται συχνά:

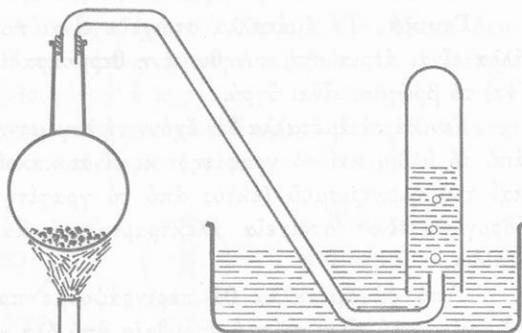
α) Μέ τή θέρμανση του χλωρικού καλίου  $KClO_3$  ανακατεμένου μέ μικρή ποσότητα πυρολουσίτη  $MnO_2$  (διοξειδίου του Μαγγανίου \*). Μέ αυτή τήν αντίδραση τό  $KClO_3$  διασπάζεται σε χλωριούχο κάλιο  $KCl$  και όξυγόνο:  $2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2$ .

\* Τό  $MnO_2$  δέν είναι υπεροξείδιο γιατί σ' αυτή τήν ένωση τό Mn έχει σθένος 4. Μέ τήν επίδραση όξέων δέ δίνει υπεροξείδιο του υδρογόνου  $H_2O_2$  όπως τά υπεροξείδια  $BaO_2$  και  $Na_2O_2$  (σελ. 61).

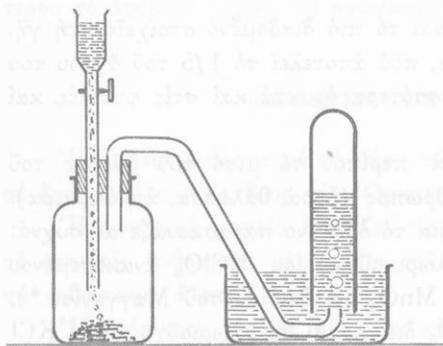
Ο πυρολουσίτης ενεργεί σάν καταλύτης και διευκολύνει την αντίδραση με τρόπο πού ή ελευθέρωση τού οξυγόνου νά γίνεται σέ χαμηλότερη θερμοκρασία και νά είναι πιό ομαλή. Βάζουμε τό μίγμα τών δυό σωμάτων μέσα σέ μιά φιάλη πού έχει έναν άπαγωγό σωλήνα (σ. 6) και τή θερμαίνουμε στήν άρχή λίγο και ύστερα πιό πολύ.

Παράγεται τότε τό οξυγόνο πού μαζεύεται μέσα σέ γυάλινους κυλίνδρους γεμάτους με νερό και αναποδογυρισμένους μέσα σέ μιά λεκάνη με νερό, ή μέσα σέ ένα αεριοφυλάκιο. β) "Όταν στάζουμε λίγο λίγο σέ κατάλληλη συσκευή (σχ. 7)

νερό πάνω σέ οξύλιθο. 'Ο οξύλιθος είναι ύπεροξειδίο τού νατρίου  $\text{Na}_2\text{O}_2$  πού έχει μέσα και μιά μικρή ποσότητα από κάποιο άλας τού χαλκού

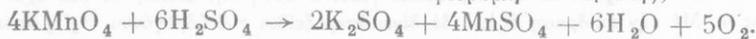


Σχ. 6. Παρασκευή οξυγόνου με άποσύνθεση τού χλωρικού καλλίου.



Σχ. 7. Παρασκευή οξυγόνου μ' επίδραση νερού σέ οξύλιθο.

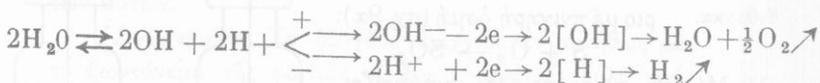
πού δρᾷ σάν άρνητικός καταλύτης:  $2\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{NaOH} + \text{O}_2$ . γ) Μπορεί ακόμα νά παρασκευαστεί τό οξυγόνο και μ' άλλους πολλούς τρόπους όπως με θέρμανση ύπεροξειδίων, π.χ. τού ύπεροξειδίου τού βαρίου  $\text{BaO}_2$  ή μ' επίδραση θεικού οξέος  $\text{H}_2\text{SO}_4$  θερμού σέ οξυγονούχα άλατα, π.χ. στό ύπερμαγγανικό κάλιο  $\text{KMnO}_4$ :  $2\text{BaO}_2 \rightleftharpoons 2\text{BaO} + \text{O}_2$  (άμιδρρομη αντίδραση),



Στή Βιομηχανία τό οξυγόνο παρασκευάζεται:

α) **Ύπό τόν άτμοσφαιρικό άέρα** πού εἶναι μίγμα κυρίως ὀξυγόνου καί Ἀζώτου. Ὁ άέρας ὑγραποιεῖται μέ μεγάλη πίεση καί ψύξη καί συνέχεια ἀφήνεται νά ἐξατμιστεῖ. Τότε ἐξατμίζεται πρῶτα τό ἄζωτο πού βράζει στήν πιό χαμηλή θερμοκρασία τῶν  $-195^{\circ}\text{C}$  καί παραμένει τό ὀξυγόνο πού ἔχει σημείο βρασμοῦ  $-183^{\circ}\text{C}$ , μέ πρόσμιξη 3% ἀργοῦ.

β) **Ύπό τό νερό**, πού εἶναι ἔνωσση ὀξυγόνου καί ὕδρογόνου, μέ ἤλεκτρολύση. Γι' αὐτό βάζουμε στό καθαρό νερό μικρή ποσότητα θειικό ὀξύ ἢ καυστικό νάτριο, γιά νά γίνει ἤλεκτραγωγό κι ὕστερα περνᾶμε συνεχές ἤλεκτρικό ρεῦμα (βλ. σελ. 33). Τότε διαχωρίζεται τό νερό στά συστατικά του :



Μ' αὐτή τή μέθοδο παίρνουμε καθαρό ὀξυγόνο.

**Φυσικές ιδιότητες.** Τό ὀξυγόνο εἶναι άέριο άχρωμο, άοσμο καί άγευστο. Εἶναι λίγο βαρύτερο άπό τόν άέρα (ἔχει σχετική πυκνότητα 1,105) καί πολύ λίγο διαλυτό στό νερό. Στή θερμοκρασία  $-183^{\circ}\text{C}$  γίνεται ὑγρό μέ άνοικτό κυανό χρώμα καί στούς  $-218,4^{\circ}\text{C}$  γίνεται στερεό μέ βαθύτερο κυανό χρώμα.

**Χημικές ιδιότητες.** Τό ὀξυγόνο εἶναι στοιχεῖο διατομικό γι' αὐτό παριστάνεται συμβολικά μέ  $\text{O}_2$ . Ἡ πιό χαρακτηριστική του ιδιότητα, εἶναι ἡ τάση του νά ἐνώνεται μέ τά πιό πολλά άπό τά ἄλλα στοιχεῖα.

**Ὁξειδωση - Καύση.** Ἡ ἔνωσση τοῦ ὀξυγόνου μέ ἕνα στοιχεῖο λέγεται **ὀξειδωση** καί τό προϊόν τῆς ἔνωσης αὐτῆς **ὀξειδιο**. Ὅταν ἡ ὀξειδωση εἶναι ζωηρή καί γίνεται μέ σύγχρονη παραγωγή μεγάλου ποσοῦ θερμότητας καί φωτός λέγεται **καύση**. Ὅταν γίνεται σιγά σιγά καί χωρίς νά γίνεται αἰσθητή ἡ παραγωγή θερμότητας λέγεται **βραδεία καύση**. Γιά νά ἀρχίσει ἡ καύση ἑνός στοιχείου ἢ ἄλλου σώματος πρέπει αὐτό νά θερμανθεῖ πρῶτύτερα, μέχρι μιᾶ ὀρισμένη θερμοκρασία, πού εἶναι χαρακτηριστική γιά κάθε σώμα καί λέγεται **θερμοκρασία ἀνάφλεξης**.

Τά σώματα πού δίνουν εὔκολα ὀξυγόνο καί γι' αὐτό μποροῦν νά προκαλέσουν ὀξειδώσεις, σάν τό χλωρικό κάλιο  $\text{KClO}_3$ , τό ὑπεροξειδιο τοῦ νατρίου  $\text{Na}_2\text{O}_2$  κι ἄλλα πολλά, λέγονται **ὀξειδωτικά σώματα**.

**Καύση αμετάλλων και μετάλλων.** Τό οξυγόνο δέν ένώνεται μέ τά εύγενή άέρια και τά εύγενή μέταλλα και δύσκολα ένώνεται μέ τά άλατογόνα. Πιό ζωηρά ένώνεται μέ τά παρακάτω στοιχειά, ύστερα από προθέρμανση αύτϊν τϊν στοιχειϊν.

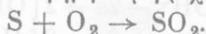


Σχ. 8. Καύση άνθρακα.

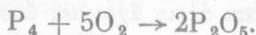
1) Μέ τόν άνθρακα C και σχηματίζει τό διοξειδιο του άνθρακα CO<sub>2</sub> πού είναι άχρωμο άέριο κι έχει τήν ιδιότητα νά θολώνει τό άσβεστόνερο (σχ. 8) :



2) Μέ τόθειο σχηματίζει τό διοξειδιο του θείου SO<sub>2</sub>, άέριο μέ πνιγηρή όσμή (σχ. 9α) :

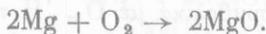


3) Μέ τό φωσφόρο P σχηματίζει τό πεντοξειδιο του φωσφόρου P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> πού είναι λευκή σκόνη (σχ. 9β) :

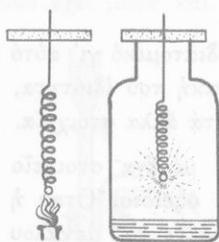


4) Μέ τό μέταλλο μαγνήσιο Mg σχηματίζει τό οξειδιο του μαγνησίου MgO πού είναι μιá άσπρη σκόνη και

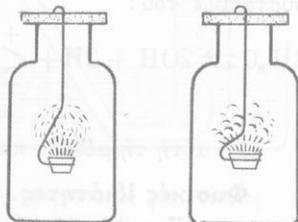
συγχρόνως παράγεται λαμπρό λευκό φϊς :



5) 'Ο σίδηρος Fe μπορεί νά καεί ζωηρά και νά σχηματίσει τό έπιτεταρτοξειδιο του σιδήρου Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub>. Έτσι, ένα λεπτό σιδερένιο σύρμα ή ένα σιδερένιο έλατήριο μέ ένα άναμμένο κομματάκι μπαμπάκι στην άκρη, άν βρεθει μέσα σε μιá φιάλη μέ οξυγόνο, καίγεται, όπως δείχνει ή αντίδραση : 3Fe + 2O<sub>2</sub> → Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub> (σχ. 10).



Σχ. 10. Καύση σιδήρου.



Σχ. 9. α) Καύση θείου.  
β) Καύση φωσφόρου.

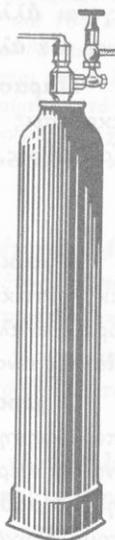
**'Αναπνοή.** 'Η άναπνοή του άνθρώπου και των άλλων ζϊων είναι βραδεία καύση και άποτέλεσμα της είναι ή ζωική θερμότητα. Κατά τήν άναπνοή, τό οξυγόνο του εισπνεόμενου άέρα μπαίνει στο αίμα, συγκρατείται από τά έρυθρά αιμοσφαίρια, μεταφέρεται μ' αυτά σ' όλα τά μέρη του σώματος και εκεί οι άνθρακοϋχες ουσίες των ιστϊν καίγονται μέ βραδεία καύση. 'Από αύτή τή βραδεία καύση, σχηματίζονται διο-

ξείδιο του άνθρακα και υδρατμοί, που πάλι τό αίμα μεταφέρει στους πνεύμονες και βγαίνουν μέ τήν έκπνοή στήν ατμόσφαιρα. Πώς υπάρχει πραγματικά στόν εκπνεόμενο αέρα διοξείδιο του άνθρακα και υδρατμός αποδεικνύεται από τό ότι : α) άν φυσήξουμε αέρα από τούς πνεύμονες μας μέ ένα σωλήνα σέ καθαρό άσβεστό-νερο τότε θολώνει άμέσως από τό διοξείδιο του άνθρακα και β) φυσώντας άπευθείας αέρα από τούς πνεύμονές μας σέ μία ψυχρή επιφάνεια ενός καθρέφτη, αυτή άμέσως θαμπώνει γιατί οι υδρατμοί συμπυκνώνονται. Άνάλογη μέ τήν άναπνοή τών ζώων είναι κι ή άναπνοή τών φυτών.

**Άνίχνευση.** Τό όξυγόνο άνιχνεύεται συνήθως μέ τό ζωντάνεμα τής φωτιάς σ' ένα κομματάκι ξύλο πού διατρηεί μόνο μερικά σημεία διάπυρα.

**Χρήσεις.** Τό όξυγόνο στό έμπόριο φέρεται μέσα σέ χαλύβδινες φιάλες (όβίδες), μέ πίεση πολλών ατμοσφαιρών (σχ. 11) και χρησιμοποιείται σήμερα πάρα πολύ για νά πετύχουν ψηλές θερμοκρασίες, μέ τήν καύση μέσα σέ ειδικές συσκευές, μίγματος όξυγόνου μέ φωταέριο ( $1800^{\circ}\text{C}$ ) ή μέ υδρογόνο ( $2000^{\circ}\text{C}$ ) ή μέ άκετυλένιο ( $2500^{\circ}\text{C}$ ). Σ' αυτές τίς πολύ ψηλές θερμοκρασίες συγκολλούνται μόνο τους τά μέταλλα, κόβονται έλάσματα σιδήρου, λιώνουν σώματα όπως ο χαλαζίας, ο λευκόχρυσος κ.ά. πού ξέρουμε πως λιώνουν δύσκολα.

Άκόμα χρησιμοποιείται τό όξυγόνο στήν ιατρική για εισπνοές σέ ασθένειες τών πνευμόνων και μέ ειδικές συσκευές για τήν άναπνοή τό χρησιμοποιούν οι αεροπόροι, οι δύτες, οι πυροσβέστες κι οι όρειβάτες.



Σχ. 11. Χαλύβδινη φιάλη όξυγόνου μέ πίεση.

## Ο Ζ Ο

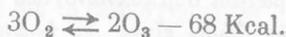
Σύμβολο  $\text{O}_3$

Μοριακό βάρος 48

**Προέλευση.** Μέ τήν επίδραση ήλεκτρικών έκκενώσεων τό όξυγόνο συστέλλεται κατά τό  $1/3$ , γίνεται πυκνότερο και μεταβάλλεται σ' ένα αέριο πού έχει μεγάλη όξειδωτική ικανότητα και λέγεται **όζο** από τή χαρακτηριστική του όσμύ. Τό μόριό του άποτελείται από 3 άτομα και τό χημικό του σύμβολο είναι  $\text{O}_3$ . Βρίσκεται σέ πάρα πολύ λίγη ποσό-

τητα στην ατμόσφαιρα, στα πύο ψηλά στρώματα, και πύο άφθονο ύστερα από καταιγίδες. Τό φαινόμενο αυτό πύο ένα χημικό στοιχειό παρουσιάζεται σέ περισσότερες μορφές από μιά, μέ διαφορετικές ιδιότητες, λέγεται **άλλοτροπία** κι οί μορφές όνομάζονται **άλλοτροπικές**. Τό όζο είναι μιά **άλλοτροπική μορφή** τού όξυγόνου.

**Παρασκευή.** Τό όζο παρασκευάζεται μέ σκοτεινές ήλεκτρικές έκκενώσεις στον άέρα ή τό όξυγόνο μέσα σέ συσκευές, πύο λέγονται όζονιστήρες, σύμφωνα μέ τήν έξίσωση :



**Φυσικές ιδιότητες.** Τό όζο είναι άέριο μέ κυανό χρώμα και χαρακτηριστική όσμή. Έχει σχετική πυκνότητα 1,6575 δηλαδή 1,5 φορά μεγαλύτερη από τό όξυγόνο και διαλύεται πύο πολύ στό νερό. Είςπνεόμενο σέ μεγάλη ποσότητα είναι δηλητηριώδες.

**Χημικές ιδιότητες.** Τό όζο σχηματίζεται από τό όξυγόνο μέ άπορρόφηση ένέργειας. Είναι δηλαδή ούσία ένδοθερμική, γι' αυτό δέν είναι σταθερή και πολύ εύκολα ξαναγίνεται όξυγόνο. Σ' αυτή τή διάσπαση από κάθε μόριο όζου γίνονται ένα μόριο όξυγόνου κι ένα έλεύθερο άτομο όξυγόνου :  $O_3 \rightarrow O_2 + [O]$ . Σ' αυτό τό έλεύθερο άτομο όφείλεται ή έντονη όξειδωτική του δράση. Πραγματικά όξειδώνει όλα τά μέταλλα, έκτός από τό χρυσό και τό λευκόχρυσο. Άποσυνθέτει τό διάλυμα τού ιωδιούχου καλίου KJ και δίνει ύδροξείδιο τού καλίου KOH και ιώδιο πύο αλλάζει τό διάλυμα τού άμύλου από άχρωμο σέ κυανό :



Αυτή ή αντίδραση χρησιμοποιείται για τήν άνίχνευση τού όζου μέ τό όζοσκοπικό χαρτί δηλαδή χαρτί πύο ποτίστηκε μέ διάλυμα ιωδιούχου καλίου και άμύλου σέ νερό. Αυτό τό χαρτί γίνεται περισσότερο ή λιγότερο πυκνό ανάλογα μέ τήν ποσότητα τού όζου πύο ύπάρχει.

**Έφαρμογές.** Έπειδή τό όζο έχει όξειδωτικές και μικροβιοκτόνες ιδιότητες, χρησιμοποιείται για άπολύμανση τού άέρα σέ κλειστούς χώρους (νοσοκομεία, θέατρα, κτλ.) και για τήν άποστείρωση τού νερού. Μέ τό όζο λευκαίνουν τήν κυτταρίνη, τά άχυρα, τά φτερά κτλ. και παλιώνουν τεχνητά τό κρασί και τά άποστάγματα τού κρασιού.

## ΠΡΟΒΛΗΜΑΤΑ

**Γενικές οδηγίες.** Στά προβλήματα αυτού του βιβλίου που αναφέρονται σε αντιδράσεις που βρίσκονται μέσα στο κείμενο, οι όγκοι των αερίων λογαριάζονται μετροημένοι σε κανονικές συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας ( $0^{\circ} \text{C}$  και  $760 \text{ mm}$  στήλης υδραργύρου). Για τη λύση τους τα άτομικά βάρη των στοιχείων θα παίρνονται από τον πίνακα της σελ. 13 σε στρογγυλούς αριθμούς για να γίνονται πιο απλές οι αριθμητικές πράξεις. Έτσι για το υδρογόνο αντί του 1,008 θα παίρνεται το 1, για το νάτριο αντί 22,997 το 23 κτλ. Οι τύποι της φυσικής και οι έννοιες της χημείας, που είναι χρήσιμες για τη λύση αυτών των προβλημάτων κι ο τρόπος της λύσης δίνονται στο τέλος του βιβλίου.

1) Μέ θερμοανση και παρουσία πυρολουσίτη αποσυνθέτουμε 24,5 γραμμ. χλωρικό κάλιο. Νά βρεθεί τό βάρος κι ό όγκος του δξυγόνου που θά πάροουμε σε Κ.Σ. και τό βάρος τής στερεής ούσίας που σχηματίστηκε.

2) Πόσο βάρος καθαρού δξύλιθου πρέπει νά πάροουμε, για νά μᾶς δώσει μέ νερό, 28 λίτρα δξυγόνου σε Κ.Σ. και πόσο είναι τό βάρος του υπόλοιπου τής αντίδρασης.

3) Καίμε θείο μέσα σε 2 λίτρα δξυγόνο σε Κ.Σ. ὡσπου νά εξαντληθεί ὄλο τό δξυγόνο. Νά βρεθεί τό βάρος του θείου που κάηκε και τό βάρος του διοξειδίου του θείου που σχηματίστηκε μέ τήν καύση.

## ΥΔΡΟΓΟΝΟ

Σύμβολο H

Άτομικό βάρος 1,008

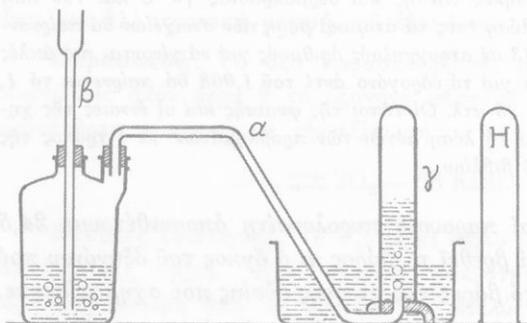
Σθένος I

**Πρόελευση.** Έλεύθερο τό υδρογόνο βρίσκεται μόνο στά πολύ ψηλά στρώματα τής ατμόσφαιρας και στά αέρια που βγαίνουν από ήφαιστεια και πετρελαιοπηγές. Ένωμένο υπάρχει στό νερό που αποτελεί τό 1/9 του βάρους του, σ' ὄλες τίς ὀργανικές ενώσεις και σε πολλές ανόργανες (ὀξέα, βάσεις).

**Παρασκευή.** Στά ἔργαστήρια παρασκευάζεται μέ τήν επίδραση αραιού υδροχλωρικού ὀξέος HCl ἢ αραιού θεικού ὀξέος σε ψευδάργυρο Zn. Σχηματίζεται τότε χλωριούχος ἢ θειικός ψευδάργυρος και ἔλευθερώνεται υδρογόνο :



Γι' αυτό μέσα σε δίκλιμη φιάλη (Βούλφειο) (σχ. 12) πού έχει κι έναν άπαγωγό σωλήνα α βάζουμε κομματάκια ψευδάργυρο και λίγο νερό· ύστερα χύνουμε πάνω σ' αυτά τό άραιό υδροχλωρικό ή θειικό όξύ μέ ένα γυάλινο σωλήνα πού στό πάνω μέρος σχηματίζει χωνί β. Άμέ-



Σχ. 12. Παρασκευή υδρογόνου μ' επίδραση όξέος σέ ψευδάργυρο.

σως άρχίζει άναβρασμός και έλευθερώνεται υδρογόνο πού τό μαζεύουμε σέ κυλινδρικούς γυάλινους σωλήνες γ γεμάτους νερό κι άναποδογυρισμένους μέσα σέ μία λεκάνη μέ νερό.

Μπορούμε άκόμα νά παρασκευάσουμε υδρογόνο άπό τό νερό μέ τήν επίδραση

διάφορων μετάλλων πού άλλα δρούν στή συνηθισμένη θερμοκρασία όπως τό νάτριο Na κι άλλα σέ ψηλή θερμοκρασία, όπως ό σίδηρος Fe :



Στή βιομηχανία τό υδρογόνο παρασκευάζεται :

α) Μέ τήν ήλεκτρόλυση του νερού (όπως περιγράφουμε πιό κάτω στή σελ. 58) σύμφωνα μέ τήν αντίδραση :



β) Μέ τό πέρασμα υδρατμών μέσα άπό διάπυρους άνθρακες σύμφωνα μέ τήν αντίδραση :  $\text{C} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO} + \text{H}_2$ .

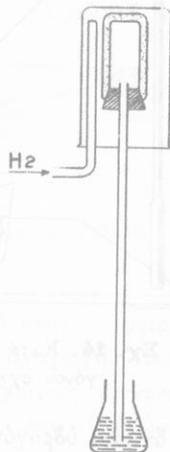
Παίρνουμε τότε μίγμα άπό δυό καύσιμα άέρια, τό μονοξειδίο του άνθρακα και τό υδρογόνο, πού λέγεται υδραέριο και χρησιμοποιείται ή για καύσιμο άέριο ή για τήν παραγωγή υδρογόνου σέ μεγάλη ποσότητα, ύστερα άπό τήν άπομάκρυνση του μονοξειδίου του άνθρακα.

**Φυσικές ιδιότητες.** Τό υδρογόνο είναι άχρωμο, άοσμο και άγευστο άέριο, πολύ λίγο διαλυτό στό νερό. Είναι τό έλαφρότερο άπό όλα άέρια, 14,4 φορές έλαφρότερο άπό τόν άέρα κι ή σχετική του πυκνότητα είναι  $1:14,4 = 0,0695$ .

Ένα λίτρο υδρογόνου ζυγίζει 0,0898 γραμμ. σε κανονικές συνθήκες κι ένα λίτρο αέρας ζυγίζει 1,293 γραμμ.

Υστερα από τό αέριο στοιχείο ήλιο είναι τό αέριο, πού υδροποιείται πιό δύσκολα απ' όλα και δίνει διαυγές άχρωμο υγρό μέ σημείο βρασμού — 252,78° C. Είναι καλός άγωγός τής θερμότητας και του ήλεκτρισμού.

**Διαπίδωση.** Χαρακτηριστική φυσική ιδιότητα του υδρογόνου, είναι ή μεγάλη ικανότητα πού έχει, νά περνά ανάμεσα από τούς πόρους τών στερεών σωμάτων. Η ιδιότητα αυτή λέγεται **διαπίδωση**. Τό παρακάτω πείραμα δείχνει αυτή τήν ιδιότητα του υδρογόνου. Κλείνουμε μ' ένα πώμα, έτσι πού νά μήν μπορεί νά μπει αέρας, ένα πορσελάνινο πορῶδες δοχείο. Από τό πώμα, περνά ένας μακρής γυάλινος σωλήνας, πού ή άλλη άκρη του βυθίζεται μέσα στό νερό. Τό πορσελάνινο δοχείο τό βάζουμε μέσα σ' ένα γυάλινο ποτήρι μεγαλύτερο και αναποδογυρισμένο και διοχετεύουμε σ' αυτό υδρογόνο. Από τούς πόρους του πορσελάνινου δοχείου τό υδρογόνο περνά μέσα σ' αυτό πιό γρήγορα από τόν αέρα, πού βγαίνει από τό δοχείο και μάλιστα μέ τόση όρμή πού συμπιέζει τόν αέρα και τόν αναγκάζει νά βγει από τό κάτω άκρο του σωλήνα μέσα στό νερό και νά σχηματίσει φυσαλίδες. Υστερα βγάζουμε τό γυάλινο ποτήρι και τότε αντίστροφα, τό υδρογόνο βγαίνει από τό δοχείο πριν νά μπορέσει νά μπει ίσος όγκος από αέρα μέ αποτέλεσμα μέσα στό δοχείο νά σχηματιστεί κενό κι ή άτμοσφαιρική πίεση νά άνεβάσει μέσα στό βυθισμένο σωλήνα τό νερό (σχ. 13).



Σχ. 13. Απόδειξη τής διαπερικτικότητας του υδρογόνου.

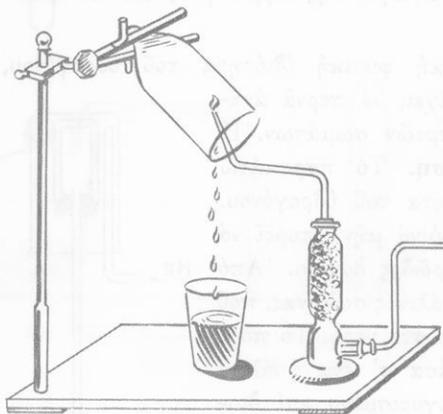
**Χημικές ιδιότητες.** Τό υδρογόνο καίγεται στον αέρα μέ γαλάζια φλόγα πού δέν είναι λαμπερή, είναι όμως πολύ θερμή και ένώνεται μέ τό οξυγόνο σχηματίζοντας ύδρατμό:



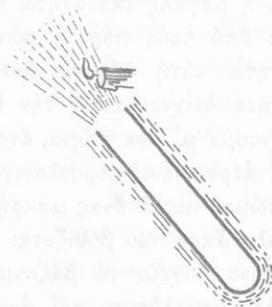
Έτσι άν ανάψουμε ξηρό υδρογόνο και πάνω από τή φλόγα κρατήσουμε ψυχρό γυάλινο δοχείο τότε στά έσωτερικά τοιχώματα του δο-

χείου, φαίνονται σταγονίδια νερού, που σιγά σιγά γίνονται μεγαλύτερα και αρχίζουν νά τρέχουν προς τά κάτω (σχ. 14). Στην ιδιότητα αυτή χρωστώ και τό όνομά του (ύδωρ γεννᾶν = παράγω νερό).

Σέ κατάλληλες συνθήκες ένώνεται μέ τό καθαρό όξυγόνο και παράγεται μεγάλη ποσότητα θερμότητας. Έτσι μίγμα από



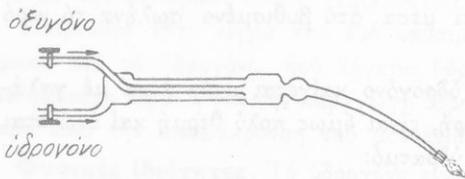
Σχ. 14. Κατά τήν καύση τοῦ ύδρογόνου σχηματίζεται νερό.



Σχ. 15. Κροτοῦν άέριο.

2 όγκους ύδρογόνου και 1 όγκο όξυγόνο μέσα σ' ένα μικρό γυάλινο κύλινδρο μέ παχιά τοιχώματα όταν άναφλεγεί προκαλεί έκρηξη γιατί ή μεγάλη θερμότητα διαστέλει άπότομα τά παραγόμενα άέρια. Αυτό τό μίγμα λέγεται **κροτοῦν άέριο**.

Όταν σέ κατάλληλη συσκευή καιέ τό μίγμα τοῦ ύδρογόνου και τοῦ όξυγόνου μέ άναλογία όγκων 2:1 παράγεται μία πάρα πολύ θερμή φλόγα που έχει θερμοκρασία  $2000^{\circ}\text{C}$  και λέγεται **όξυδρική φλόγα**.



Σχ. 16. Συσκευή Daniell.

Η συσκευή που χρησιμοποιεῖται γι' αυτό, λέγεται συσκευή Daniell (σχ. 16) κι αποτελείται από δύο συγκεντρικούς σωλήνες. Ό έξωτερικός που φέρνει τό ύδρογόνο έχει διπλάσια παροχή από τόν έσωτερικό που φέρνει τό όξυγόνο. Έπειδή τά άέρια έρχονται μέ πίεση

καί δέν ἀνακατεύονται παρά μόνο στό στόμιο τῆς συσκευῆς δέν ὑπάρχει κίνδυνος γιά ἔκρηξη.

Σέ κατάλληλες συνθήκες τό ὕδρογόνο ἐνώνεται μέ πολλά στοιχεῖα, ὅπως τό φθόριο, τό χλώριο, τό θεῖο, τό ἄζωτο, τόν ἄνθρακα, τά ἑλαφρά μέταλλα κτλ.

**Ἀναγωγή.** Τό ὕδρογόνο ἔχει τάση νά ἐνωθεῖ μέ τό ὀξυγόνο, ὄχι μονάχα ὅταν αὐτό εἶναι ἐλεύθερο ἀλλά κι ὅταν βρίσκεται ἐνωμένο μ' ἄλλα στοιχεῖα. Ἐτσι ὅταν περάσει πάνω ἀπό ὀξειδίο τοῦ χαλκοῦ  $\text{CuO}$  πού θερμαίνεται μέσα σέ δύστηκτο σωλήνα (σχ. 17) ἀποσπᾶ τό ὀξυγόνο καί σχηματίζει νερό καί ὁ χαλκός τελικά μένει σέ μεταλλική κατάσταση:



Σχ. 17. Ἀναγωγή τοῦ ὀξειδίου τοῦ χαλκοῦ μέ ὕδρογόνο.

Τό φαινόμενο αὐτό, πού μέ τήν ἐπίδραση τοῦ ὕδρογόνου ἀφαιρεῖται τό ὀξυγόνο ἀπό τίς ὀξυγονοῦχες ἐνώσεις λέγεται **ἀναγωγή**. Ἐκτός ἀπό τό ὕδρογόνο κι ἄλλα πολλά σώματα, πού ἔχουν χημική συγγένεια μέ τό ὀξυγόνο δροῦν ἀνάλογα καί ἀποσποῦν τό ὀξυγόνο ἀπό τίς ἐνώσεις του. Αὐτά τά σώματα λέγονται **ἀναγωγικά**.

**Ὑδρογόνο ἐν τῷ γεννᾶσθαι.** Τή στιγμή πού παράγεται τό ὕδρογόνο, ἀπό μιᾶ ἐξώθερμη ἀντίδραση, ὅταν ἐπιδρᾷ π.χ. θεϊκό ὀξύ σέ ψευδάργυρο, εἶναι πολύ δραστικό καί λέγεται **ὕδρογόνο ἐν τῷ γεννᾶσθαι**.

**Ἀνίχνευση.** Τό ὕδρογόνο ἀναγνωρίζεται ἀπό τήν πολύ θερμῆ καί χωρίς λάμψη φλόγα πού δίνει ὅταν καίγεται καί σχηματίζει νερό. Ὅταν εἶναι ἀνακατεμένο μέ μικρῆ ποσότητα ὀξυγόνο ἢ ἀέρα σ' ἓνα δοκιμαστικό σωλήνα, τήν ὥρα πού τό ἀναφλέγομε παράγει ἓνα μικρό χαρακτηριστικό κρότο.

**Χρήσεις.** Οἱ χρήσεις τοῦ ὕδρογόνου εἶναι πολλές καί διάφορες. Μέ ὕδρογόνο γεμίζουν τά ἀερόστατα γιατί εἶναι πολύ ἑλαφρό. Πολλές φορές ὅμως ἀντί γιά ὕδρογόνο βάζουν ἥλιο πού μολονότι εἶναι πιό βαρῦ ἔχει τό πλεονέκτημα πῶς δέν ἀναφλέγεται. Στήν ὀξυδρική φλόγα, γιά τήν κοπή καί τή συγκόλληση τῶν μετάλλων καί τήν τήξη δύστηκτων οὐσιῶν. Γιά τήν ἀναγωγή μερικῶν ὀξειδίων τῶν μετάλλων. Γιά τή

συνθετική παρασκευή τῆς ἀμμωνίας, τοῦ ὑδροχλωρίου, τῆς μεθυλικῆς ἀλκοόλης κι ἄλλων οὐσιῶν. Γιά τήν καταλυτική ὑδρογόνωση τῶν λαδιῶν, πού ἀπό ὑγρά, γίνονται ἔτσι στερεά λίπη. Γιά τήν παραγωγή τεχνητοῦ πετρελαίου κτλ.

### Νερό (ΥΔΩΡ) H<sub>2</sub>O

**Προέλευση.** Τό νερό εἶναι πάρα πολύ διαδομένο στή γῆ καί βρίσκεται καί στίς τρεῖς φυσικές καταστάσεις. Σάν στερεό ἀποτελεῖ τούς παγετῶνες τῶν πολικῶν χωρῶν καί τῶν ψηλῶν βουνῶν, σάν ὑγρό βρίσκεται στίς θάλασσες, τίς λίμνες, τούς ποταμούς, τίς πηγές καί σάν ἀέριο βρίσκεται στόν ἀέρα μέ μορφή τῶν ὑδρατμῶν. Νερό ἀκόμα σέ μεγάλη ἀναλογία βρίσκεται στό σῶμα τῶν ζῶων καί τῶν φυτῶν.

**Φυσικά νερά.** Τά φυσικά νερά τῶν θαλασσῶν, τῶν λιμνῶν, τῶν ποταμῶν, τῶν πηγῶν κτλ. εἶναι μίγματα ἀπό χημικά καθαρό νερό καί διάφορες ἄλλες οὐσίες ἀέριες ἤ στερεές πού τίς πήραν ἀπό τήν ἀτμόσφαιρα ἤ ἀπό τά πετρώματα πού πέρασαν. Ἀπ' αὐτές τίς στερεές οὐσίες ἄλλες αἰωροῦνται κι ἄλλες βρίσκονται διαλυμένες μέσα σ' αὐτά.

**Αἰωρούμενες οὐσίες - Διήθηση.** Γιά νά ἀφαιρέσουμε τίς αἰωρούμενες ἀδιάλυτες οὐσίες ἀπό τό φυσικό νερό κάνουμε **διήθηση**. Περνοῦμε δηλαδή τό φυσικό νερό ἀπό πορώδεις οὐσίες, πού κατακρατοῦν τίς αἰωρούμενες κι ἔτσι τό νερό πού περνᾷ βγαίνει καθαρό. "Αν πρόκειται γιά μικρές ποσότητες νεροῦ, ἡ διήθηση γίνεται μέ τή βοήθεια ἑνός **φίλτρου** (ἡθμοῦ) ἀπό χαρτί πού ἔχει πόρους καί τοποθετεῖται μέσα σ' ἕνα γυάλινο χωνί." Αν ὅμως πρόκειται γιά μεγάλες ποσότητες χρησιμοποιοῦνται εἰδικές συσκευές πού λέγονται **διωλυστήρια** καί ἔχουν τό ἕνα ὕστερα ἀπό τό ἄλλο, στρώματα ἀπό χοντρή ἄμμο, ψιλή ἄμμο, σκόνη ἀπό ξυλάνθρακες κτλ.

**Διαλυμένες οὐσίες.** Ἀπό τίς διαλυμένες οὐσίες στά φυσικά νερά, οἱ ἀέριες εἶναι ὀξυγόνο, ἄζωτο καί διοξειδίου τοῦ ἀνθρακα κι οἱ στερεές, ἀνθρακικό ἀσβέστιο, θεικό ἀσβέστιο, χλωριούχο νάτριο, χλωριούχο μαγνήσιο κτλ.

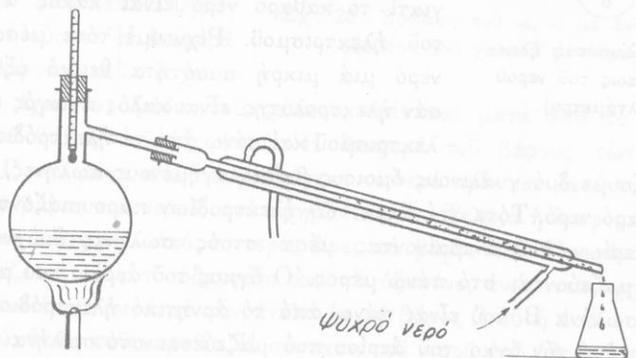
"Όταν ἡ ποσότητα τῶν διαλυμένων στερεῶν οὐσιῶν εἶναι μεγάλη τό νερό λέγεται **σκλήρῳ**." Όταν εἶναι μικρή λέγεται **μαλακό**. Τά σκλήρῳ νερά δέν εἶναι κατάλληλα γιά πόσιμο καί γιά βράσιμο τῶν ὀσπρίων οὔτε καί γιά τό πλύσιμο γιατί δύσκολα διαλύεται σ' αὐτά τό σαποῦνι.

**Ίαματικά νερά.** Μερικά φυσικά νερά από πηγές που βγαίνουν από μεγάλο βάθος τής γής είναι ζεστά και περιέχουν μεγάλες ποσότητες από μεταλλικά άλατα. Τά νερά αυτά λέγονται **μεταλλικά νερά ή ιαματικά**, γιατί συχνά έχουν θεραπευτικές ιδιότητες. Τέτοια νερά στήν Ελλάδα είναι τά νερά στό Λουτράκι, στό Μέθανα, στήν Αϊδηψό, στήν Ύπάτη, στό Λαγκαδά, στήν Ίκαρία και άλλοῦ.

**Πιόσιμα νερά.** Για να πίνεται τό φυσικό νερό, πρέπει να έχει τίς παρακάτω ιδιότητες: α) Να είναι διαυγές, δροσερό, άοσμο, και να έχει εύχάριστη γεύση, β) να έχει μέσα αρκετή ποσότητα άερα (20 - 25 κ.έ. στό λίτρο) και μικρή ποσότητα διαλυμένες στερεές ούσιες (0,1 - 0,5 γραμμ. στό λίτρο), γ) να μήν έχει μέσα σάπιες όργανικές ούσιες ούτε παθογόνα μικρόβια.

Για να απαλλάξουμε τό νερό από μικρόβια κάνουμε **άποστείρωση**. Τήν άποστείρωση πετυχαίνουμε ή με βράσιμο του νερού, αρκετή ώρα, ή ρίχνοντας μέσα μικροβιοκτόνες ούσιες σε μικρές ποσότητες (χλώριο κτλ.).

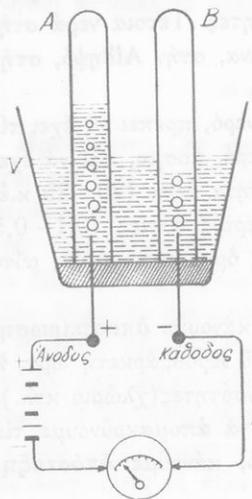
**Χημικά καθαρό νερό - Άπόσταξη.** Για να άπομακρύνουμε τίς διαλυμένες στερεές ούσιες από τό φυσικό νερό, κάνουμε **άπόσταξη**.



Σχ. 18. Συσκευή άποστάξεως νερού.

Τό θερμαίνουμε σε μία κατάλληλη φιάλη, ώσπου να βράσει κι όδηγοῦμε τούς άτμούς μέσα σ' ένα ψυκτήρα, δηλαδή σ' ένα μακρύ σωλήνα που φύχεται έξωτερικά με τρεχούμενο ψυχρό νερό. Οι ύδρατμοί έτσι συμπυκνώνονται και γίνονται ύγρό νερό που τρέχει και μαζεύεται σ' ένα δοχείο. (σχ. 18). Τό νερό που παίρνουμε μ' αυτό τόν τρόπο λέγεται **άποσταγμένο νερό** κι είναι χημικά καθαρό.

**Σύσταση τοῦ νεροῦ.** Τό νερό εἶναι χημική ἔνωση τῶν ἀερίων στοιχείων ὑδρογόνου καί ὀξυγόνου καί ἡ ἀναλογία τῶν ὀγκῶν ἢ τοῦ βάρους τους ὑπολογίζεται μέ τόν παρακάτω τρόπο :



**Σχ. 19.** Συσκευή ἠλεκτρολύσεως τοῦ νεροῦ (Βολτάμετρο).

α) **Σύσταση τοῦ νεροῦ σέ ὄγκο.**

**Ἡλεκτρόλυση.** Μέ τήν ἠλεκτρόλυση βρίσκουμε τή σύσταση τοῦ νεροῦ σέ ὄγκο. Ἡ συσκευή πού γίνεται ἡ ἠλεκτρόλυση λέγεται **βολτάμετρο** (σχ. 19). Τό βολτάμετρο εἶναι ἓνα γυάλινο δοχεῖο πού στή βάση του περνᾶνε δύο σύρματα ἀπό λευκόχρυσο, **τά ἠλεκτρόδια**, πού συνδέονται μέ τούς πόλους μιᾶς πηγῆς μέ συνεχή ἠλεκτρική τάση. Τό ἠλεκτρόδιο πού συνδέεται μέ τό θετικό πόλο λέγεται **ἄνοδος** καί αὐτό πού συνδέεται μέ τόν ἀρνητικό **κάθοδος**. Γεμίζουμε τό βολτάμετρο μέ καθαρό (ἀποσταγμένο) νερό καί βλέπουμε πώς δέν περνᾶ ἠλεκτρικό ρεῦμα, γιατί τό καθαρό νερό εἶναι κακός ἀγωγός τοῦ ἠλεκτρισμοῦ. Ρίχνουμε τότε μέσα στό νερό μιᾶ μικρή ποσότητα θεϊκοῦ ὀξέος πού σάν ἠλεκτρολύτης εἶναι καλός ἀγωγός τοῦ ἠλεκτρισμοῦ καί πάνω ἀπό τά ἠλεκτρόδια, ἀνα-

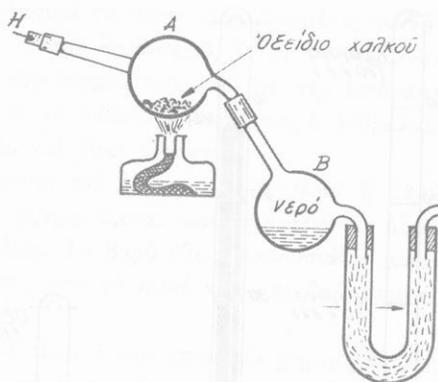
ποδογυρίζουμε δύο γυάλινους ὅμοιους βαθμολογημένους σωλῆνες, γεμάτους καθαρό νερό. Τότε στά ἄκρα τῶν ἠλεκτροδίων παρουσιάζονται φυσαλίδες ἀερίων πού ἀνεβαίνουντας μέσα στους σωλῆνες διώχνουν τό νερό καί μαζεύονται στό πάνω μέρος. Ὁ ὄγκος τοῦ ἀερίου πού μαζεύεται στό σωλήνα Β πού εἶναι πάνω ἀπό τό ἀρνητικό ἠλεκτρόδιο, εἶναι διπλάσιος ἀπό τόν ὄγκο τοῦ ἀερίου πού μαζεύεται στό σωλήνα Α πού εἶναι πάνω ἀπό τό θετικό ἠλεκτρόδιο. Ὅταν ὕστερα ἐξετάσουμε τό εἶδος τῶν ἀερίων πού μαζεύτηκαν στους σωλῆνες Α καί Β βλέπουμε πώς τό ἀέριο τοῦ σωλήνα Β καίγεται μέ γαλάζια φλόγα χωρίς λάμψη, εἶναι δηλαδή ὑδρογόνο καί τό ἀέριο τοῦ σωλήνα Α δέν εἶναι καύσιμο, ἀλλά ζωηρεύει τή φλόγα σ' ἓνα μισοσβυσμένο ξυλάκι, εἶναι δηλαδή ὀξυγόνο.

Ἀπ' αὐτό τό πείραμα βγαίνει τό συμπέρασμα πώς τό νερό εἶναι σῶμα σύνθετο ἀπό τά ἀέρια στοιχεῖα ὑδρογόνο καί ὀξυγόνο καί

ὅτι ὁ ὄγκος τοῦ ὑδρογόνου εἶναι διπλάσιος ἀπὸ τὸν ὄγκο τοῦ ὀξυγόνου.

**Σύσταση τοῦ νεροῦ σέ βάρος.** Γιά νά προσδιοριστεῖ ἡ σύσταση σέ βάρος τοῦ νεροῦ, περνοῦμε ξηρό ὑδρογόνο, πάνω ἀπὸ γνωστό βάρος, ὀξειδίου τοῦ χαλκοῦ  $\text{CuO}$ , πού θερμαίνεται μέσα σέ δύστηκτο σωλήνα  $A$  (σχ. 20). Τό ὀξείδιο τοῦ χαλκοῦ ἀνάγεται σέ μεταλλικό χαλκό καί σχηματίζεται καί ὑδρατμός σύμφωνα μέ τήν ἀντίδραση:

$\text{CuO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$ .  
 Ἐνα μέρος ἀπ' αὐτόν τόν ὑδρατμό συμπυκνώνεται στό δοχεῖο  $B$  καί ὁ ὑπόλοιπος συγκρατεῖται μέσα στό σωλήνα  $\Gamma$  ἀπό κάποια ὑγροσκοπική οὐσία. Ἡ διαφορά τοῦ βάρους τοῦ δοχείου



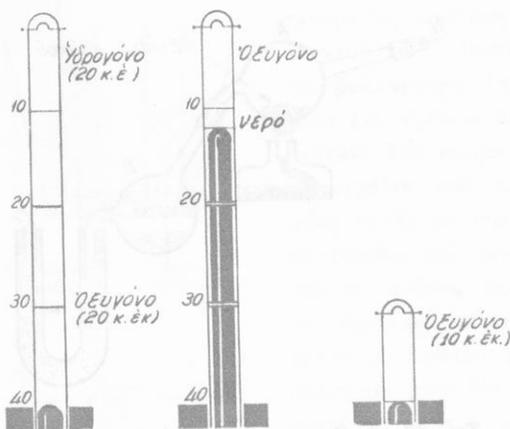
Σχ. 20. Σύνθεση τοῦ νεροῦ μέ ἀναγωγή τοῦ ὀξειδίου τοῦ χαλκοῦ μέ ὑδρογόνο.

$A$  πού ἔχει τό ὀξείδιο τοῦ χαλκοῦ, πρὶν καί μετὰ ἀπὸ τό πείραμα, δίνει τό βάρος τοῦ ὀξυγόνου. Ἡ διαφορά τοῦ βάρους τῶν δοχείων  $B$  καί  $\Gamma$  πού μέσα σ' αὐτά μαζεύτηκε τό νερό πρὶν καί μετὰ τό πείραμα δίνει τό βάρος τοῦ νεροῦ, πού σχηματίστηκε. Τελικά ἡ διαφορά τοῦ βάρους τοῦ ὀξυγόνου ἀπὸ τό νερό, δίνει τό βάρος τοῦ ὑδρογόνου. Ἔτσι ὑπολογίζεται πὼς τό ὑδρογόνο καί τό ὀξυγόνο, ἐνάωνται χημικά γιά νά σχηματίσουν νερό μέ τήν ἀναλογία σέ βάρος 2:16 ἢ 1:8.

**Σύνθεση τοῦ νεροῦ.** Ἡ σύσταση τοῦ νεροῦ ἀπὸ ὑδρογόνο καί ὀξυγόνο, ἀποδεικνύεται καί μέ τή σύνθεσή του ἀπ' αὐτά τά δύο συστατικά στοιχεῖα, πού γίνεται σέ μιά συσκευή πού λέγεται **εὐδιδόμετρο** (σχ. 21).

Τό εὐδιδόμετρο εἶναι ἕνας μακρὺς γυάλινος σωλήνας μέ τοιχώματα μεγάλης ἀντοχῆς, κλειστός στή μιά ἄκρη καί ὑποδιαμερισμένος σέ κυβικά ἑκατοστά. Στό κλειστό ἄκρο του σέ δύο σημεία πού τό ἔνα εἶναι ἀπέναντι στό ἄλλο, εἶναι περασμένα δύο μικρά σύρματα ἀπὸ λευκόχρσο πού τά ἄκρα τους μέσα στό σωλήνα βρίσκονται σέ πολύ

μικρή απόσταση. Γεμίζουμε τό εϋδιόμετρο με υδράργυρο, τό ἀναποδο-  
 γυρίζουμε μέσα σέ μιά λεκάνη με υδράργυρο καί βάζουμε μέσα διαδο-  
 χικά 20 κ.έ. υδρογόνο καί 20 κ.έ. όξυγόνο. Τά δυό αέρια διώχουν τόν  
 υδράργυρο καί μαζεϋονται στό πάνω μέρος τοϋ εϋδιόμετρο.



Σχ. 21. Σύνθεση τοϋ νεροϋ με τό εϋδιόμετρο.

τερικά τοιχώματα τοϋ σωλήνα. Όταν κρυώσει ό σωλήνας, διαπιστώνεται  
 πώς στό άνώτερο μέρος του εϋμεινε ένα αέριο πού ό όγκος του μετρημέ-  
 νος στήν ατμοσφαιρική πίεση είναι 10 κ.έ. Τό αέριο αυτό εξακριβώ-  
 νεται πώς είναι όξυγόνο, γιατί απορροφάται έντελώς από τό φώσφορο.  
 Έτσι βλέπουμε πώς τό υδρογόνο καί τό όξυγόνο ενώθηκαν χημικά  
 καί σχημάτισαν νερό με αναλογία σέ όγκο 20 κ.έ.:10 κ.έ. δηλαδή 2:1.

**Φυσικές ιδιότητες τοϋ νεροϋ.** Τό χημικά καθαρό νερό, στή  
 συνηθισμένη θερμοκρασία, είναι υγρό διαφανές, άχρωμο σέ μικρό πά-  
 χος, άοσμο κι άγευστο. Στή θερμοκρασία 4° C έχει τήν πιό μεγάλη  
 πυκνότητα πού τήν παίρνουμε σάν μονάδα γιά τή μέτρηση τής πυκνό-  
 τητας τών στερεών καί τών υγρών σωμάτων. Η πυκνότητα δηλαδή τοϋ  
 νεροϋ στους 4° C είναι 1. Στήν κανονική ατμοσφαιρική πίεση βράζει  
 στους 100° C καί γίνεται υδρατμός, καί πήζει στους 0° C καί γίνεται  
 πάγος.

Οί υδρατμοί στίς κανονικές συνθήκες πίεσης καί θερμοκρασίας,  
 έχουν σχ. πυκνότητα 0,622. Ό πάγος πού κρυσταλλώνεται σέ εξαγω-

συνδέουμε τά σύρματα  
 τοϋ λευκόχρυσου με τούς  
 δυό πόλους μιās ήλεκ-  
 τροστατικής μηχανής ή  
 μ' ένα πηνίο Ruhm-  
 korff. Τότε δημιουργεί-  
 ται ανάμεσα στά δυό ά-  
 κρα τοϋ λευκόχρυσου.  
 μέσα στό σωλήνα τοϋ  
 εϋδιόμετρο, ήλεκτρικός  
 σπινθήρας, γίνεται μιά  
 μικρή έκρηξη, ό υδράρ-  
 γυρος άνεβαίνει μέσα  
 στό σωλήνα καί παρα-  
 τηρούνται καί μερικές  
 σταγόνες νερό στά έσω-

νικά πρίσματα έχει πυκνότητα  $0,917 \text{ gr/cm}^3$ , είναι δηλαδή ελαφρότερος από τό νερό και γι' αυτό επιπλέει σ' αυτό. Τό νερό έχει μεγάλη διαλυτική ικανότητα και διαλύει τά πιό πολλά σώματα. Τό φυσικό νερό είναι καλός άγωγός του ήλεκτρισμού.

**Χημικές ιδιότητες.** Τό νερό είναι πολύ σταθερή ένωση. Μπορεί όμως νά διαχωριστεί στά συστατικά της κάτω από ορισμένες συνθήκες: α) μέ τήν ηλεκτρόλυση όπως είδαμε παραπάνω, β) μέ τή θέρμανση των ύδρατμών σέ πάρα πολύ ψηλή θερμοκρασία, γ) μέ τήν επίδραση μερικών σωμάτων όπως τό νάτριο, τό κάλιο, τό ασβέστιο, ό άνθρακας, ό σίδηρος κτλ., τό νερό διασπάζεται και δίνει ύδρογόνο.

**Βαρύ ύδωρ.** Όταν τό ισότοπο του ύδρογόνου, δευτέριο ή βαρύ ύδρογόνο, ένωθεί μέ τό όξυγόνο, σχηματίζεται νερό που λέγεται όξειδιο του δευτερίου  $\text{P}_2\text{O}$  ή βαρύ ύδωρ. Τό βαρύ ύδωρ παρουσιάζει μερικές διαφορές στις φυσικές ιδιότητες από τό κοινό νερό κι από χημική άποψη είναι πιό δραστικό.

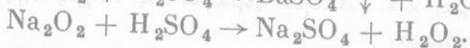
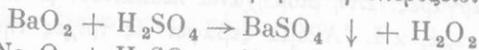
**Χρήσεις του νερού.** Τό νερό είναι ή πιό σπουδαία χημική ένωση άπ' όλες. Είναι απαραίτητο για τή ζωή των φυτών και των ζώων. Χωρίς νερό είναι άδύνατη ή ύπαρξη ζωής και λίγες χημικές αντιδράσεις μπορεί νά γίνουν χωρίς αυτό. Στη βιομηχανία χρησιμοποιείται για διαλυτικό μέσο, για κατασκευή πάγου, τροφοδότηση άτμομηχανών και πολλούς άλλους σκοπούς.

## ΥΠΕΡΟΞΕΙΔΙΟ ΤΟΥ ΥΔΡΟΓΟΝΟΥ $\text{H}_2\text{O}_2$

Έκτός από τό νερό τά στοιχειά ύδρογόνο και όξυγόνο σχηματίζουν και δεύτερη χημική ένωση τό υπεροξειδίο του ύδρογόνου, ή όξυγονούχο νερό μέ χημικό τύπο  $\text{H}_2\text{O}_2$ .

**Πρόελευση.** Τό υπεροξειδίο του ύδρογόνου βρίσκεται σέ μικρές ποσότητες και στή μορφή των άτμών, στά χαμηλά στρώματα τής άτμόσφαιρας.

**Παρασκευή.** Παρασκευάζεται μέ τήν επίδραση ψυχρού άραιού θειικού όξέος σέ υπεροξειδίο του βαρίου ή υπεροξειδίο του νατρίου:



Τό υπεροξειδίο του ύδρογόνου που παρασκευάζεται μ' αυτόν τόν

τρόπο είναι πολύ άραιό και με διαδοχικές αποστάξεις στο κενό τό παίρνομε χημικά καθαρό.

**Φυσικές ιδιότητες.** Τό καθαρό υπεροξειδίο του υδρογόνου είναι ένα υγρό σάν σιρόπι, Είδ. Β. 1,465 gr<sup>\*</sup>/cm<sup>3</sup>, στους 0°C. Έπειδή παθαίνει εύκολα αποσύνθεση, στό εμπόριο κυκλοφορεί σέ υδατικά διαλύματα, πού είναι πιό σταθερά, μέ περιεκτικότητα συχνά 3% κατά βάρος και πιό σπάνια 30% και τότε τό διάλυμα αυτό τό λένε Perhydral.

**Χημικές ιδιότητες.** Είναι σώμα πολύ λίγο σταθερό, γι' αυτό, στή συννηθισμένη θερμοκρασία σιγά σιγά, και μέ θέρμανση πιό γρήγορα, διασπάζεται σέ νερό και όξυγόνο:  $H_2O_2 \rightarrow H_2O + [O]$ .

Όσο πιό πυκνό είναι, τόσο πιό γρήγορη είναι ή αποσύνθεσή του και διευκολύνεται ακόμα πιό πολύ, μέ διάφορους καταλύτες όπως ό λευκόχρυσος, ό πυρολουσίτης κ.ά. κι από σώματα μέ ανώμαλη επιφάνεια.

Έχει και όξειδωτικές και αναγωγικές ιδιότητες. Όξειδωτικές χάρη στό ένεργό όξυγόνο (άτομικό) πού έλευθερώνεται μέ τή διάσπασή του κι αναγωγικές εξαιτίας του υδρογόνου πού παράγεται μέ διάσπαση του μορίου του σύμφωνα μέ τήν εξίσωση:  $H_2O_2 \rightarrow H_2 + O_2$ .

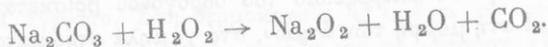
Έτσι όξειδώνει τό μαύρο θειούχο μόλυβδο PbS πού γίνεται λευκός θειικός μόλυβδος PbSO<sub>4</sub>:



και ανάγει τό όξειδίο του άργύρου Ag<sub>2</sub>O σέ μεταλλικό άργυρο και μοριακό όξυγόνο:



Συμπεριφέρεται ακόμα και σάν ασθενές όξύ γιατί προκαλεί τή διάσπαση των άνθρακικών αλάτων των άλκαλιων:



**Χρήσεις.** Έξαιτίας τής όξειδωτικής του ένεργειας χρησιμοποιείται στήν ιατρική, για άποστείρωση πληγών και άπολύμανση του στόματος μέ γαργάρες. Στή βιομηχανία λευκαίνουν μ' αυτό τό μετάξι, τό μαλλί, τά φτερά, κ.ά. Άκόμα ξεβάφει τίς τρίχες τής κεφαλής και τούς δίνει ξανθό χρώμα.

## ΠΡΟΒΛΗΜΑΤΑ

4) Πόσο βάρος καθαρό νερό πρέπει να διασπαστεί με ηλεκτρόλυση για να δώσει 5,60 λίτρα υδρογόνο μετρημένο στις κανονικές συνθήκες;

5) Κατεργαζόμαστε 15 γραμμ. ψευδάργυρο καθαρό με περίσσεια ποσότητα θεικού οξέος. Νά βρεθεί: α) ο όγκος του παραγόμενου αερίου, β) αν ο ψευδάργυρος έχει ξένες ουσίες που δεν προσβάλλονται από το θεικό οξύ και παραχθούν 4 λίτρα αερίου ποια θά είναι τότε η εκατοστιαία σύνθεση αυτού του ψευδαργύρου;

6) Πόσο βάρος καθαρό ψευδάργυρο πρέπει να κατεργαστούμε με αραιό υδροχλωρικό οξύ για να πάρουμε τόση ποσότητα αερίου, όση χρειάζεται για να ελευθερώσει 31,5 γραμμ. χαλκού περνώντας πάνω από θερμαινόμενο οξειδίο του χαλκού;

7) Πόσος όγκος υδρογόνου και πόσο βάρος περιέχεται σ' ένα λίτρο χημικά καθαρού νερού;

8) Βάζουμε μέσα σ' ένα ευδιδόμετρο μίγμα οξυγόνου και υδρογόνου που πιάνει όγκο 70 κ.έ. Προκαλούμε έκρηξη ηλεκτρικού σπινθήρα και μετά την ψύξη μένει όγκος 10 κ.έ. υδρογόνου. Νά βρεθεί η αρχική σύνθεση που είχε τό μίγμα.

## ΟΜΑΔΑ ΤΩΝ ΑΛΟΓΟΝΩΝ

Ἄλογονα ἢ ἀλατογόνα λέγονται τὰ στοιχεῖα, φθόριο, χλώριο, βρώμιο καὶ ἰώδιο γιατί ἔχουν μεγάλη χημική συγγένεια μὲ τὰ μέταλλα καὶ ἐνώνονται μ' αὐτὰ σχηματίζοντας ἅλατα. Ἀποτελοῦν τυπικό παράδειγμα μιᾶς οἰκογένειας στοιχείων, πού τὰ μέλη τῆς παρουσιάζουν μεγάλες ὁμοιότητες στίς φυσικές καὶ χημικές ιδιότητες πού μεταβάλλονται βαθμιαία ἀνάλογα μὲ τὸ ἀτομικὸ βάρος.

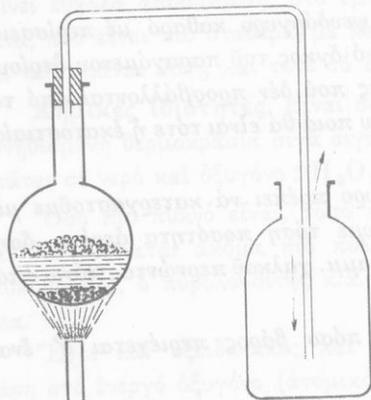
Εἶναι πάρα πολὺ ἐνεργὰ στοιχεῖα, ηλεκτραρνητικά, διάτομα, μονοθενή ὅταν ἐνώνονται μὲ τὸ υδρογόνο καὶ τὰ μέταλλα, καὶ μὲ διαφορετικὸ σθένος ὅταν ἐνώνονται μὲ τὸ ὀξυγόνο.

Σύμβολο Cl

Ατομικό βάρος 35,47

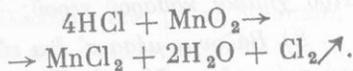
Σθένος I, III, V, VII

**Προέλευση.** Το χλώριο ποτέ δέν συναντιέται ελεύθερο στή φύση αλλά πάντα ένωμένο μέ τή μορφή χλωριούχων άλάτων, ιδίως ως χλωριούχο νάτριο NaCl πού βρίσκεται ή διαλυμένο στό θαλασσινό νερό (2 - 3,5%) ή ως όρυκτό άλάτι στά άλατορυχεΐα. Πάρα πολύ διαδομένο είναι καί τό χλωριούχο κάλιο KCl καί τό χλωριούχο μαγνήσιο MgCl<sub>2</sub>.

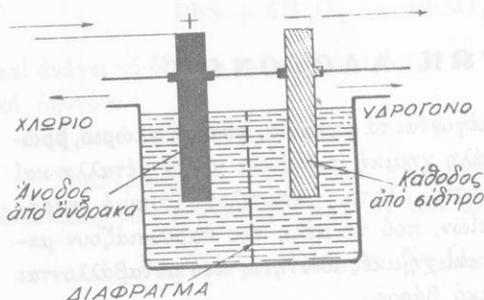


Σχ. 22. Παρασκευή του χλωρίου μέ όξειδωση του υδροχλωρίου από πυρολουσίτη.

**Παρασκευή.** Στά έργαστήρια παρασκευάζεται τό χλώριο μέ τήν όξειδωση του υδροχλωρίου HCl από πυρολουσίτη MnO<sub>2</sub>:

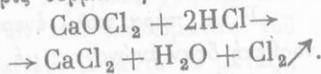


Γιά νά γίνει ή αντίδραση, θερμαίνεται τό μίγμα μέσα σέ φιάλη (σχ. 22) καί μαζεύεται τό άέριο χλώριο σέ άδειες φιάλες, έκτοπιζοντας τόν άέρα, γιατί είναι βαρύτερο. Δέν μπορεί νά μαζευτεί σέ φιάλες μέ νερό, γιατί διαλύεται εύκολα μέσα σ' αυτό.



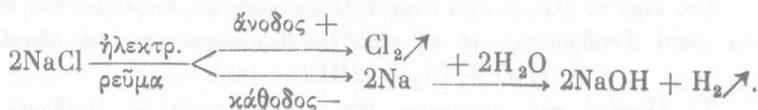
Σχ. 23. Βιομηχανική παρασκευή του χλωρίου μέ ήλεκτρολύση διαλύματος χλωριούχου νατρίου.

Μπορεί νά παρασκευαστεί εύκολα από τή χλωράσβεστο CaOCl<sub>2</sub> μέ επίδραση υδροχλωρικού όξέος χωρίς θέρμανση:



Στή βιομηχανία σήμερα παρασκευάζεται σχεδόν άποκλειστικά, μέ ήλεκτρολύση διαλύματος χλωριούχου νατρίου σέ νερό (σχ. 23). Στήν άνοδο, πού είναι από συμπα-

γή άνθρακα συγκεντρώνεται τό χλώριο, καί στήν κάθοδο, πού είναι από σίδηρο, ύδρογόνο, πού παράγεται από τήν αντίδραση του νατρίου πού έλευθερώνεται μέ τήν ήλεκτρολύση καί άμέσως αντιδρά μέ τό νερό σύμφωνα μέ τήν εξίσωση :



Έπειδή τό χλώριο πού έλευθερώνεται, μπορεί νά επιδράσει στό καυστικό νάτριο NaOH καί νά σχηματίσει χλωριούχες ενώσεις στίς ήλεκτρολυτικές συσκευές, χωρίζονται τά δυό ήλεκτρόδια μέ πορώδες διάφραγμα.

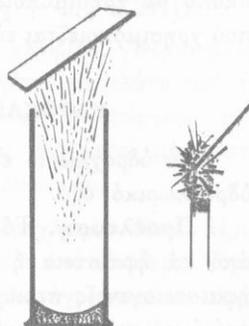
**Φυσικές ιδιότητες.** Τό χλώριο είναι κιτρινοπράσινο άέριο μέ πνιγηρή όσμή. Προσβάλλει τά άναπνευστικά όργανα καί προκαλεί βήχα, δυσφορία, σέ μεγαλύτερες δόσεις αιμόπτυση καί τελικά τό θάνατο. Είναι πολύ βαρύτερο από τόν άέρα κι έχει σχετική πυκνότητα 2,45. Έγροποιείται εύκολα, γιατί βράζει στους  $-34,6^\circ \text{C}$  καί γίνεται κιτρινοπράσινο υγρό. Διαλύεται εύκολα στό νερό· ένας όγκος νερό διαλύει 3 όγκους χλώριο περίπου καί τό διάλυμα, πού λέγεται χλωριούχο νερό, όταν είναι φρέσκο, μπορεί νά χρησιμοποιηθεί αντί για τό χλώριο.

**Χημικές ιδιότητες.** Έστερα από τό φθόριο είναι τό πιό ενεργό στοιχείο, προσβάλλει όλα τά μέταλλα καί ένώνεται μέ τά πιό πολλά άμέταλλα εκτός από τά εύγενή άέρια.

Μίγμα από χλώριο καί ύδρογόνο, στό σκοτάδι ένώνονται σιγά σιγά. Στο ήλιακό φώς, ή στό φώς πού δίνει τό μαγνήσιο όταν καίγεται, ένώνονται μέ έκρηξη (σχ. 24) καί σχηματίζουν άέριο ύδροχλώριο :  $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$ .

Η τάση για ένωση του χλωρίου με τό ύδρογόνο είναι τόση, πού τό χλώριο άποσπā τό ύδρογόνο από πολλές όργανικές ένώσεις, π.χ. από τό νέφτι (τερεβινθέλαιο)  $\text{C}_{10}\text{H}_{18}$ , κ.ά.

Μερικά στοιχειά όπως ό φωσφόρος, τό άρσενικό, τό άντιμόνιο



Σχ. 24. Ένωση χλωρίου καί ύδρογόνου στό φώς πού δίνει τό μαγνήσιο όταν καίγεται.

ένωνονται με τό χλώριο στή συνηθισμένη θερμοκρασία με όρμη και συνάμα έλευθερώνεται θερμότητα και παράγεται φώς. "Άλλα στοιχεΐα όπως τό θεΐο, τό νάτριο, ό χαλκός κ.ά. ένωνονται με τό χλώριο μόνο ύστερα από προθέρμανση.

Στό νερό τό χλώριο έχει δυνατή λευκαντική και απολυμαντική ένέργεια γιατί άντιδρώντας με τό νερό έλευθερώνεται άτομικό όξυγόνο :



Τό όξυγόνο πού παράγεται έτσι, καταστρέφει με όξειδωση τίς χρωστικές ουσίες σαν τό βάμμα του ήλιοτροπίου, τό μελάιι, τό λουλάκι (ίνδικό), τά χρώματα των λουλουδιών. "Ακόμα προσβάλλει και καταστρέφει τούς μικροοργανισμούς.

Παρόμοια αλλοίωση παθαίνει σιγά σιγά από τό φώς και τό χλωριούχο νερό και γι' αυτό φυλάγεται μέσα σε χρωματιστές φιάλες.

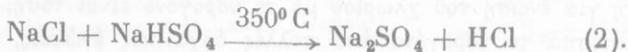
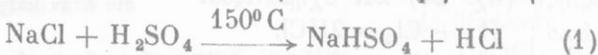
**Χρήσεις.** Τό χλώριο χρησιμοποιείται για τήν παρασκευή διάφορων χλωριούχων ένώσεων, για τήν αποστείρωση του νερού και προπάντων για λευκαντικό της χαρτόμαζας και των ύφαντικών ύλων από κυτταρίνη κυρίως του βαμβακιού και του λιναριού. Γι' αυτό τον τελευταίο σκοπό δέ χρησιμοποιείται τό έλεύθερο χλώριο αλλά ή χλωράσβεστος πού χρησιμοποιείται εύκολότερα κι είναι και πιο φτηνή.

### ΥΔΡΟΧΛΩΡΙΟ Ή ΥΔΡΟΧΛΩΡΙΚΟ ΟΞΥ HCl

Τό ύδροχλώριο είναι άέριο και τό διάλυμά του στο νερό λέγεται ύδροχλωρικό όξύ.

**Προέλευση.** Τό ύδροχλώριο βρίσκεται στα άέρια πού βγαίνουν από τά ήφαιστεια ή διαλυμένο μέσα στα νερά πού προέρχονται από ήφαιστειογενείς περιοχές. "Ακόμη βρίσκεται σε πολύ μικρή ποσότητα, στο ύγρό του στομαχιού των θηλαστικών.

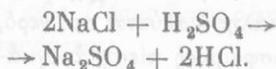
**Παρασκευή.** Στα έργαστήρια παρασκευάζεται με τή θέρμανση του χλωριούχου νατρίου με πυκνόθειικό όξύ (σχ. 25). Παράγεται τότε ύδροχλώριο και όξινοθειικό νάτριο  $\text{NaHSO}_4$  ή ούδέτερο :



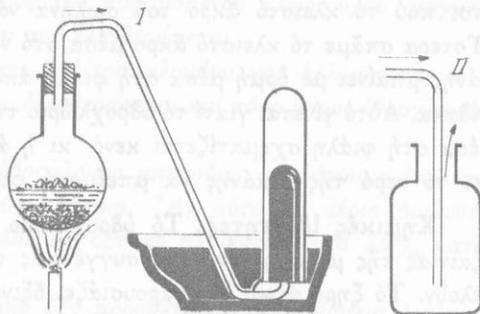
Τό άέριο ύδροχλώριο πού βγαίνει, μαζεύεται με έκτόπιση του ύδραργύρου ή του άέρα γιατί είναι βαρύτερο από αυτόν, δέν μπορεί

δμως νά μαζευτεί με έκτόπιση νερού γιατί διαλύεται εύκολα σ' αυτό.

Στή **βιομηχανία** παρασκευάζεται 1) με επίδραση πυκνού θειικού όξέος σέ χλωριούχο νάτριο, όπως παραπάνω. Έπειδή όμως ή θέρμανση γίνεται μέσα σέ καμίνια και είναι πιό έντονη παράγεται ούδέτερο θειικό νάτριο :



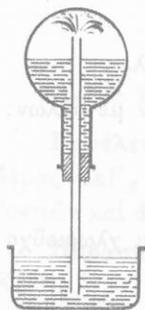
Τό άέριο ύδροχλώριο περνά από μιά σειρά σφαιρικές φιάλες πού έχουν νερό και συγκοινωνούν μεταξύ τους, διαλύεται και σχηματίζει τό ύδροχλωρικό όξύ του έμπορίου.



Σχ. 25. Παρασκευή ύδροχλωρίου στά εργαστήρια.

2) Με άπευθείας ένωση, του ύδρογόνου και του χλωρίου πού και τά δυό τά παίρνουν από ήλεκτρόλυση του διαλύματος χλωριούχου νατρίου σέ νερό :  $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$ .

Ή ένωση του ύδρογόνου και του χλωρίου, γίνεται μέσα σέ σωλήνες από χαλαζία με βοήθεια καταλύτη και τό παραγόμενο ύδροχλώριο, οδηγείται σέ πύργους πού από τήν όροφή τους πέφτει νερό, διαλύεται μέσα στό νερό και σχηματίζει τό ύδροχλωρικό όξύ.



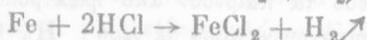
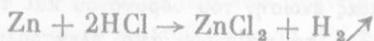
Σχ. 26. Σχηματισμός πιόδακα λόγω τής μεγάλης διαλυτότητας του ύδροχλωρίου μέσα στό νερό.

**Φυσικές ιδιότητες.** Τό ύδροχλώριο είναι άέριο άχρωμο, με δηκτική όσμή, βαρύτερο από τόν άέρα. Έχει σχετική πυκνότητα 1,26 και εύκολα ύγροποιείται. Διαλύεται πολύ εύκολα στό νερό. Ένας όγκος νερό στους 0° C διαλύει 500 όγκους ύδροχλώριο. Αυτό τό διάλυμα λέγεται **ύδροχλωρικό όξύ** (κ. σπέρτο του άλατος)\*. Για νά δείξουμε τή μεγάλη διαλυτότητα του ύδροχλωρίου στό νερό κάνουμε τό παρακάτω πείραμα: Παίρνουμε μιά σφαιρική φιάλη (σχ. 26) γεμάτη με ξηρό ύδροχλώριο. Ή φιάλη κλείνεται με πώμα κι από αυτό περνά

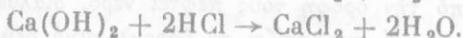
\* Τό ύδροχλωρικό όξύ του έμπορίου περιέχει 36,5% κατά βάρος HCl κι έχει ειδικό βάρος 1,19 gr\*/cm<sup>3</sup>.

λεπτός γυάλινος σωλήνας. Το άκρο του σωλήνα που βρίσκεται μέσα στη φιάλη είναι ανοικτό· αυτό που βρίσκεται έξω από τη φιάλη είναι κλειστό. Τη φιάλη την αναποδογυρίζουμε σε μία λεκάνη γεμάτη νερό, έτσι που το κλειστό άκρο του σωλήνα να βρίσκεται μέσα στο νερό. Ύστερα σπᾶμε το κλειστό άκρο μέσα στο νερό και τότε το νερό της λεκάνης μπαίνει με όρμη μέσα στη φιάλη από το σωλήνα και σχηματίζει πίδακα. Αυτό γίνεται γιατί το υδροχλώριο της φιάλης διαλύεται στο νερό, μέσα στη φιάλη σχηματίζεται κενό κι ἡ ατμοσφαιρική πίεση αναγκάζει το νερό της λεκάνης να μπει στη φιάλη σχηματίζοντας πίδακα.

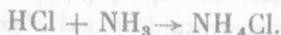
**Χημικές Ιδιότητες.** Το υδροχλώριο είναι πολύ σταθερή ένωση εξαιτίας της μεγάλης χημικής συγγένειας των στοιχείων που την αποτελούν. Το ξηρό αέριο δέν παρουσιάζει ὄξινες ιδιότητες, το διάλυμά του όμως στο νερό, το υδροχλωρικό ὄξύ, είναι από τά πιό ισχυρά ὄξέα με πολύ έντονες τις ιδιότητες των ὄξεων. Έτσι προσβάλλει πολλά μέταλλα και σχηματίζει χλωριούχα ἄλατα και υδρογόνο:



Ἐπιδρᾷ ἀκόμα στά ὄξειδια και στά ὑδροξειδια τῶν μετάλλων:



Ἐνώνεται με τήν αέριο ἄμμωνία  $\text{NH}_3$  και σχηματίζει χλωριούχο ἄμμώνιο που είναι ένα λευκό ἄλας:



Γι' αυτό ἂν φέρουμε κοντά τά δυό πώματα τῶν φιαλῶν, που ἔχει ἡ μία ἄμμωνία κι ἡ ἄλλη υδροχλωρικό ὄξύ, σχηματίζονται λευκοί ἄτμοι από χλωριούχο ἄμμώνιο.

**Χρήσεις.** Στή βιομηχανία το υδροχλωρικό ὄξύ χρησιμοποιεῖται γιά τήν παρασκευή του χλωρίου, τῶν χλωριούχων ἁλάτων, τῆς ζωικῆς κόλλας, διάφορων χρωμάτων, γιά τόν καθαρισμό τῆς ἐπιφάνειας τῶν μετάλλων κτλ. Στά ἐργαστήρια, γιά τήν παρασκευή υδρογόνου, χλωρίου, διοξειδίου του ἄνθρακα, υδροθείου κτλ. Στά σπίτια, γιά νά καθαρίζονται οἱ νεροχύτες, οἱ λεκάνες, τά μπουκάλια κτλ.

## ΠΡΟΒΛΗΜΑΤΑ

9) Θερμαίνονται 10 γραμμ. διοξείδιο του μαγγανίου με υδροχλωρικό οξύ. Νά βρεθεί τό βάρος του παραγόμενου χλωριούχου μαγγανίου και ό όγκος του χλωρίου πού ελευθερώνεται.

10) Χλωριούχο νερό έχει 3 λίτρα χλωρίου και αλλοιώνεται από τό φώς. Πόσος όγκος οξυγόνου ελευθερώνεται και πόσο βάρος υδροχλωρίου παράγεται;

11) Πόσα λίτρα αέριο υδροχλωριο μπορούμε νά πάρουμε από ένα χιλιογράμμο καθαρό χλωριούχο νάτριο; 'Αν αυτό τό αέριο διαλυθεί στό νερό, πόσο βάρος υδροχλωρικό οξύ μέ περιεκτικότητα 35% κατά βάρος θά παρασκευαστεί;

12) Σέ άραιό υδροχλωρικό οξύ προσθέτουμε σέ περίσσεια διάλυμα νιτρικού άργύρου  $AgNO_3$  και σχηματίζεται 2,85 γραμμ. λευκό ίζημα από χλωριούχο άργυρο  $AgCl$ . Νά βρεθεί τό βάρος και ό όγκος του αερίου υδροχλωρίου πού περιέχεται στό άραιό υδροχλωρικό οξύ.

## Φ Θ Ο Ρ Ι Ο

Σύμβολο **F**

Ατομικό βάρος 19

Σθένος I

**Πρόελευση.** Βρίσκεται ένωμένο στά όρυκτά φθορίτης ή άργυραδάμας  $CaF_2$  και κρυόλιθος  $AlF_3 \cdot 3NaF$ . Σέ ίχνη είναι συστατικό των δοντιών και άλλων ζωικών ιστών.

**Παρασκευή.** Μέ ηλεκτρόλυση λιωμένου οξίνου φθοριούχου καλίου  $KHF_2$ .

**Φυσικές ιδιότητες.** Είναι αέριο μέ άνοικτό κιτρινοπράσινο χρώμα, έχει δηκτική όσμή και ύγροποιείται δύσκολα στους  $-187^\circ C$ .

**Χημικές ιδιότητες.** Είναι τό πιό δραστικό άπ' όλα τά άλογόνα κι έχει τίς ίδιες χημικές ιδιότητες μέ τό χλώριο· προσβάλλει άκόμα τό γυαλί και τά πυριτικά άλατα.

**Χρήσεις.** Διατηρείται σέ ειδικά χαλύβδινα δοχεία και χρησιμεύει για τήν παρασκευή φθοριομένων υδρογονανθράκων πού χρησιμοποιούνται στή βιομηχανία των πλαστικών, πού άντέχουν πολύ στή θερμοκρασία και τά χημικά άντιδραστήρια. Από τό φθόριο παρασκευάζεται και τό αέριο των ηλεκτρικών ψυγείων πού έχει τόν τύπο  $CF_2Cl_2$  και λέγεται

στό εμπόριο φρεόν. Ἀπό τίς ενώσεις του τό  $H_2F_2$ , ὑδροφθόριο διαλυμένο στό νερό, ἀποτελεῖ τό ὑδροφθορικό ὄξύ καί χρησιμοποιεῖται στήν ὑαλουργία γιατί χαράσσει τό γυαλί, σάν ἀντισηπτικό καί γιά προφύλαξη τῶν ξύλων ἀπό μικροοργανισμούς.

### Β Ρ Ω Μ Ι Ο

Σύμβολο **Br**

Ἀτομικό βάρος **79,9**

Σθένος **I, V**

**Προέλευση.** Δέ βρίσκεται ἐλεύθερο. Βρίσκεται μέ μορφή ἀλάτων τοῦ καλίου, τοῦ νατρίου καί τοῦ μαγνησίου σέ μικρή ἀναλογία, μαζί μέ τά ἀντίστοιχα χλωριούχα, στό θαλασσινό νερό, στίς ἀλατοπηγές, στά ἀλατορυχεῖα π.χ. τῆς Στασφοῦρτης (Γερμανία), στά θαλασσινά φυτά καί ζῶα.

**Παρασκευή.** Στή βιομηχανία, ἀπό τά ἀλμύλοιπα τῶν ἀλατορυχείων πού περιέχουν βρωμιούχο μαγνήσιο, μέ ἀντικατάστασή του ἀπό τό χλώριο πού εἶναι πιό δραστικό :



**Φυσικές ἰδιότητες.** Ἔχει χρώμα σκοτεινό κόκκινο κι εἶναι ὑγρό τρεῖς φορές πιό βαρῦ ἀπό τό νερό, Εἰδ. Β. 3,187 gr\*/cm<sup>3</sup>, ἔχει δυσάρεστη ὀσμή καί γι' αὐτό πῆρε καί τό ὄνομα βρώμιο. Διαλύεται λίγο στό νερό, πιό πολύ στό διθειάνθρακα, στόν αἰθέρα καί στό χλωροφόρμιο· βράζει στούς 58,8° C. Οἱ ἀτμοί του ἀφθονοί καί στή συνηθισμένη θερμοκρασία εἶναι βαρύτεροι ἀπό τόν ἀέρα, καστανοκόκκινοι, καί προσβάλλουν τά ἀναπνευστικά ὄργανα.

**Χημικές ἰδιότητες.** Ἡ χημική του συμπεριφορά εἶναι τελειῶς ἀνάλογη μέ τοῦ χλωρίου ἀλλά λιγότερο δραστική.

**Χρήσεις.** Χρησιμοποιεῖται γιά τήν παρασκευή τοῦ βρωμιούχου καλίου KBr πού εἶναι καταπραϊντικό φάρμακο, γιά τήν κατασκευή βρωμιούχου ἀργύρου AgBr πού χρησιμεύει στή φωτογραφική, καί στήν παρασκευή μερικῶν χρωμάτων.

### Ι Ω Δ Ι Ο

Σύμβολο **J**

Ἀτομικό βάρος **126,92**

Σθένος **I, III, V, VII**

**Προέλευση.** Βρίσκεται μέ τή μορφή ενώσεων στό θαλασσινό νερό καί στά θαλασσινά φυτά, στά φύκια, στό θυρεοειδή ἀδένα τοῦ ἀν-

ορώπου και στά ιχθυέλαια. Στο νίτρο τῆς Χιλῆς βρίσκεται σάν ιωδικό νάτριο  $\text{NaJO}_3$ .

**Παρασκευή.** Στή βιομηχανία παρασκευάζεται από τό άλμόλοιπο τοῦ νίτρου τῆς Χιλῆς μέ διοξειδίο τοῦ θείου, πού ἀνάγει τό ιωδικό νάτριο, ὅπως δείχνει ἡ ἀντίδραση :



**Ἰδιότητες.** Εἶναι στερεό, κρυσταλλικό, Εἶδ. Β. 4,94 γραμμ.\* /  $\text{cm}^3$ , μέ χρῶμα βαθύ ἰώδες μέχρι σταχτόμαυρο, μέ μεταλλική λάμψη καί χαρακτηριστική ὄσμη. Θερμαινόμενο ἐλαφρά ἐξαχνώνεται καί δίνει ἀτμούς μέ σχ. πυκνότητα 8,7. Πολύ λίγο διαλύεται στό νερό. Διαλύεται ὁμως πολύ εὐκόλα στό διάλυμα τοῦ ἰωδιούχου καλίου σέ ἀλκοόλη καί δίνει ἔτσι τό γνωστό **βάμμα τοῦ ἰωδίου**. Διαλύεται ἀκόμη στόν αἰθέρα, τό διθειάνθρακα καί τό χλωροφόρμιο. Χημικῶς δρᾷ ὅπως τά ἄλλα ἀλογόνα ἀλλά εἶναι λιγότερο δραστικό. Ἄνιχνεύεται ἀπό τό γαλάζιο χρῶμα πού δίνει στό διάλυμα τοῦ ἀμύλου.

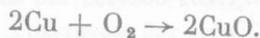
**Χρήσεις.** Χρησιμεύει στήν παρασκευή τοῦ ἀντισηπτικοῦ βάμμα-τος τοῦ ἰωδίου, στή φωτογραφική καί στήν παρασκευή διάφορων φαρμάκων καί χρωμάτων.

Τό ὑδροϊωδικό ὀξύ  $\text{HJ}$  ἀνάλογο πρὸς τό ὑδροχλωρικό ἀλλά πολύ ἀσταθές χρησιμοποιεῖται σάν ἀναγωγικό στήν ὀργανική χημεία.

## ΟΞΕΙΔΩΣΗ ΚΑΙ ΑΝΑΓΩΓΗ

Γενικά ὀξειδωση ὀρίστηκε ἡ ἔνωση τοῦ ὀξυγόνου μέ διάφορα στοιχεῖα, καί ἀναγωγή ἡ ἔνωση τῶν στοιχείων μέ τό ὑδρογόνο ἢ ἡ ἀφαίρεση ἀπό ἓνα σῶμα τοῦ ὀξυγόνου. Ἄς ἐξετάσουμε τώρα μέ περισσότερη λεπτομέρεια αὐτά τά δύο φαινόμενα.

Ἡ ὀξειδωση ἑνός μετάλλου π.χ. τοῦ χαλκοῦ παριστάνεται ἀπό τήν ἔξισωση :



Σ' αὐτή τήν ἔξισωση παρατηροῦμε πὼς ὁ μεταλλικός χαλκός πού βρισκότανε σέ οὐδέτερη κατάσταση μέ σθένος μηδέν, ἀπόβαλε δύο ἤλεκτρονία καί ἔγινε δισθενές ἰόν. Ἀπό αὐτά βγαίνει τό συμπέρασμα πὼς αὐξήθηκε τό θετικό του σθένος.

Τό ίδιο όμως μπορεί νά γίνει και μέ τήν επίδραση χλωρίου στό μεταλλικό χαλκό όπως δείχνει ή εξίσωση :



Και σ' αὐτή τήν περίπτωση ὁ χαλκός ἔχασε δύο ἠλεκτρόνια και ἔγινε δισθενές ἰόν, δηλαδή αὐξήθηκε ἔτσι τό θετικό του σθένος. Κατά συνέπεια και αὐτή ή αντίδραση θά χαρακτηριστεῖ ὀξειδωση. Ἐξάλλου ή ἀναγωγή ἑνός μεταλλικοῦ ὀξειδίου τοῦ χαλκοῦ μέ τήν επίδραση τοῦ ὕδρογόνου παριστάνεται ἀπό τήν ὀξειδωση :



Σ' αὐτή τήν εξίσωση παρατηροῦμε πώς ὁ χαλκός τοῦ ὀξειδίου μέ σθένος δύο δηλαδή μέ δύο θετικά φορτία παραπάνω παίρνει δύο ἠλεκτρόνια ἀπό δύο ἄτομα τοῦ ὕδρογόνου και ἀποκτᾷ οὐδέτερη κατάσταση. Ἐγινε δηλαδή τό θετικό σθένος τοῦ χαλκοῦ ἀπό δύο μηδέν, δηλαδή ἐλαττώθηκε. Ὑστερα ἀπ' αὐτά μπορούμε νά ποῦμε γενικότερα πώς : ὀξειδωση ὀνομάζεται ή αὐξηση τοῦ θετικοῦ σθένους ἑνός στοιχείου μέ ἀπώλεια ἠλεκτρονίων και ἀναγωγή ή ἐλάττωση τοῦ θετικοῦ σθένους μέ πρόσληψη ἠλεκτρονίων. Ἀκόμα γίνεται φανερό πώς : α) Ὀξειδωση μπορεί νά προκαλέσει ὄχι μόνο τό ὀξυγόνο, μά και ἄλλα ἠλεκτραρνητικά στοιχεῖα πού ἔχουν τήν τάση νά παίρνουν ἠλεκτρόνια ὄπως και τό ὀξυγόνο. Ὀξειδωτικά μέσα εἶναι ὄλα τά ἠλεκτραρνητικά στοιχεῖα και προπάντων, τά πιό ἠλεκτραρνητικά ἀπ' αὐτά, δηλαδή τά ἄλογα  $\text{F}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{J}_2$ . β) Ἀναγωγή μπορεί νά προκαλέσει ὄχι μόνο τό ὕδρογόνο, μά και κάθε ἄλλο στοιχεῖο πού ἔχει τήν τάση νά χάνει ἠλεκτρόνια. Ἀναγωγικά μέσα εἶναι ὄλα τά ἠλεκτροθετικά στοιχεῖα δηλαδή τά μέταλλα. Τά πιό ἀναγωγικά εἶναι τά πιό ἠλεκτροθετικά δηλαδή τό  $\text{K}$ ,  $\text{Na}$ ,  $\text{Mg}$ ,  $\text{Al}$  κτλ.

Ἀκόμα πιό γενικά μπορούμε νά ποῦμε πώς ὀξειδωση εἶναι ή ἀποβολή ἠλεκτρονίων ἀπό ἕνα στοιχεῖο, δηλαδή ή αὐξηση τοῦ θετικοῦ σθένους ή ή ἐλάττωση τοῦ ἀρνητικοῦ σθένους του και ἀναγωγή ή πρόσληψη ἠλεκτρονίων, δηλαδή ή αὐξηση τοῦ ἀρνητικοῦ σθένους ή ή ἐλάττωση τοῦ θετικοῦ σθένους τοῦ στοιχείου.

Ὅταν σέ μιᾷ ἀντίδραση γίνεται ὀξειδωση ἑνός στοιχείου ταυτόχρονα γίνεται και ἀναγωγή ἑνός ἄλλου. Ἐτσι μιᾷ ἀντίδραση ὀξειδωσης εἶναι σύγχρονα και ἀντίδραση ἀναγωγής. Γι' αὐτό οἱ ἀντιδράσεις αὐτές

λέγονται αντιδράσεις οξειδοαναγωγής. Ο παρακάτω πίνακας δείχνει αναλυτικά αντιδράσεις οξειδοαναγωγής :

- 1)  $2\text{Cu}^0 + \text{O}_2^0 \rightarrow 2\text{Cu}^{+2}\text{O}^{-2}$   
 $\text{Cu}^0 \rightarrow \text{Cu}^{+2}$  οξείδωση του Cu άποβολή 2e  
 $\text{O}^0 \rightarrow \text{O}^{-2}$  αναγωγή του O πρόσληψη 2e
- 2)  $\text{Cu}^0 + \text{Cl}_2^0 \rightarrow \text{Cu}^{+2}\text{Cl}_2^{-1}$   
 $\text{Cu}^0 \rightarrow \text{Cu}^{+2}$  οξείδωση Cu άποβολή 2e  
 $\text{Cl}_2^0 \rightarrow \text{Cl}_2^{-1}$  αναγωγή Cl πρόσληψη 1e  $\text{Cl}_2^{-1} \rightarrow 2\text{e}$
- 3)  $\text{Cu}^{+2}\text{O}^{-2} + \text{H}_2^0 \rightarrow \text{Cu}^0 + \text{H}_2^{+1}\text{O}^{-2}$   
 $\text{Cu}^{+2} \rightarrow \text{Cu}^0$  αναγωγή του Cu πρόσληψη 2e  
 $\text{H}_2^0 \rightarrow \text{H}_2^{+1}$  οξείδωση του H άποβολή 1e  $\text{H}_2^{+1} \rightarrow 2\text{e}$
- 4)  $\text{K}_2^{+1}\text{Cr}_2^{+6}\text{O}_7^{-2} + 4\text{H}_2^{+1}(\text{SO}_4)^{-2} \rightarrow \text{K}_2^{+1}(\text{SO}_4)^{-2} +$   
 $+ \text{Cr}_2^{+3}(\text{SO}_4)_3^{-2} + 4\text{H}_2^{+1}\text{O}^{-2} + 3[\text{O}]$   
 $\text{Cr}_2^{+6} \rightarrow \text{Cr}_2^{+3}$  αναγωγή του Cr πρόσληψη 3e  $\text{Cr}_2^{+3} \rightarrow 6\text{e}$   
 $3\text{O}^{-2} \rightarrow 3\text{O}^0$  οξείδωση του O άποβολή 2e  $3\text{O}^0 \rightarrow 6\text{e}$

## ΟΜΑΔΑ ΤΟΥ ΟΞΥΓΟΝΟΥ

Σ' αυτή την ομάδα ανήκουν τὰ στοιχειὰ οξυγόνο, θείο, σελήνιο, τελλούριο, και πολώνιο, κι έχουν ανάλογες ιδιότητες. Στις ενώσεις τους με τὸ ὑδρογόνο έχουν σθένος δύο· με τὸ οξυγόνο έχουν σθένος τέσσερα ἢ ἕξι. Τὰ πιό σπουδαῖα εἶναι τὸ οξυγόνο και τὸ θείο. Τὸ πρῶτο ἐξετάστηκε στὰ προηγούμενα κεφάλαια και τώρα θά γίνει ἡ ἐξέταση τοῦ θείου.

### Θ Ε Ι Ο

Σύμβολο S

Ἀτομικὸ βάρος 32,066

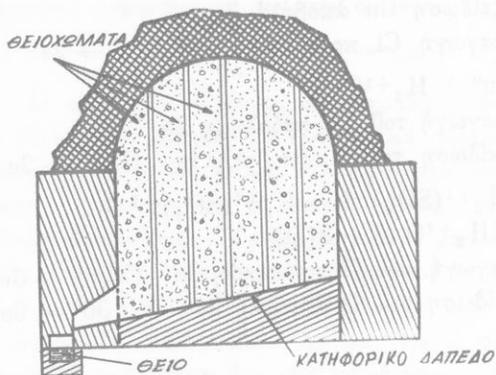
Σθένος II, IV, VI

**Προέλευση.** Τὸ θείο βρίσκεται στή φύση ἐλεύθερο, στίς ἠφαιστειογενεῖς περιοχές Σικελία, Ἰαπωνία, Λουϊζιάνα και Τέξας τῶν ΗΠΑ, και στήν Ἑλλάδα στό Σουσακί, στή Μῆλο και τή Θῆρα. Ἐνωμένο σχηματίζει τὰ θειοῦχα ὄρυκτά, σιδηροπυρίτη  $\text{FeS}_2$ , γαληνίτη  $\text{PbS}$ , σφαλερίτη  $\text{ZnS}$ , και τὰ θειικά ἄλατα με τὸ πιό σπουδαῖο τή γύψο  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ .

**Ἐξαγωγή.** Τὸ ἐλεύθερο θείο εἶναι ἀνακατεμένο με γαιώδεις οὐσίες και ἀποτελεῖ τὰ λεγόμενα θειοχῶματα. Ἄν αὐτά θερμανθοῦν

σιγανά γύρω στους  $120^{\circ}\text{C}$  τό θεϊο λιώνει καί ἀποχωρίζεται ἀπό τίς γαιώδεις προσμίξεις πού δέ λιώνουν.

**Θεϊο τῆς Σικελίας.** Στή Σικελία ἡ ἐξαγωγή τοῦ θεϊοῦ γίνεται μέ τόν παρακάτω τρόπο: Βάζουν τά θειοχώματα σέ σωρούς (σχ. 27) μέ κενά ἀνάμεσά τους γιά νά μπορεῖ νά κυκλοφορεῖ ὁ ἀέρας, σέ κατηφορικές ἐπιφάνειες, τά σκεπάζουν μέ χῶμα καί βάζουν φωτιά σέ κάποιο



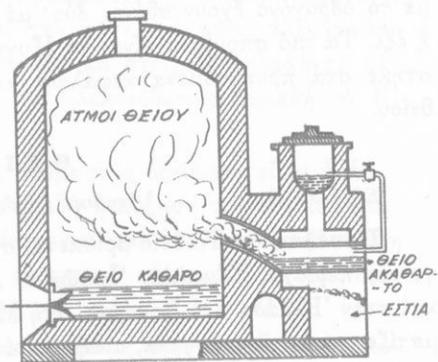
Σχ. 27. Ἐξαγωγή τοῦ θεϊοῦ ἀπό τά θειοχώματα στή Σικελία.

(σχ. 28). Οἱ ἀτμοί ὀδηγοῦνται σέ ψυχρούς θαλάμους καί ἐκεῖ συμπυκνώνονται καί γίνονται λεπτή σκόνη πού τή λένε ἄνθη θεϊοῦ. Αὐτό συμβαίνει ὅσο ἡ θερμοκρασία εἶναι πιά κάτω ἀπό  $112^{\circ}\text{C}$ . Σέ πιά μεγάλη θερμοκρασία τό ἀποσταζόμενο θεϊο λιώνει καί μαζεύεται ὑγρό στό κάτω μέρος τοῦ θαλάμου· ἀπό κεῖ τοποθετεῖται μέσα σέ ξύλινα κυλινδρικά καλούπια καί σχηματίζεται τό λεγόμενο ραβδόμορφο θεϊο.

**Θεϊο τῆς Ἀμερικῆς.** Στή Λουιζιάνα καί τό Τέξας τῆς Ἀμερικῆς σέ βάθος 150-250 μέτρα ὑπάρχουν

σημεῖο. Ἐνα μέρος τοῦ θεϊοῦ τῶν θειοχωμάτων καίγεται κι ἡ παραγόμενη θερμότητα λιώνει τό ὑπόλοιπο θεϊο, πού σέ ὑγρή πιά κατάσταση τρέχει πρὸς τή βάση τοῦ σωροῦ καί μαζεύεται σέ δεξαμενές.

Τό θεϊο πού παίρνουν ἔτσι εἶναι ἀκάθαρο. Γιά νά τό καθαρίσουν τό ἀποστάζουν μέσα σέ χυτοσιδερένια κέρατα



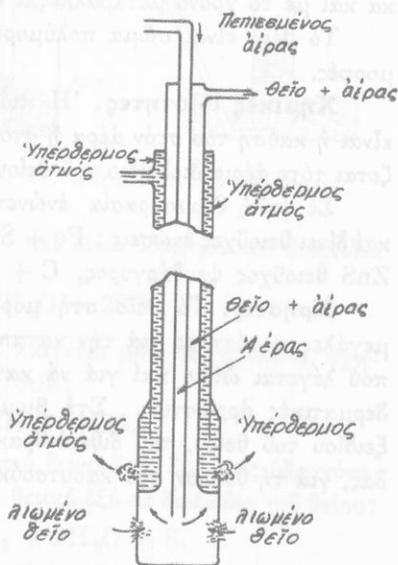
Σχ. 28. Καθάρσιμα τοῦ θεϊοῦ μέ ἀπόσταξη.

άσβεστολιθικά πετρώματα άνακατεμένα με άρκετή ποσότητα θείου. Τό θεϊό αυτό τό βγάζουν με τόν παρακάτω τρόπο: Κάνουν γεωτρήσεις και βάζουν μέσα στή γεώτρηση τρεις όμόκεντρους σωλήνες (σχ. 29). Με τόν έξωτερικό σωλήνα, στέλνουν με πίεση ύπερθερμο ύδρατμό θερμοκρασίας 150° C πού λιώνει τό θεϊό. Με τόν κεντρικό σωλήνα στέλνουν άέρα με πίεση, πού βοηθά τό λιωμένο θεϊό νά άνεβεί από τό μεσαίο σωλήνα ως τήν επιφάνεια τού εδάφους. Τό θεϊό πού βγαίνει έτσι είναι καθαρό 99,5% και δέν έχει άνάγκη από άλλο καθαρισμό.

**Φυσικές ιδιότητες.** Τό θεϊό είναι στοιχειό στερεό, κίτρινο, άοσμο, άγευστο και σπάει εύκολα. Δέ διαλύεται στό νερό, διαλύεται όμως στό διθειάνθρακα. Είναι κακός άγωγός τής θερμότητας και τού ηλεκτρισμού. Με τήν τριβή ηλεκτρίζεται.

Τό θεϊό παρουσιάζεται σε δύο κρυσταλλικές άλλοτροπικές μορφές: α) στό **ρομβικό θεϊό** (όκταεδρικό): τέτοιο είναι τό φυσικό θεϊό και τό παίρνουν με έξάτμιση τού θείου πού είναι διαλυμένο στό διθειάνθρακα, έχει Ειδ. Β. 2,06 gr\*/cm<sup>3</sup> και λιώνει στους 112,8° C, β) στό **μονοκλινές θεϊό** (πρισματικό) πού τό παίρνουν με σιγανή ψύξη τού λιωμένου θείου. Άποτελείται από κρυστάλλους σάν βελόνες, έχει Ειδ. Β. 1,96 gr\*/cm<sup>3</sup> και λιώνει στους 119° C. Με τάν καιρό μετατρέπεται σε ρομβικό θεϊό πού είναι ή πιό σταθαρή μορφή τού θείου.

Με θέρμανση τού θείου μέσα σε γυάλινο δοχείο παρουσιάζονται τά παρακάτω φαινόμενα: Γύρω στους 113° C τό θεϊό λιώνει και γίνεται ένα άραιό κίτρινο ύγρό. Σε πιό ψηλή θερμοκρασία τό ύγρό γίνεται πιό σκοτεινό και πιό πυκνό. Στους 220° C γίνεται σχεδόν μαύρο και τόσο πυκνό πού άν άναποδογυρίσουμε τό δοχείο δέ χύνεται. Στους 330° C τό θεϊό γίνεται πάλι λίγο πιό άραιό μά έξακολουθεϊ νά έχει σκοτεινό



Σχ. 29. Έξαγωγή τού θείου στή Λουϊζιάνα τής Άμερικής.

χρώμα. Τελικά στους 445° C αρχίζει να βράζει και δίνει ατμούς με βαθύ κόκκινο χρώμα. Αυτές οι άνωμαλίες συμβαίνουν γιατί τό θεϊο στίς διάφορες θερμοκρασίες σχηματίζει μόρια με διαφορετικό αριθμό ατόμων.

Αν χύσουμε σέ ψυχρό νερό τό λιωμένο στους 330° C θεϊο, πού είναι κάπως πιο ρευστό, στερεοποιεΐται και γίνεται σάν ένα έλαστικό νήμα. Αυτό τό θεϊο λέγεται πλαστικό θεϊο, δέ διαλύεται στό διθειάνθρακα και μέ τό χρόνο μεταβάλλεται κι αυτό σέ ρομβικό.

Τό θεϊο είναι σώμα πολύμορφο γιατί παρουσιάζεται με διάφορες μορφές.

**Χημικές ιδιότητες.** Ή πιο χαρακτηριστική ιδιότητα του θεϊου είναι ή καύση του στον άέρα ή στό όξυγόνο, με κυανή φλόγα. Σχηματίζεται τότε άέριο διοξειδίο του θεϊου:  $S + O_2 \rightarrow SO_2$ .

Σέ ψηλή θερμοκρασία ένώνεται ζωηρά με τά πιο πολλά μέταλλα και δίνει θειούχες ένώσεις:  $Fe + S \rightarrow FeS$  θειούχος σίδηρος,  $Zn + S \rightarrow ZnS$  θειούχος ψευδάργυρος,  $C + 2S \rightarrow CS_2$  διθειάνθρακας κτλ.

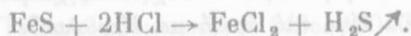
**Χρήσεις.** Τό θεϊο στή μορφή τής σκόνης, χρησιμοποιεΐται σέ μεγάλες ποσότητες για την καταπολέμηση τής ασθένειας του άμπελιού που λέγεται ώίδιο και για να κατασκευάσουν άλοιφές που θεραπεύουν δερματικές άρρώστιες. Στή βιομηχανία για την παρασκευή του διοξειδίου του θεϊου, του διθειάνθρακα, των σπέρτων, τής μαύρης πυρίτιδας, για τή θείωση του καουτσούκ και την παρασκευή του έβονίτη.

## ΕΝΩΣΕΙΣ ΤΟΥ ΘΕΙΟΥ

### ΥΔΡΟΘΕΙΟ H<sub>2</sub>S

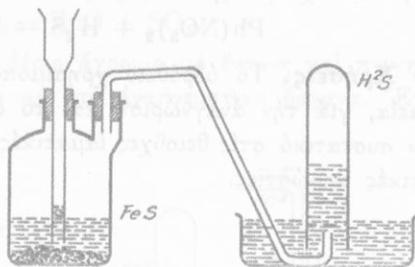
**Προέλευση.** Τό ύδρόθειο βρίσκεται ανάμεσα στα άέρια, πού βγαίνουν από τά ήφαιστεια ή πού είναι διαλυμένα στα νερά των θειούχων λαματικών πηγών (Μέθανα). Σχηματίζεται ακόμα όταν σαπίζουν λευκωματούχες ζωικές ούσιες κι έχει τή χαρακτηριστική, δυσάρεστη όσμή των χαλασμένων αυγών.

**Παρασκευή.** Στα έργαστήρια τό ύδρόθειο παρασκευάζεται με επίδραση ύδροχλωρικού όξέος σέ θειούχο σίδηρο (σχ. 30):



Τό αέριο πού παράγεται μαζεύεται σέ άδειες φιάλες έκτοπιζοντας τόν άέρα γιατί είναι βαρύτερο.

**Φυσικές ιδιότητες.** Τό υδροθειο είναι αέριο, μέ δυσάρεστη όσμή (χαλασμένων αύγών). Έχει σχετική πυκνότητα 1,19, διαλύεται εύκολα στό νερό - 1 όγκος νερού διαλύει 3 όγκους υδροθειο στους 15° C. Είναι δηλητηριώδες γι' αυτό εισπνεόμενο σέ ποσότητα μπορεί νά φέρει τό θάνατο. Για αντίδοτο δίνεται χλώριο γιά εισπνοή.



Σχ. 30. Παρασκευή του υδροθειου.

**Χημικές ιδιότητες.** Τό υδροθειο καίγεται στό καθαρό όξυγόνο και δίνει υδρατμό και διοξειδιο του θείου:



Στόν άέρα πού έχει λίγο όξυγόνο καίγεται μόνο τό υδρογόνο, σχηματίζει υδρατμό και αποβάλλεται τό θείο:



Έξαιτίας τής μεγάλης εύκολίας πού διασπάται δίνοντας υδρογόνο είναι αναγωγικό μέσο. Έτσι ανάγει τό θειικό όξύ σέ διοξειδιο του θείου:



Μέ επίδραση χλωρίου δίνει υδροχλώριο και θείο:



Μ' αυτή τήν αντίδραση εξηγείται γιατί στις δηλητηριάσεις μέ υδροθειο δίνεται γιά αντίδοτο τό χλώριο.

Διάλυμα του υδροθειου σέ νερό είναι τό υδροθειούχο ύδωρ, δρᾶ σάν άσθενές όξύ και σχηματίζει μέ τίς βάσεις θειούχα άλατα. Έτσι μέ τό καυστικό νάτριο σχηματίζει δυό άλατα, τό υδροθειούχο νάτριο NaHS και τό θειούχο νάτριο Na<sub>2</sub>S:



Τό υδροθειο επίδρᾶ σέ διαλύματα πολλών μεταλλικών άλάτων και

δίνει αδιάλυτα θειούχα άλατα διάφορων χρωμάτων. Από τό χρώμα τοῦ θειούχου άλατος αναγνωρίζεται τό είδος τοῦ μετάλλου τοῦ διαλύματος. Έτσι αν επίδρασει σέ διάλυμα νιτρικοῦ μολύβδου  $Pb(NO_3)_2$  δίνει μαῦρο θειούχο μολύβδο  $PbS$ :

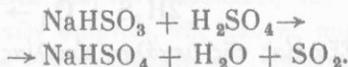


**Χρήσεις.** Τό υδροθειο χρησιμοποιεῖται κυρίως στήν αναλυτική χημεία, γιά τήν αναγνώριση καί τό ξεχώρισμα διάφορων μετάλλων. Σάν συστατικό στίς θειούχες λαματικές πηγές, θεραπεύει μερικές δερματικές άρρώστειες.

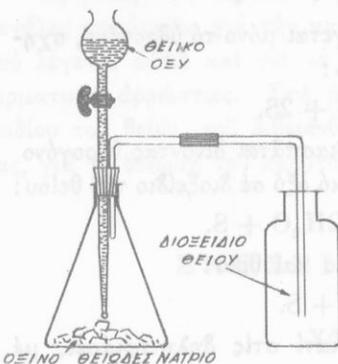
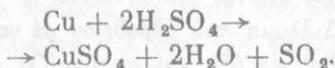
### ΔΙΟΞΕΙΔΙΟΝ ΤΟΥ ΘΕΙΟΥ $SO_2$

**Πρόέλευση.** Βρίσκεται μόνο μέσα στά άέρια πού βγαίνουν από τά ήφαιστεια.

**Παρασκευή.** Στά έργαστήρια παρασκευάζεται σέ μικρές ποσότητες εύκολα μέ επίδραση κατά σταγόνες πυκνοῦ θειικοῦ όξέος σέ διάλυμα όξινοῦ θειώδους νατρίου (σχ. 31):

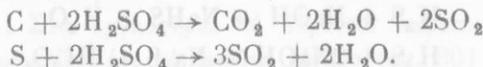


Μπορεῖ ακόμα νά παρασκευαστεῖ μέ αναγωγή πυκνοῦ καί θερμοῦ θειικοῦ όξέος από μερικά μέταλλα, όπως ο χαλκός, ο άργυρος καί ο υδράργυρος. Πιό συχνά χρησιμοποιεῖται ο χαλκός (σχ. 32):



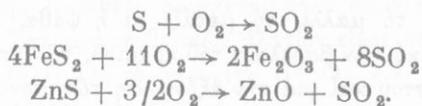
Σχ. 31. Παρασκευή τοῦ διοξειδίου τοῦ θείου από τό όξινο θειώδες νάτριο μέ επίδραση θειικοῦ όξέος.

Η αναγωγή τοῦ θειικοῦ όξέος μπορεῖ νά γίνει από άνθρακα καί θεῖο μέ θέρμανση:

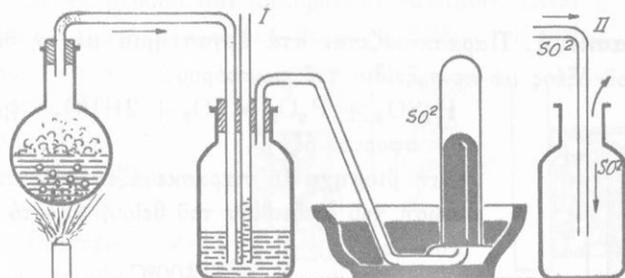


Στή βιομηχανία τό διοξείδιο τοῦ θείου παρασκευάζεται μέ καύση

στόν αέρα καθαροῦ θείου, ἢ θειούχων ὀρυκτῶν καί πιό συχνά τοῦ σιδηροπυρίτη  $\text{FeS}_2$ :



**Φυσικές ιδιότητες.** Εἶναι αέριο ἀχρωμο μέ έντονη καί πινηρή ὀσμὴ καί προκαλεῖ δυνατό ἐρεθισμό στά ἀναπνευστικά ὄργανα. Ἔχει



Σχ. 32. Παρασκευή τοῦ διοξειδίου τοῦ θείου μέ ἀναγωγή τοῦ θεικοῦ ὀξέος ἀπό χαλκό.

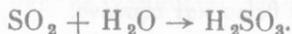
σχετική πυκνότητα 2,26 καί διαλύεται ἀφθονα στό νερό· ἕνας ὄγκος νεροῦ σέ  $0^\circ \text{C}$  διαλύει 80 ὄγκους διοξείδιο τοῦ θείου. Ὑγροποιεῖται εὐκόλα μέ ἀπλή ψύξη ἢ πίεση σάν ὅλα τά αέρια πού διαλύονται στό νερό.

**Χημικές ιδιότητες.** Τό διοξείδιο τοῦ θείου εἶναι ἔνωση σταθερή. Δέν καίγεται στόν αέρα, δέ συντελεῖ στήν καύση καί δρᾷ ἀναγωγικά ὅταν βρεθεῖ μέ ὀξειδωτικό σῶμα. Ἔτσι ἀνάγει τό νιτρικό ὀξύ  $\text{HNO}_3$  καί σχηματίζει θειικό:



Ἐξαιτίας τῶν ἀναγωγικῶν ιδιοτήτων πού ἔχει καταστρέφει μερικές χρωστικές οὐσίες καί ἀποχρωματίζει τά ἄνθη. Προσβάλλει ἀκόμα καί τούς μικροοργανισμούς.

Τό διάλυμά του στό νερό ἔχει ὀξινες ιδιότητες, γιατί σάν ἀνυδρίτης τοῦ θειώδους ὀξέος, τό σχηματίζει ὅταν διαλυθεῖ μέσα στό νερό:



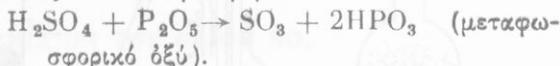
Ἐλεύθερο τό θειώδες ὀξύ δέν μπορεῖ νά ἀπομονωθεῖ.

**Χρήσεις.** Ἡ βιομηχανία χρησιμοποιεῖ μεγάλες ποσότητες διοξει-

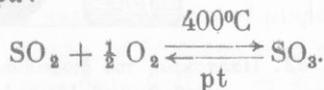
δίου του θείου, για την παρασκευή του θειικού οξέος. 'Ακόμα χρησιμοποιείται για άποχρωματισμό, για λεύκανση ύλικών που τό χλώριο τά καταστρέφει όπως τό μαλλί, τό μετάξι κι ή ψάθα. Χρησιμοποιείται και για άπολυμαντικό τών βαρελιών του κρασιού, τών σπιτιών, σάν αντιζυμωτικό του μούστου και για την έξόντωση τών ποντικών στά πλοία και στους ύπονόμους τών πόλεων.

### ΤΡΙΟΞΕΙΔΙΟ ΤΟΥ ΘΕΙΟΥ SO<sub>3</sub>

**Παρασκευή.** Παρασκευάζεται στά εργαστήρια με τή θέρμανση του θειικού οξέος με πεντοξείδιο του φωσφόρου:

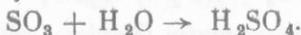


Στή βιομηχανία παρασκευάζεται με τήν οξειδωση του διοξειδίου του θείου, από τό οξυγόνο του άέρα:



Γιά τό σκοπό αυτό περνά τό μίγμα τών δυό άερίων από θερμαινόμενες σωλήνες που έχουν σπογγώδη λευκόχρυσο ή πεντοξείδιο του βαναδίου για καταλύτη (σχ. 33).

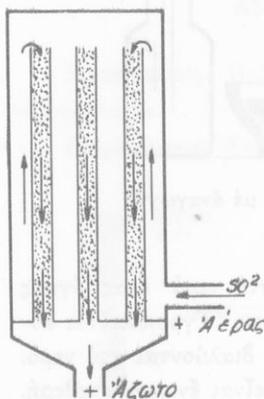
**'Ιδιότητες.** Είναι στερεό, λευκό, κρυσταλλικό σώμα που στόν άέρα δίνει άτμούς. Έχει μεγάλη τάση νά ένώνεται με τό νερό γιατί σάν άνυδρίτης του θειικού οξέος σχηματίζει



Κατά τό σχηματισμό παράγεται θερμότητα και τή στιγμή που τό τριοξείδιο του θείου διαλύεται στό νερό δημιουργείται ένας συριστικός ήχος όπως όταν μέσα στό νερό σβύνεται ένα πυρωμένο σίδηρο.

Δέν είναι σταθερό σώμα κι όταν θερμανθεί πάνω από 500°C διασπάται σε διοξείδιο του θείου και οξυγόνο.

Χρησιμοποιείται αποκλειστικά για τήν παρασκευή του θειικού οξέος.



Σχ. 33. Παρασκευή SO<sub>3</sub> βιομηχανικά.

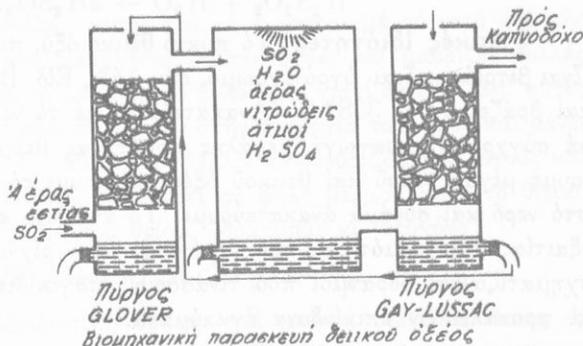
με τό νερό τό θειικό οξύ:

ΘΕΙΚΟ ΟΞΥ  $H_2SO_4$ 

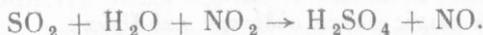
**Προέλευση.** Έλευθερο βρίσκεται πολύ σπάνια στα νερά μερικῶν θερμῶν πηγῶν. Στὴ μορφή θεικῶν ἀλάτων εἶναι πολύ διαδομένο ὅπως στὴ γύψο  $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ , τὸ βαρυτίτη  $BaSO_4$  κ.λ.

**Παρασκευὴ.** Στὴ βιομηχανία παρασκευάζεται ἀπὸ τὸ διοξείδιο τοῦ θείου, πού τὸ παίρνουν ἀπὸ τὴν καύση τοῦ σιδηροπυρίτη (σελ. 78 - 79) ἢ τοῦ θείου μέ τούς δύο παρακάτω τρόπους:

1) Μέ τὴ μέθοδο τῶν μολύβδινων θαλάμων. Εἶναι ἡ πιό παλιά. Σύμφωνα μ' αὐτὴ μίγμα ἀπὸ θερμὸ διοξείδιο τοῦ θείου, ὕδατμούς κι ἀέριο ὑπεροξείδιο τοῦ ἀζώτου  $NO_2$  διοχετεύεται μέσα σέ μεγάλους θαλάμους πού ἐσωτερικά ἔχουν τοιχώματα σχεπασμένα μέ μολύβδινα φύλλα γιὰ νά μὴν προσβάλλονται ἀπὸ τὸ παραγόμενο θεικὸ ὄξύ. Τὰ τρία ἀέρια ἐπιδρῶν μεταξύ τους καὶ παράγουν θεικὸ ὄξύ καὶ μονοξείδιο τοῦ ἀζώτου  $NO$  (σχ. 34):



Σχ. 34.



Τὸ ἀέριο μονοξείδιο τοῦ ἀζώτου, μόλις παραχθεῖ, παίρνει ὀξυγόνο ἀπὸ τὸν ἀέρα καὶ ξαναγίνεται ὑπεροξείδιο  $2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$ , πού ἐπιδρᾷ σέ νέα ποσότητα διοξειδίου τοῦ θείου καὶ ὕδατμῶν γιὰ τὸ σχηματισμὸ τοῦ θεικοῦ ὄξεος. Ἔτσι αὐτὸς ὁ κύκλος τῶν ἀντιδράσεων ἐπαναλαμβάνεται συνέχεια.

—Τὸ ὑπεροξείδιο τοῦ ἀζώτου πού χρειάζεται στὴν ἀρχή, τὸ παίρνουν μέ ἐπίδραση θερμοῦ διοξειδίου τοῦ θείου σέ νιτρικὸ ὄξύ:  $SO_2 + 2HNO_3 \rightarrow H_2SO_4 + 2NO_2$  καὶ δέ χρειάζεται νά ἀνανεωθεῖ γιὰτὶ διαρκῶς ἀναπαράγεται.

Τὸ θεικὸ ὄξύ πού παρασκευάζεται μ' αὐτὸ τὸν τρόπο ἔχει περιε-

κτικότητα περίπου 65 - 70 % και χρησιμοποιείται πιο συχνά για την παρασκευήθειικών αλάτων και χημικών λιπασμάτων.

2) Μέ τη μέθοδο της επαφής. Σύμφωνα μ' αυτή τη μέθοδο καθαρίζεται κατάλληλα τό διοξείδιο του θείου και στην αρχή μετατρέπεται σε τριοξείδιο του θείου (σελ. 80) πού διαλυόμενο ύστερα σε άραιόθειικό όξύ σχηματίζει τό πυροθειικό ή άτμίζον θειικό όξύ  $H_2S_2O_7$  :



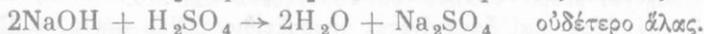
Τό όξύ αυτό διαλύεται ύστερα σε ύπολογισμένη ποσότητα νερού και δίνει τό πυκνό θειικό όξύ :



**Φυσικές ιδιότητες.** Τό πυκνό θειικό όξύ, πού τό κοινό του όνομα είναι βιτριόλι, είναι ύγρο άχρωμο, σαν λάδι, Ειδ. Βάρους  $1,844 \text{ gr}^*/\text{cm}^3$  και βράζει στους  $338^\circ \text{C}$ . Ανακατεύεται μέ τό νερό σε κάθε αναλογία μέ σύγχρονη παραγωγή μεγάλης ποσότητας θερμότητας. Για νά κάνουμε μίγμα νερού και θειικού όξέος, ρίχνουμε τό θειικό όξύ λίγο λίγο στό νερό και συνάμα άνακατεύουμε. Τό αντίθετο είναι επικίνδυνο γιατί έξαιτίας τής θερμότητας πού παράγεται όταν ρίχνουμε τό νερό στό όξύ σχηματίζονται ύδρατμοί πού τινάσσουν σταγονίδια όξέος και μπορούν νά προκαλέσουν επικίνδυνα έγκαύματα.

Τό πυκνό θειικό όξύ είναι ύγροσκοπικό σώμα, άπορροφά δηλαδή άφθονα τούς ύδρατμούς και γι' αυτό χρησιμοποιείται για τήν ξήρανση διάφορων άερίων. Στό δέρμα προκαλεί βαθιά έγκαύματα.

**Χημικές ιδιότητες.** Είναι ισχυρό όξύ διδύναμο και σχηματίζει μέ τίς βάσεις δυό σειρές άλατα ούδέτερα και όξινα :



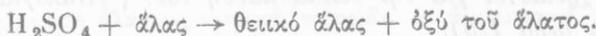
Προβάλλει και διαλύει σχεδόν όλα τά μέταλλα, εκτός από τό χρυσό και τό λευκόχρυσο και σχηματίζει θειικά άλατα. Τά μέταλλα πού όξειδώνονται εύκολα, σίδηρος, ψευδάργυρος κ.ά. προσβάλλονται από τό ψυχρό και άραιό θειικό όξύ και παράγεται ύδρογόνο :



Τά άλλα μέταλλα, χαλκός, ύδράργυρος, άργυρος κ.ά. προσβάλλονται μόνο από τό πυκνό και θερμό θειικό όξύ και παράγεται διοξείδιο του θείου:



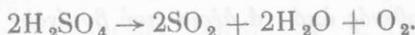
Ἐπειδὴ εἶναι ἰσχυρὸ ὀξύ καὶ δὲν ἐξατμίζεται εὐκολὰ ἐκτοπίζει τὰ ἄλλα ὀξέα ἀπὸ τὰ ἄλατά τους, σύμφωνα μὲ τὴν ἀντίδραση :



Γι' αὐτὸ χρησιμοποιεῖται στὴν παρασκευὴ τοῦ ὑδροχλωρικοῦ ὀξέος, τοῦ νιτρικοῦ ὀξέος καὶ ἄλλων, ἀπὸ τὰ ἄλατά τους :



Ἐξαιτίας τῆς μεγάλης τάσης του νὰ ἐνώνεται μὲ τὸ νερὸ καὶ τῆς μεγάλης θερμότητος πού παράγεται, καταστρέφει καὶ μαυρίζει πολλές ὀργανικὲς οὐσίες, ὅπως τὴ ζάχαρη, τὸ ξύλο κ.ἄ., γιατί ἀφαιρεῖ ἀπ' αὐτές τὸ ὀξυγόνο καὶ τὸ ὑδρογόνο πού ἔχουν στὴν ἀναλογία τοῦ νεροῦ καὶ μένει ἐλεύθερος ὁ ἄνθρακας. Γι' αὐτὸ προσβάλλει καὶ τοὺς ζωϊκοὺς ἰστούς καὶ προκαλεῖ ἐγκαύματα. Ὅταν θερμανθεῖ σὲ ψηλὴ θερμοκρασία τὸ θεικὸ ὀξύ διασπᾶται σὲ διοξειδίου τοῦ θείου, ὑδρατμούς κι ὀξυγόνο :



Γι' αὐτὸ ἔχει ὀξειδωτικὴ δρᾶση, γιὰ μερικὰ σώματα, ὅπως τὸ θεῖο, ὁ ἄνθρακας κ.ἄ. ὅταν θερμανθοῦν μαζί του :



**Ἀνίχνευση.** Τὸ θεικὸ ὀξύ καὶ τὰ εὐδιάλυτα θεικὰ ἄλατα μὲ διάλυμα χλωριούχου βαρίου, δίνουν λευκὸ δυσκολοδιάλυτο ἕζημα ἀπὸ θεικὸ βᾶριο. Ἡ ἀντίδραση αὐτὴ χρησιμεύει γιὰ τὴν ἀνίχνευση τοῦ θεικοῦ ὀξέος καὶ τῶν ἀλάτων του :



**Χρήσεις.** Τὸ θεικὸ ὀξύ ἔχει πολλές ἐφαρμογές καὶ γι' αὐτὸ παρασκευάζεται σὲ μεγάλες ποσότητες. Χρησιμοποιεῖται κυρίως γιὰ τὴν παρασκευὴ χημικῶν λιπασμάτων, ἐκρηκτικῶν ὑλικῶν, χρωμάτων καὶ τῶν πιὸ σπουδαίων ὀξέων (ὑδροχλωρικό, νιτρικό), γιὰ τὴν παρασκευὴ θεικῶν ἀλάτων καὶ ἄλλων σωμάτων. Χρησιμεύει ἀκόμα γιὰ τοὺς ἠλεκτρικοὺς συσσωρευτές (μπαταρίες).

## ΠΡΟΒΛΗΜΑΤΑ

13) Καίγονται στον αέρα 40 γραμμ. θείου. Νά βρεθεί: α) Ποιό σώμα σχηματίζεται και πόσο είναι τό βάρος του. β) Πόσος όγκος άέρας θά χρειαστεί για τήν τέλεια καύση του. (Αναλογία του όξυγόνου στον αέρα 1/5).

14) Πόσο βάρος θειούχου σιδήρου πρέπει νά χρησιμοποιήσουμε μέ ύδροχλωρικό όξύ για νά πάρουμε 10 γραμμ. ύδροθειο;

15) Μέσα σέ γνάλινο κύλινδρο πού έχει 1 λίτρο χλώριο χύνουμε περίσσιο ύδροθειούχο νερό, και σχηματίζεται ένα ύποκίτρινο ίζημα. Νά γραφτεί ή χημική έξίσωση τής αντίδρασης, νά όριστεί τό είδος του ίζήματος και νά ύπολογιστεί τό βάρος του.

16) Μέ χαλκό άποσυνθέτουμε 147 γραμμ. θεικό όξύ. Νά βρεθεί ό όγκος του παραγόμενου διοξειδίου του θείου και τό βάρος του σχηματιζόμενου θεικού χαλκού.

17) Πόσος είναι ό όγκος του άέρα, πού χρειάζεται για τήν τέλεια καύση ενός τόνου σιδηροπυρίτη πού περιέχει 10% ξένες ουσίες; Πόσος είναι ό όγκος του καθενός από τά άέρια πού βγαίνουν από τό καμίνι;

18) Έπιδρούμε σέ 25 γραμμ. χαλκό πού έχει καθαρότητα 96% μέ πυκνό και θερμό θεικό όξύ. Πόσο είναι τό βάρος του παραγόμενου θεικού χαλκού κι ό όγκος του διοξειδίου του θείου;

19) 30 γραμμ. άνθρακας θερμαίνεται μαζί μέ πυκνό θεικό όξύ. Πόσος είναι ό όγκος καθενός από τά παραγόμενα άέρια στην κανονική πίεση και θερμοκρασία;

## ΟΜΑΔΑ ΤΟΥ ΑΖΩΤΟΥ

Σ' αυτή τήν ομάδα άνήκουν τά στοιχεία: άζωτο, φωσφόρος, άρσενικό, άντιμόνιο και βισμούθιο. Άπ' αυτά τό άζωτο κι ό φωσφόρος, έχουν όλες τίς χαρακτηριστικές ιδιότητες των άμετάλλων, τό άρσενικό και τό άντιμόνιο παρουσιάζουν ιδιότητες μικτές και άμετάλλων και μετάλλων και τό βισμούθιο έχει ιδιότητες μεταλλικές.

Στις ενώσεις τους μέ τό ύδρογόνο έχουν σθένος τρία. Στις ενώσεις τους μέ τό ήξυγόνο έχουν σθένος τρία και πέντε.

## Α Ζ Ω Τ Ο

Σύμβολο N

Ατομικό βάρος 14,008

Σθένος III, V

**Προέλευση.** Έλεύθερο βρίσκεται στον ατμοσφαιρικό αέρα ανακατεμένο κυρίως με το οξυγόνο σε αναλογία όγκου 78%. Ένωμένο βρίσκεται με τη μορφή αλάτων, νιτρικά, νιτρώδη κι άμμωνιακά, στο έδαφος και σε πολλές ζωικές και φυτικές ουσίες, κυρίως στα λευκώματα.

**Παρασκευή.** Στα εργαστήρια παρασκευάζεται σε μικρά ποσά με θέρμανση νιτρώδους άμμωνίου (σχ. 35):



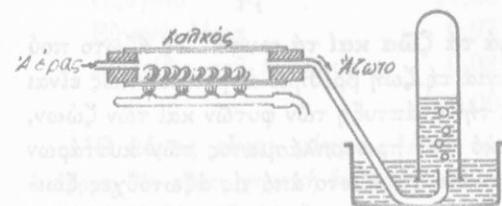
Πιο συχνά αντί για το νιτρώδες άμμωνίο χρησιμοποιείται μίγμα από νιτρώδες νάτριο και χλωριούχο άμμωνίο:



Παρασκευάζεται ακόμα με την οξειδωση της άμμωνίας σύμφωνα με την αντίδραση:



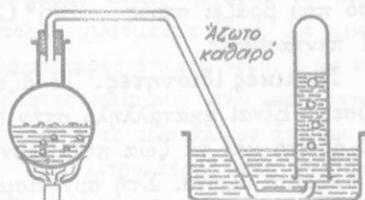
Μπορεί να παρασκευαστεί και από τον ατμοσφαιρικό αέρα με την απομάκρυνση του οξυγόνου. Γι' αυτό, μέσα από θερμαινόμενο ισχυρά σωλήνα που έχει μέσα κομματάκια χαλκό, περνά ρεύμα από καθαρό αέρα χωρίς υδρατμούς και διοξείδιο του άνθρακα (σχ. 36). Τότε το οξυγόνο του αέρα ενώνεται με το χαλκό και σχηματίζει οξείδιο του χαλκού CuO που μένει μέσα στο σωλήνα γιατί δεν είναι πτητικό και από την άλλη άκρη του σωλήνα βγαίνει το



Σχ. 36. Παρασκευή του άζωτου από τον αέρα.

αέριο άζωτο, όχι όμως ολωσδιόλου καθαρό γιατί έχει και τα εύγενή αέρια που βρίσκονται πάντα στον αέρα.

Στη βιομηχανία το άζωτο παρασκευάζεται σε μεγάλα ποσά, με κλασματική απόσταξη του υγρού αέρα. Πρώτα εξαερώνεται το άζωτο

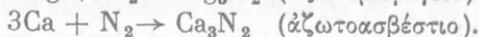
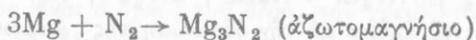


Σχ. 35. Παρασκευή καθαρού άζωτου.

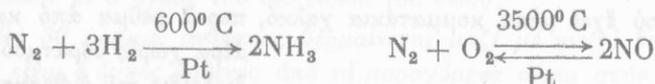
πού είναι πιο πτητικό (σημ. βρασμού — 196° C) και μαζεύεται ιδιαίτερα. Το άζωτο που παρασκευάζεται μ' αυτό τον τρόπο, έχει μέσα εύγενή αέρια μ' ας τις πιο πολλές εφαρμογές του αυτό δέν πειράζει.

**Φυσικές ιδιότητες.** Το άζωτο είναι άχρωμο, άοσμο και άγευστο αέριο. Είναι ελαφρότερο από τον αέρα με σχετική πυκνότητα 0,967. Διαλύεται πολύ λίγο στο νερό, ύγραποιείται δύσκολα και γίνεται άχρωμο ύγρο πού βράζει στους — 196° C. Είναι διατομικό στοιχείο τρισθενές και πεντασθενές.

**Χημικές ιδιότητες.** Το άζωτο δέν καίγεται κι ούτε συντηρεί τις καύσεις. Είναι ακατάλληλο στην άναπνοή. Κερί άναμμένο σβήνει μέσα στο άζωτο και τά ζώα πεθαίνουν από άσφυξία. Γι' αυτό ο Lavoisier τό όνόμασε **άζωτο**. Στή συνηθισμένη θερμοκρασία είναι άδρανές στοιχείο γιατί τά δυό άτομα στο μόριό του είναι στενά συνδεδεμένα. Σέ ψηλή θερμοκρασία τό μόριο διασπάζεται, τά άτομά του είναι πολύ ένεργά και ένώνονται άπευθείας με πολλά μέταλλα, σε ένώσεις πού όνομάζονται **νιτρίδια** :



Μέ παρουσία καταλύτη ένώνεται άπευθείας με τό ύδρογόνο και σχηματίζει τήν άμμωνία ( $\text{NH}_3$ ) και με επίδραση ήλεκτρικών σπινθήρων ένώνεται με τό όξυγόνο και σχηματίζει τό όξειδιο του άζώτου ( $\text{NO}$ ) :



**Σημασία του άζώτου για τά ζώα και τά φυτά.** Το άζωτο πού άρχικά θεωρήθηκε ακατάλληλο για τή ζωή βρέθηκε αργότερα, πώς είναι τό πιο άπαραίτητο στοιχείο για τήν άνάπτυξη των φυτών και των ζώων, γιατί άποτελεί βασικό συστατικό του πρωτοπλάσματος των κυττάρων του σώματός τους. Τά ζώα παίρνουν τό άζωτο από τις άζωτούχες ζωικές και φυτικές τροφές. Τά φυτά τό παίρνουν με τις ρίζες, από τις άζωτούχες ούσιες του έδάφους (νιτρικά άλατα κτλ.). Το άζωτο τής άτμόσφαιρας δέν μπορούν άπευθείας νά τό χρησιμοποιήσουν ούτε τά ζώα ούτε τά φυτά. Μόνο μερικοί μικροοργανισμοί, τά άζωτοβακτήρια, πού ζουν στις ρίζες των ψυχανθών (φασόλια, κουκιά, μπιζέλια κ.ά.) έχουν τήν ικανότητα νά παίρνουν και νά άφομοιώνουν τό άτμοσφαιρικό άζωτο.

**Χρήσεις.** Η βιομηχανία χρησιμοποιεί πολύ τό άζωτο. Παρασκευά-

ζει τήν άμμωνία και τό νιτρικό όξύ πού είναι χρήσιμα στην κατασκευή έκρηκτικών ύλικών και χημικών λιπασμάτων. Έπειδή είναι άδρανές άέριο τό βάζουν μέσα στις ήλεκτρικές λάμπες φωτισμού.

### ΑΤΜΟΣΦΑΙΡΙΚΟΣ ΑΕΡΑΣ

**Όρισμός - Ίδιότητες.** Άτμοσφαιρικός άέρας λέγεται τό άέριο πού περιβάλλει τή γήινη σφαίρα, σε πολλά χιλιόμετρα ύψος. Σε μικρό πάχος είναι άχρωμος και 773 φορές ελαφρότερος από τό νερό. Στις κανονικές συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας παίρνουν τήν πυκνότητά του σαν μονάδα για τή μέτρηση τής πυκνότητας των άλλων άερίων. Η πυκνότητά του δηλαδή είναι ίση με 1. Ένα λίτρο άέρας στις συνθήκες αυτές ζυγίζει 1,293 γραμμάρια. Διαλύεται λίγο στο νερό κι είναι κακός άγωγός τής θερμότητας και του ήλεκτρισμού.

**Σύσταση του άέρα.** Ό άέρας είναι μίγμα κυρίως από δυό άέρια: άζωτο σε αναλογία 78% σε όγκο και όξυγόνο 21%.

Έκτός απ' αυτά περιέχει ακόμα, ύδρατμούς, διοξειδιο του άνθρακα και ευγενή άέρια σε πολύ μικρές ποσότητες. Έκτός από τους ύδρατμούς τό ποσοστό των άλλων άερίων είναι σχετικά σταθερό. Έτσι ή μέση σύσταση του ξηρού άέρα, δηλαδή του άέρα πού δέν έχει ύδρατμούς, είναι ή παρακάτω:

Σύσταση του άέρα	σε όγκο	σε βάρος
Άζωτο	78,00%	75,50%
Όξυγόνο	21,00%	23,20%
Ευγενή άέρια	0,97%	1,25%
Διοξειδιο του άνθρακα	0,03%	0,05%
	<hr/> 100,00	<hr/> 100,00

**Ό άέρας είναι μίγμα.** Από τά παρακάτω αποδεικνύεται πώς ό άέρας δέν είναι χημική ένωση, αλλά μίγμα:

1) Καθένα από τά συστατικά του διατηρεί τις ιδιαίτερες ιδιότητες πού έχει, έτσι τό όξυγόνο διατηρεί τήν ιδιότητα να συντελεί στην καύση των σωμάτων.

2) Από τις αναλύσεις πού έγιναν με μεγάλη ακρίβεια σε διάφορα δείγματα άέρα, αποδείχτηκε πώς ή σύστασή του δέν είναι πάντα σταθερή γι' αυτό δέν μπορεί να είναι ένωση γιατί δέν ισχύει ό νόμος των σταθερών αναλογιών των βαρών.

3) Ὁ ἀέρας πού βρίσκεται διαλυμένος στό νερό ἔχει διαφορετική ἀναλογία ὀξυγόνου (35%) καί ἀζώτου (65%).

4) Ὁ ὑγροποιημένος ἀέρας δέν ἔχει σταθερό σημεῖο βρασμοῦ σάν τό νερό, ἀλλά ἀρχίζει νά βράζει στούς  $-196^{\circ}\text{C}$  (σημ. βρασμοῦ τοῦ ἀζώτου) καί σιγά σιγά ἀνεβαίνει ἡ θερμοκρασία στούς  $-181^{\circ}\text{C}$  (σημεῖο βρασμοῦ τοῦ ὀξυγόνου).

5) Τά συστατικά του μποροῦν νά χωριστοῦν μέ φυσικά μέσα.

**Πείραμα.** Τό παρακάτω πείραμα δείχνει πρόχειρα πώς ὁ ἀέρας εἶναι μίγμα ὀξυγόνου καί ἀζώτου. Μέσα σέ μιᾶ λεκάνη βάζουμε νερό καί ἓνα κομματάκι φελό πού ἐπιπλέει. Πάνω στό φελό τοποθετοῦμε μιᾶ κάψα καί μέσα σ' αὐτή ἓνα μικρό κομματάκι κίτρινο φωσφόρο (σχ. 37). Ὑστερα ἀπό λίγα λεπτά ὁ φωσφόρος ἀναφλέγεται μόνος του στή συνηθισμένη θερμοκρασία καί ἀμέσως γρήγορα γρήγορα τόν σκεπάζουμε μέ ἓνα γυάλινο κώδωνα πού στό πάνω μέρος ἔχει ἓνα ἀνοικτό στόμιο πού κι αὐτό τό κλείνουμε μ' ἓνα πᾶμα.



Σχ. 37. Παρασκευή ἀτμοσφαιρικοῦ ἀζώτου γιά καύση φωσφόρου.

στὸν κώδωνα, εἶναι τό ἄζωτο.

**Ἵγρός ἀέρας.** Ὅλα τὰ ἀέρια μποροῦν νά ὑγροποιηθοῦν μέ πίεση καί ψύξη. Μερικά ὑγροποιοῦνται στή συνηθισμένη θερμοκρασία μέ ἀπλή πίεση ἄλλα ὁμως χρειάζεται συνάμα νά ψυχθοῦν ἰσχυρά. Αὐτό συμβαίνει γιὰτι γιὰ κάθε ἀέριο ὑπάρχει μιᾶ ὀρισμένη θερμοκρασία πού λέγεται **κρίσιμη θερμοκρασία** καί πού πιό πάνω ἀπ' αὐτή τό ἀέριο αὐτό εἶναι ἀδύνατο νά ὑγροποιηθεῖ ὅσο κι ἂν πιεστεῖ. Ἡ πίεση πού χρειάζεται τό

αέριο για να υγροποιηθεῖ στην κρίσιμη θερμοκρασία του ονομάζεται **κρίσιμη πίεση** τοῦ αερίου.

Ἔτσι ἡ κρίσιμη θερμοκρασία τοῦ ὀξυγόνου εἶναι  $-118^{\circ}\text{C}$  καὶ ἡ κρίσιμη πίεση 50 ἀτμόσφαιρες, γιὰ τὸ ὕδρογόνο  $-240^{\circ}\text{C}$  καὶ 13 ἀτμόσφαιρες καὶ γιὰ τὸ ἄζωτο  $-147^{\circ}\text{C}$  καὶ 34 ἀτμόσφαιρες κτλ.

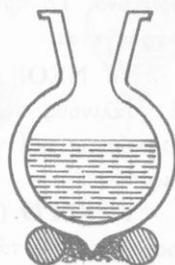
Ἀπὸ τὰ παραπάνω γίνεται φανερό, πὼς γιὰ νὰ υγροποιηθεῖ ὁ ἀέρας δέ φτάνει μόνο ἰσχυρὴ πίεση ἀλλὰ χρειάζεται καὶ δυνατὴ ψύξη κάτω ἀπὸ  $-147^{\circ}\text{C}$  πού εἶναι ἡ κρίσιμη θερμοκρασία τοῦ ἄζωτου.

Ὁ ὑγρὸς ἀέρας εἶναι ἐλαφρὰ ὑποκύανος, ἔχει πυκνότητα  $0,91\text{ gr/cm}^3$  καὶ διατηρεῖται σὲ εἰδικὰ ἀνοιχτά δοχεῖα, πού ονομάζονται Dewar (σχ. 38). Ἔχουν διπλά γυάλινα τοιχώματα ἐπαργυρωμένα ἐσωτερικὰ καὶ ἀνάμεσά τους ὁ χῶρος δέν ἔχει ἀέρα. Μέσα σ' αὐτὰ τὰ δυσθερμαγωγὰ δοχεῖα, ὁ ὑγρὸς ἀέρας πού δέχεται πολὺ μικρὴ ποσότητα θερμοκρασίας ἀπὸ τὸ περιβάλλον, ἐξατμίζεται πολὺ λίγο καὶ μπορεῖ νὰ διατηρηθεῖ ἀρκετὸ καιρὸ.

Παρόμοια δοχεῖα στὸ ἐμπόριο κυκλοφοροῦν μὲ τὸ ὄνομα Thermos καὶ διατηροῦν γιὰ πολλὲς ὥρες τὰ διάφορα ὑγρά ἀνάλογα θερμὰ ἢ ψυχρά.

Διάφορα σώματα ἀποκτοῦν περίεργες ιδιότητες στὴ θερμοκρασία τοῦ ὑγροῦ ἀέρα ( $-195^{\circ}\text{C}$ ).

Ἔτσι τὸ καουτσούκ, τὸ κρέας, τὰ ἄνθη κτλ. ὅταν μποῦν στὸν ὑγρὸ ἀέρα γίνονται σκληρὰ καὶ σπᾶνε σάν τὸ γυαλί. Ὁ ὑδράργυρος πῆζει, γίνεται σκληρὸς καὶ βγάζει ἤχο σάν τὸ σίδηρο. Εὐφλεκτα ὑλικά ὅπως τὸ μπαμπάκι, ἢ σκόνη ἀπὸ ἄνθρακα, μέσα στὸν ὑγροποιημένο ἀέρα ἀποτελοῦν ἐκρηκτικὰ μίγματα.



Σχ. 38. Δοχεῖο Dewar γιὰ διατήρηση τοῦ ὑγροῦ ἀέρα.

## ΕΥΓΕΝΗ ΑΕΡΙΑ

**Γενικά.** Παρατηρήθηκε πὼς τὸ ἄζωτο πού προέρχεται ἀπὸ τὸν ἀτμοσφαιρικό ἀέρα εἶναι πιὸ βαρὺ ἀπὸ αὐτὸ πού παρασκευάζεται ἀπὸ τίς χημικὲς του ἐνώσεις. Αὐτὸ συμβαίνει γιὰ τὸ ἄζωτο τοῦ ἀτμοσφαιρικοῦ ἀέρα δέν εἶναι καθαρὸ ἀλλὰ ἀνακατεμένο μὲ πέντε ἄλλα ἀέρια στοιχεῖα πού ἔχουν περίπου τίς ἴδιες ιδιότητες. Τὰ ἀέρια αὐτὰ εἶναι: τὸ ἥλιο, τὸ νέο, τὸ ἀργό, τὸ κρυπτό καὶ τὸ ξένο.

Τὰ ἀέρια αὐτὰ ἐπειδὴ εἶναι χημικὰ ἀδρανῆ ὀνομάστηκαν εὐγενῆ

αέρια, ανάλογα με τὰ εὐγενή μέταλλα. Πραγματικά δέν ἀντιδρῶν με κανένα σχεδόν στοιχεῖο καί γι' αὐτό τό σθένος τους θεωρεῖται ἴσο με μηδέν. Τό μόριό τους ἀποτελεῖται ἀπό ἕνα μόνο ἄτομο. Σέ σύγκριση με τὰ ἄλλα αέρια δείχνουν κάποια ἠλεκτρική ἀγωγιμότητα. Παρασκευάζονται με κλασματική ἀπόσταξη τοῦ ἀέρα πού τὰ περιέχει στήν ἀναλογία 0,97% σέ ὄγκο.

**Τό ΗΛΙΟΝ.** (He ἄτ. Β. 4,003). Πῆρε τό ὄνομα ἥλιο γιατί βρέθηκε φασματοσκοπικά στόν ἥλιο, τήν πρώτη φορά. Βρίσκεται ἀκόμη σάν συστατικό τῶν ἀερίων μερικῶν πετρελαιοπηγῶν τοῦ Τέξας τῶν Ἡνωμένων Πολιτειῶν τῆς Ἀμερικῆς. Ὑδροποιεῖται πιά δύσκολα ἀπό ὅλα τὰ αέρια (σημ. βρασμοῦ — 268,87° C) κι εἶναι τό πιά ἑλαφρό μετά τό ὕδρογόνο. Τό προτιμοῦν στά ἀερόστατα ἀντί γιά τό ὕδρογόνο γιατί δέν ἀναφλέγεται.

**Τό ΝΕΟ.** (Ne ἄτ. Β. 20,183). Δίνει ὁμορφο πορτοκαλλί φῶς μέσα σέ γυάλινους σωλήνες με ἐλαττωμένη πίεση πού γίνονται ἠλεκτρικές ἐκκενώσεις καί γι' αὐτό χρησιμοποιεῖται πολύ στίς φωτεινές διαφημίσεις.

**Τό ΑΡΓΟ.** (Ar. ἄτ. Β. 93,944). Βρίσκεται στόν ἀέρα σέ πιά μεγάλη ποσότητα ἀπό τὰ ἄλλα (0,96%). Τό βάζουν μέσα στίς ἠλεκτρικές λάμπες φωτισμοῦ.

**Τό ΚΡΥΠΤΟ** (Kr. ἄτ. Β. 83,7) καί τό **ΞΕΝΟ** (Xe ἄτ. Β. 131,3). Βρίσκονται σέ πολύ μικρή ποσότητα στόν ἀέρα καί δέν ἔχουν πρακτική ἐφαρμογή.

## ΕΝΩΣΕΙΣ ΤΟΥ ΑΖΩΤΟΥ

### ΑΜΜΩΝΙΑ ΝΗ<sub>3</sub>

**Προέλευση.** Ἡ αέρια ἀμμωνία βρίσκεται ἐλεύθερη σέ μικρά ποσά στόν ἀτμοσφαιρικό ἀέρα. Ἐνωμένη σάν ἀμμωνιακά ἄλατα στό ἔδαφος, προέρχεται ἀπό τήν ἀποσύνθεση ἀζωτούχων φυτικῶν καί ζωικῶν οὐσιῶν.

**Παρασκευή.** Στά ἐργαστήρια παρασκευάζεται με ἐπίδραση ὕδροξειδίου τοῦ ἀσβεστίου  $\text{Ca(OH)}_2$  σέ κάποιο ἀμμωνιακό ἄλας συχνά στό χλωριούχο ἀμμώνιο  $\text{NH}_4\text{Cl}$  σύμφωνα με τήν ἐξίσωση:



Γιά τήν παρασκευή τῆς ἀμμωνίας μ' αὐτό τόν τρόπο θερμαίνουμε

μέσα σέ φιάλη (σχ. 39) τό μίγμα αὐτῶν τῶν δύο στερεῶν οὐσιῶν σέ σκόνῃ καί μαζεύουμε τήν παραγόμενῃ ἀμμωνία ὄχι κάτω ἀπό τό νερό γιατί διαλύεται ἄφθονα μέσα σ' αὐτό ἀλλά κάτω ἀπό ὑδράργυρο ἢ σέ ἀναποδογυρισμένες φιάλες μέ ἐκτόπιση τοῦ ἀέρα γιατί εἶναι πιό ἐλαφριά ἀπ' αὐτόν.

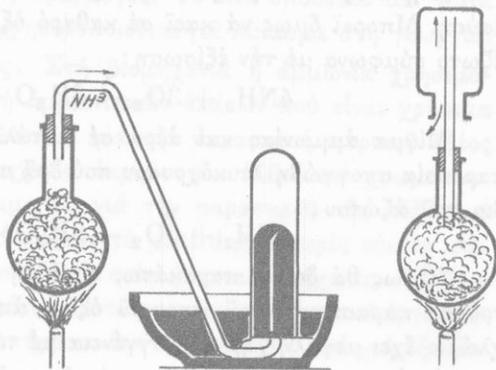
**Στή βιομηχανία** τήν παίρνουν σάν δευτερο προϊόν τῆς παρασκευῆς τοῦ φωταερίου ἀπό τήν ξηρή ἀπόσταξη (πυρόλυση) τῶν λιθανθράκων. Τά ἀέρια πού ἀποτελοῦν τό ἀκάθαρτο φωταέριο περνοῦν μέσα ἀπό νερό πού διαλύει καί κρατεῖ τήν ἀμμωνία. Τό νερό αὐτό ὑστερα θερμαίνεται καί ἡ ἀμμωνία βγαίνει σάν ἀέριο καί μαζεύεται σέ κατάλληλο δοχεῖο ἢ διοχετεύεται σέ ἀραιό θειικό ὄξύ καί σχηματίζει τό θεικό ἀμμώνιο  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  πού χρησιμοποιεῖται γιά λίπασμα.

Παρασκευάζεται ἀκόμα σήμερα στή βιομηχανία **συνθετικά** μέ ἀπευθείας ἔνωση τοῦ ἀζώτου πού παίρνουν ἀπό τόν ὑγροποιημένο ἀέρα καί τοῦ ὑδρογόνου ἀπό τήν ἠλεκτρόλυση τοῦ νεροῦ, ὅπως δείχνει ἡ ἐξίσωση :



Ἡ ἔνωση αὐτῶν τῶν δύο στοιχείων πετυχαίνει μέ διάφορους τρόπους σέ πολύ μεγάλη πίεση, 200 - 1000 ἀτμόσφαιρες, καί ψηλή θερμοκρασία 500 - 600° C καί μέ παρουσία καταλυτῶν.

**Φυσικές ἰδιότητες.** Εἶναι ἀέριο ἄχρωμο μέ χαρακτηριστική δριμεία ὄσμῃ πού προκαλεῖ δάκρυα καί σταματᾷ τήν ἀναπνοή, εἶναι ἐλαφρότερη ἀπό τόν ἀέρα μέ σχετική πυκνότητα 0,60, διαλύεται ἄφθονα στό νερό. Ἕνας ὄγκος νερό στή θερμοκρασία 0° C διαλύει 1150 ὄγκους ἀμμωνία. Μέ πείραμα ἀνάλογο μέ τό πείραμα γιά τό ὑδροχλωρίο (σελ. 67) δείχνεται ἡ μεγάλη διαλυτότητα τῆς ἀμμωνίας. Μέ ἀπλή πίεση



Σχ. 39. Παρασκευή ἀμμωνίας μέ θέρμανση μίγματος χλωριούχου ἀμμωνίου καί ἀσβέστου.

έπτά ατμοσφαιρών στη συνηθισμένη θερμοκρασία, εύκολα ύγροποιείται γιατί η κρίσιμη θερμοκρασία της είναι ψηλή (132,5° C). Η ύγρη άμμωνία εξατμίζεται εύκολα και γι' αυτό προκαλεί έντονη ψύξη και χρησιμοποιείται στην παρασκευή του πάγου.

**Χημικές ιδιότητες.** Δεν καίγεται στον άερα κι ούτε διατηρεί την καύση. Μπορεί όμως να καεί σε καθαρό όξυγόνο και δίνει ύδρατμό και άζωτο σύμφωνα με την εξίσωση :



Μίγμα άμμωνίας και άερα σε κατάλληλες συνθήκες και με την παρουσία σπογγώδη λευκόχρυσου πού δρα σαν καταλύτης, δίνει μονοξειδιο του άζώτου :



"Όπως θά δοϋμε παρακάτω, σ' αυτή την αντίδραση στηρίζεται ό τρόπος παρασκευής του νιτρικού όξέος από την άμμωνία. Έπειδή τό χλώριο έχει μεγάλη χημική συγγένεια με τό υδρογόνο εύκολα αποσυνθεται την άμμωνία και παράγεται τό χλωριοϋχο άμμώνιο και άζωτο :

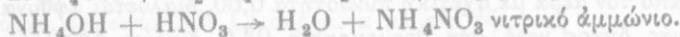
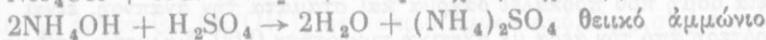
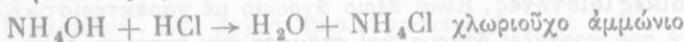


**Καυστική άμμωνία.**  $\text{NH}_4\text{OH}$ . Τό διάλυμα της άμμωνίας στο νερό δείχνει βασική αντίδραση· έτσι αλλάζει τό κόκκινο βάμμα του ήλιότροπιου σε κυανό και σχηματίζει με τά όξέα άλατα. Ό λόγος είναι πώς η άμμωνία διαλυόμενη στο νερό αντιδρά και σχηματίζει μιά βάση πού λέγεται ύδροξείδιο του άμμωνίου ή καυστική άμμωνία  $\text{NH}_4\text{OH}$  :



Σ' αυτό τό σωμα ή ρίζα —  $\text{NH}_4$  λέγεται άμμώνιο και δρα σαν μονοσθενές μέταλλο.

**Άμμωνιακά άλατα.** Έπειδή η καυστική άμμωνία είναι βάση σχηματίζει με τά όξέα μιά σειρά από σημαντικά άλατα πού τά πιο σπουδαία είναι αυτά πού σχηματίζονται με επίδραση ύδροχλωρικού,θειικού και νιτρικού όξέος :



Τά άμμωνιακά άλατα μπορούν να σχηματιστούν και με άπευθείας επίδραση της άέριας άμμωνίας στα όξέα :



Τά άμμωνιακά άλατα είναι όλα λευκά, κρυσταλλικά και εύδιάλυτα στό νερό και βρίσκουν πολλές εφαρμογές. Τό πιό σπουδαίο άπ' αυτά είναι τό θειικό άμμώνιο πού χρησιμοποιείται για λίπασμα στή γεωργία.

**Χρήσεις τής άμμωνίας.** Στή βιομηχανία ή άμμωνία χρησιμοποιείται ή για τήν παρασκευή άμμωνιακών άλάτων πού είναι χρήσιμα σαν άζωτούζα χημικά λιπάσματα ή για τήν παρασκευή νιτρικού όξέος πού είναι χρήσιμο στή βιομηχανία έκρηκτικών ύλών και χρωμάτων. Χρησιμοποιείται άκόμη ή άμμωνία για τήν παρασκευή τής σόδας μέ τή μέθοδο Solvay, για νά καθαρίζουν τό μαλί άπό λιπαρές ούσιες κτλ. Σέ ύγρή κατάσταση χρησιμοποιείται στις ψυκτικές μηχανές. Τά διαλύματά της στό νερό είναι πολύτιμο αντίδραστήριο στά χημικά έργαστήρια, στήν Ιατρική για τά τσιμπήματα άπό τίς μέλισσες και για έξουδετέρωση του μεθυσίου.

## ΟΞΕΙΔΙΑ ΤΟΥ ΑΖΩΤΟΥ

Τό άζωτο μέ τό όξυγόνο σχηματίζει πολλά όξειδια.

1) Τό ύποξείδιο του άζώτου  $\text{N}_2\text{O}$ , άέριο άχρωμο μέ εύχάριστη όσμή, λίγο γλυκιά γεύση, λίγο διαλυτό στό νερό, βαρύτερο άπό τόν άέρα. Είσιπγέομενο προκαλεί άναισθησία και νευρικό γέλιο γι' αυτό λέγεται και **Ιλαρυντικό άέριο**.

2) **Μονοξείδιο του άζώτου**  $\text{NO}$ . Έχει τίς ίδιες φυσικές ιδιότητες μέ τό προηγούμενο και χρησιμοποιείται για τήν παρασκευή του νιτρικού και του θειικού όξέος μέ τή μέθοδο των μολύβδινων θαλάμων.

3) **Τριοξείδιο του άζώτου**  $\text{N}_2\text{O}_3$ . Ύγρό μέ βαθύ κυανό χρώμα. Είναι άνυδρίτης του νιτρώδους όξέος  $\text{HNO}_2$ .

4) **Διοξείδιο ή τετροξείδιο του άζώτου**  $\text{NO}_2$  ή  $\text{N}_2\text{O}_4$ . Σέ θερμοκρασία πάνω άπό  $150^\circ \text{C}$  είναι άέριο μέ μοριακό τύπο  $\text{NO}_2$ , στή θερμοκρασία των  $22^\circ \text{C}$  είναι άνοικτοκίτρινο ύγρό μέ μοριακό τύπο  $\text{N}_2\text{O}_4$ . Δίνει άτμούς πού προσβάλλουν τά άναπνευστικά όργανα και λέγονται νιτρώδεις άτμοί.

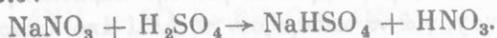
5) **Πεντοξείδιο του άζώτου**  $\text{N}_2\text{O}_5$ . Είναι στερεό, λευκό, κρυσταλ-

λικό και είναι ανυδρίτης του νιτρικού οξέος  $\text{HNO}_3$ . Χρησιμοποιείται σαν οξειδωτικό σώμα.

## ΝΙΤΡΙΚΟ ΟΞΥ

**Προέλευση.** Το νιτρικό οξύ βρίσκεται στη φύση στη μορφή νιτρικών αλάτων στο έδαφος θερμών και ξηρών χωρών, όπως το νιτρικό νάτριο  $\text{NaNO}_3$  στη Χιλή (νίτρο της Χιλής) και το νιτρικό κάλιο  $\text{KNO}_3$  στις Ίνδιες (νίτρο των Ίνδιων). Για πρώτη φορά παρασκευάστηκε τον 9ο αιώνα, από τον αλχημιστή Gaber και ονομάστηκε aqua - forte.

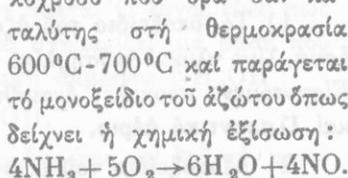
**Παρασκευή.** Στα εργαστήρια με επίδραση πυκνού θειικού οξέος σε νιτρικό νάτριο :



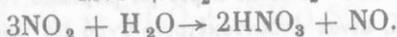
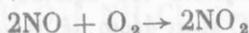
Μέσα σε γυάλινο κέρας θερμαίνεται το μίγμα και οι ατμοί του παραγόμενου νιτρικού οξέος μαζεύονται και συμπυκνώνονται με ψύξη μέσα σε φιάλη (σχ. 40).

Στη βιομηχανία παρασκευάζεται : α) από το νίτρο της Χιλής με μέθοδο ανάλογη με την εργαστηριακή,

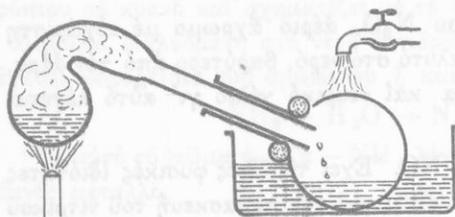
β) με οξείδωση της αμμωνίας με τη μέθοδο του Ostwald. Μίγμα από ατμοσφαιρικό αέρα και αμμωνία περνά μέσα από σπογγώδη λευκόχρυσο που δρᾷ σαν καταλύτης στη θερμοκρασία  $600^\circ\text{C} - 700^\circ\text{C}$  και παράγεται το μονοξείδιο του άζωτου όπως δείχνει η χημική εξίσωση :



Τό παραγόμενο μονοξείδιο του άζωτου έρχεται ύστερα σ' επαφή με τον ατμοσφαιρικό αέρα και γίνεται διοξείδιο του άζωτου που με νερό δίνει νιτρικό οξύ και μονοξείδιο του άζωτου :



Τό παραγόμενο πάλι μονοξείδιο του άζωτου στη δεύτερη φάση ξαναγίνεται με τό οξυγόνο του αέρα διοξείδιο και ό κύκλος επαναλαμβάνεται ώσπου νά γίνει όλη ή ποσότητα της αμμωνίας νιτρικό οξύ.

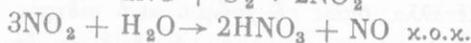
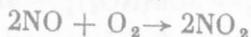


Σχ. 40. Παρασκευή του νιτρικού οξέος στα εργαστήρια.

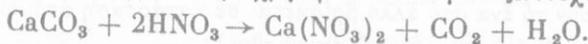
γ) Ἀπό τόν ἀτμοσφαιρικό ἀέρα μέ τή μέθοδο Birkeland - Eyde. Ὁ ἀέρας περνᾷ ἀπό βολταϊκό τόξο μεγάλης ἐπιφάνειας καί στή θερμοκρασία τῶν 3000° C τοῦ βολταϊκοῦ τόξου ἕνα μέρος ἀπό τό ἄζωτο καί τό ὀξυγόνο τοῦ ἀέρα ἐνώνονται καί σχηματίζουν τό μονοξειδιο τοῦ ἄζωτου :



Γιά νά ἀποφύγουν τήν ἀποσύνθεση ψύχουν γρήγορα τό μονοξειδιο καί τό ὀδηγοῦν σ' ἕνα πύργο, ὅπου μέ τό ὀξυγόνο τοῦ ἀέρα καί τό νερό, πού πέφτει ἀπό ψηλά σάν βροχή, σχηματίζει νιτρικό ὀξύ :



Μ' αὐτή τή μέθοδο παρασκευάζεται τό νιτρικό ὀξύ στή Νορβηγία, πού ἡ ἠλεκτρική ἐνέργεια παραγόμενη ἀπό ὕδατοπτώσεις εἶναι φτηνή. Ἐπειδή εἶναι ἀραιό, τήν ἴδια στιγμή μέ ἐπίδραση ἀνθρακικοῦ ἀσβεστίου  $\text{CaCO}_3$  (ἀσβεστόλιθος), τό μετατρέπουν σέ νιτρικό ἀσβέστιο  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ , πού μέ τό ὄνομα νορβηγικό νίτρο χρησιμοποιεῖται γιά ἄζωτοῦχο λίπασμα :

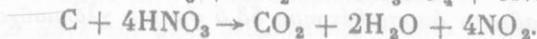


**Φυσικές ιδιότητες.** Τό καθαρό νιτρικό ὀξύ εἶναι ὑγρό ἄχρωμο μέ Εἰδ. Β. 1,56 gr\*/cm<sup>3</sup>, βράζει στούς 86° C καί ἀνακατεύεται μέ τό νερό σέ κάθε ἀναλογία. Τό ἡλιακό φῶς τό ἀποσυνθέτει καί παράγονται νιτρῶδεις ἀτμοί πού τοῦ δίνουν καστανοκόκκινο χρῶμα καί λέγεται **καπνίζον νιτρικό ὀξύ**. Στό ἐμπόριο κυκλοφορεῖ νιτρικό ὀξύ ἄχρωμο ἢ κιτρινωπό μέ περιεκτικότητα 67% καί Εἰδ. Β. 1,42 gr\*/cm<sup>3</sup> πού βράζει στούς 120° C.

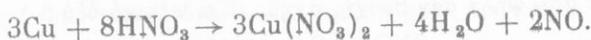
**Χημικές ιδιότητες.** Τό νιτρικό ὀξύ εἶναι δυνατό ὀξειδωτικό μέσο, γιατί διασπᾶται εὐκολά σέ ὀξειδια τοῦ ἄζωτου, ὕδρατμό καί ὀξυγόνο ὅπως δείχνουν οἱ ἐξισώσεις :



Γι' αὐτό ὀξειδώνει τό θεῖο σέ θειικό ὀξύ, τό φωσφόρο σέ φωσφορικό ὀξύ, τόν ἀνθρακα σέ διοξειδιο τοῦ ἀνθρακα κτλ. :



Προσβάλλει πολλές οργανικές ουσίες πού άλλες τις οξειδώνει και τις κατακαίει κι άλλες τις μετατρέπει σε νιτροενώσεις. Έτσι τó νέφτι (τερεβινθέλαιο) ανάβει και καίγεται μέ πυκνό νιτρικό οξύ. Ή γλυκερίνη γίνεται νιτρογλυκερίνη. Ζωικές ουσίες όπως τó δέρμα, τά φτερά, τó μετάξι, τó μαλλί, τó νιτρικό οξύ, στην άρχή τις κιτρινίζει κι ύστερα τις άποσυνθέτει. Προσβάλλει και διαλύει όλα τά μέταλλα εκτός από τó χρυσό και τó λευκόχρυσο και σχηματίζει νιτρικά άλατα και οξειδία τού άζώτου:



Όρισμένα μέταλλα, όπως τó χρώμιο κι ó σίδηρος, μέ τó νιτρικό οξύ οξειδώνονται μόνο επιφανειακά, κι ή οξείδωση δέν προχωρεί σε βάθος. Αύτή ή κατάσταση λέγεται **παθητική κατάσταση**.

**Βασιλικό νερό.** Μίγμα από πυκνό νιτρικό οξύ και ύδροχλωρικό οξύ λέγεται **βασιλικό νερό** γιατί προσβάλλει και διαλύει τó χρυσό. Αυτό οφείλεται στό χλώριο πού τή στιγμή τής παραγωγής του όταν τά δυό οξέα επιδρούν τó ένα στό άλλο βρίσκεται σε κατάσταση ατόμων και είναι πολύ δραστικό (χλώριο έν τῷ γεννᾶσθαι):



Αυτό τó χλώριο προσβάλλει τó χρυσό πού γίνεται χλωριούχος χρυσός  $\text{AuCl}_3$  και διαλύεται στό νερό. Μέ τόν ίδιο τρόπο προσβάλλει και τó λευκόχρυσο και σχηματίζει τó χλωριούχο λευκόχρυσο- $\text{PtCl}_4$ .

**Χρήσεις.** Πολύ μεγάλες ποσότητες χρησιμοποιούνται για παρασκευή έκρηκτικῶν υλικῶν, χρωμάτων και νιτρικῶν λιπασμάτων για τή γεωργία. Για τόν καθαρισμό τῶν μετάλλων, τή χαρακτηριστική σε χαλκό και για τó βασιλικό νερό.

## ΠΡΟΒΛΗΜΑΤΑ

20) Άποσυνθέτονται μέ θέρμανση 20 γραμμ. νιτρώδες άμμώνιο. Πόσος όγκος άζωτο παράγεται;

21) Ένα δωμάτιο έχει διαστάσεις  $8\text{m} \times 5\text{m} \times 3,5\text{m}$ . Νά λογαριασθεί: α) τó βάρος τού άέρα πού βρίσκεται μέσα σ' αυτό, β) ó όγκος και τó βάρος τού οξυγόνου και τού άζώτου (1 λίτρο άέρας ζυγίζει 1,293 γραμμ.).

22) Μέ άσβεστο άποσυνθέτουμε 53,5 γραμμ. χλωριούχο άμμώνιο.

Νά βρεθεί : α) πόσο βάρος άσβεστος χρειάζεται, β) πόσο βάρος και πόσος όγκος άμμωνία παράγεται.

23) Σέ φιάλη πού έχει 2 λίτρα χλώριο βάζουμε άέρια άμμωνία σέ περίσσια ποσότητα. Νά βρεθεί : τό βάρος τού παραγόμενου χλωριούχου άμμωνίου κι ό όγκος τού παραγόμενου άζώτου.

24) Πόσο βάρος καθαρό νιτρικό όξύ μπορεί νά παρασκευαστεί από ένα τόνο νίτρο τής Χιλής, πού έχει καθαρότητα 96%. Αν τό θεικό όξύ πού θά χρησιμοποιηθεί έχει 1,5% νερό, πόσο βάρος άπ' αυτό θά χρειαστεί;

25) Τό νιτρικό όξύ προσβάλλει τόν άργυρο σάν και τό χαλκό. Νά γραφτεί ή σχετική χημική έξίσωση μέ βάση πώς ό άργυρος είναι μέταλλο πού έχει σθένος I κι ό χαλκός έχει σθένος II.

### Φ Ω Σ Φ Ο Ρ Ο Σ

Σύμβολο P

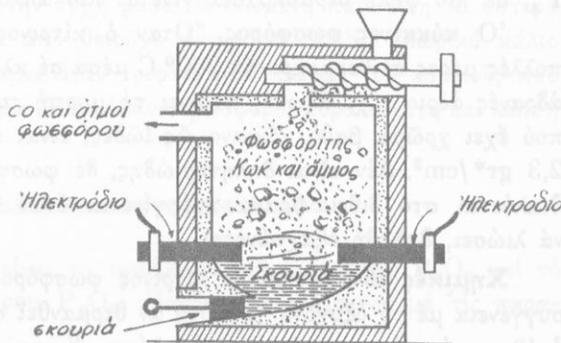
Άτομικό βάρος 30,98

Σθένος III, V

**Προέλευση.** Ό φωσφόρος δέ βρίσκεται ελεύθερος στή φύση. Οί ενώσεις του είναι όρυκτά πού τά πιό σπουδαία είναι ό φωσφορίτης  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  και ό άπατίτης  $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$ . Είναι συστατικό άπαραίτητο στό σῶμα τῶν ζῶων και τῶν φυτῶν, κυρίως στά κόκκαλα, πού περιέχουν περίπου 58% φωσφορικό άσβέστιο.

#### Παρασκευή.

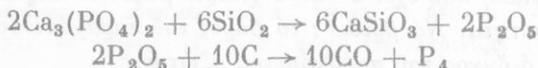
Πρίν από πολλά χρόνια έπαιρναν τό φωσφόρο από τά κόκκαλα πού έχουν περίπου 12% φωσφόρο. Σήμερα τόν παίρνουν άποκλειστικά από τό φωσφορίτη μέ τόν παρακάτω τρόπο : Θερμαίνουν δυνατά φωσφορίτη, μαζί μέ άμμο ( $\text{SiO}_2$ ) και άνθρακα, μέσα σέ ήλεκτρικά καμίνια (σχ. 41). Σ' αυτή τήν ψηλή θερμοκρασία γίνεται άποσύνθεση τού φω-



Σχ. 41. Ήλεκτρικό καμίνι πού παράγει φωσφόρο.

8

σφορίτη και σχηματίζονται πυριτικό ασβέστιο  $\text{CaSiO}_3$ , μονοξειδίο του άνθρακα και άτμοι φωσφόρου που οδηγούνται και συμπυκνώνονται μέσα σε ψυχρό νερό :



δηλαδή  $2\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 6\text{SiO}_2 + 10\text{C} \rightarrow \text{P}_4 + 6\text{CaSiO}_3 + 10\text{CO}$ .

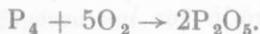
Ο φωσφόρος αυτός δεν είναι καθαρός και γι' αυτό αποστάζεται μέσα σε σιδερένια κέρατα, χύνεται σε καλούπια, παίρνει τη μορφή ραβδιών και φυλάγεται μέσα στο νερό σε δοχεία.

**Φυσικές ιδιότητες.** Ο φωσφόρος παρουσιάζεται σε δυό άλλοτροπικές μορφές, κίτρινος φωσφόρος και κόκκινος φωσφόρος.

Ο κίτρινος φωσφόρος είναι στερεό, κιτρινωπό σώμα, ήμυδιαφανές, μαλακό σαν τό κερί, με χαρακτηριστική όσμή. Έχει Ειδ. Β. 1,83  $\text{gr}^*/\text{cm}^3$ , λιώνει στους 44° C και βράζει στους 287° C. Δέ διαλύεται στο νερό αλλά στο διθειάνθρακα. Στο σκοτάδι εκπέμπει φώς και γι' αυτό ονομάστηκε φωσφόρος. Είναι δηλητηριώδης και στο δέρμα προκαλεί έγκαύματα που γιατρεύονται δύσκολα. Γι' αυτό ή μεταχειρήσή του πρέπει νά γίνεται μέ πολλή προσοχή. Ποτέ δεν τόν πιάνουν μέ τό χέρι αλλά μέ λαβίδα και τόν κόβουν μέσα στο νερό. Στη συνηθισμένη θερμοκρασία τό μόριό του αποτελείται από 4 άτομα και έχει τόν τύπο  $\text{P}_4$ , σε πιό ψηλή θερμοκρασία γίνεται πιό άπλό, έχει τόν τύπο  $\text{P}_2$ .

Ο κόκκινος φωσφόρος. Όταν ό κίτρινος φωσφόρος θερμανθεί πολλές μέρες σε θερμοκρασία 260° C μέσα σε κλειστά δοχεία που έχουν άδρανές άέριο π.χ. άζωτο, παίρνει τη μορφή του κόκκινου φωσφόρου, που έχει χρώμα βαθύ κόκκινο ως ιώδες, είναι άοσμος κι έχει Ειδ. Β. 2,3  $\text{gr}^*/\text{cm}^3$ . Δεν είναι δηλητηριώδης, δέ φωσφορίζει στο σκοτάδι, δέ διαλύεται στο διθειάνθρακα και γίνεται όταν θερμανθεί άέριο, χωρίς νά λιώσει, δηλαδή εξαχνώνεται.

**Χημικές ιδιότητες.** Ο κίτρινος φωσφόρος έχει μεγάλη χημική συγγένεια μέ τό όξυγόνο γι' αυτό άν θερμανθεί στον άέρα στους 60° C άνάβει και καίγεται μέ λαμπρή φλόγα, δίνοντας πεντοξειδίο του φωσφόρου  $\text{P}_2\text{O}_5$ , που είναι μιά λεπτή άσπρη σκόνη :



Γι' αυτό ό φωσφόρος είναι από τά πιό καλά αναγωγικά μέσα. Τό ίδιο ζωηρά ένώνεται μέ τά άλατογόνα στοιχεία, μέσα σε άτμόσφαιρα

χλωρίου ή σ' έπαφή μέ τό στερεό ιώδιο μόλις θερμανθεϊ. Ένώνεται άκόμη μέ τό θεϊο και πολλά μέταλλα.

Ο κόκκινος φωσφόρος έχει τίς ίδιες χημικές ιδιότητες μά σέ μικρότερο βαθμό. Έτσι ανάβει μόνο σέ ψηλή θερμοκρασία (260° C) και καίγεται κι αυτός σχηματίζοντας πεντοξείδιο του φωσφόρου.

**Χρήσεις.** Ο κίτρινος φωσφόρος χρησιμεύει για νά κατασκευάζονται χειροβομβίδες, έμπρηστικές βόμβες, σάν δηλητήριο για τούς ποντικούς κι άλλα παράσιτα. Τό μεγαλύτερο ποσό του γίνεται κόκκινος φωσφόρος ή θειούχες ένώσεις για τή βιομηχανία τών σπϊρτων.

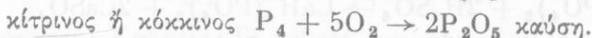
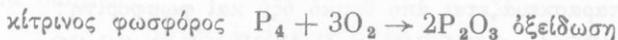
## Σ Π Ι Ρ Τ Α

Άλλοτε τά σπϊρτα παρασκευάζονταν από κίτρινο φωσφόρο. Έπειδή όμως ό κίτρινος φωσφόρος είναι δηλητηριώδης και τά σπϊρτα αυτά άναβαν πάρα πολύ εύκολα, πράγμα πολλές φορές επικίνδυνο, άπαγορεύτηκε ή χρήση τους σέ πολλά κράτη κι αντικαταστάθηκαν μέ τά λεγόμενα σπϊρτα ασφάλειας πού χρησιμοποιούνται σήμερα και στήν Ελλάδα.

Τά σπϊρτα ασφάλειας κατασκευάζονται από μικρά ξυλάκια πού ή άκρη τους βαφτίζεται στήν άρχή μέσα σέ λιωμένη παραφίνη κι ύστερα σ' ένα εύφλεκτο μίγμα από θειούχο άντιμόνιο  $Sb_2S_3$ , χλωρικό κάλιο  $KClO_3$  και κόλλα. Ανάβει όταν τριφτεϊ στά πλευρά του κουτιού, πού έχουν σκεπαστεϊ μέ μίγμα από κόκκινο φωσφόρο, πυρολουσίτη και λεπτή σκόνη από γυαλί.

## ΟΞΕΙΔΙΑ ΤΟΥ ΦΩΣΦΟΡΟΥ

Τά πιό σπουδαϊά είναι τό τριοξείδιο του φωσφόρου  $P_2O_3$  και τό πεντοξείδιο του φωσφόρου  $P_2O_5$ . Παράγονται σύμφωνα μέ τίς παρακάτω έξισώσεις :



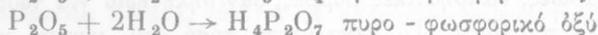
Και τά δυό είναι στερεά, λευκά και άνυδρίτες δξέων: τό τριοξείδιο του φωσφορώδους δξέος και τό πεντοξείδιο τών φωσφορικών.

## ΟΞΕΑ ΤΟΥ ΦΩΣΦΟΡΟΥ

Από τό τριοξειδίο του φωσφόρου προκύπτει τό φωσφορώδες όξύ:  

$$P_2O_3 + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_3 \text{ φωσφορώδες όξύ.}$$

Από τό πεντοξειδίο προκύπτουν τρία όξέα ανάλογα μέ τά μόρια του νερού πού παίρνουν μέρος στήν αντίδραση:



Από τά τρία τό πιό σπουδαίο είναι τό όρθοφωσφορικό πού λέγεται καί άπλά φωσφορικό όξύ.

## ΦΩΣΦΟΡΙΚΟ ΟΞΥ

Στή βιομηχανία παράγεται από επίδραση θεικού όξέος σέ όρυκτό φωσφορίτη:



Τό καθαρό είναι στερεό, κρυσταλλικό, Είδ. Β. 1,88 gr\*/cm<sup>3</sup> καί λιώνει στους 42° C. Είναι πολύ ύγροσκοπικό καί γι' αυτό άπορροφά τους ύδρατμούς του άέρα καί γίνεται ύγρό σάν σιρόπι. Δέν είναι πολύ ίσχυρό όξύ καί σάν τριδύναμο δίνει τρία είδη άλατα, δυό όξινα κι ένα ουδέτερο. Μέ τό νάτριο π.χ. δίνει τό NaH<sub>2</sub>PO<sub>4</sub> - δισόξινο, τό Na<sub>2</sub>HPO<sub>4</sub> - μονόξινο καί Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> ουδέτερο φωσφορικό νάτριο. Μέ τό δισθενές άσβέστιο, τό CaH<sub>4</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> - δισόξινο, τό Ca<sub>2</sub>H<sub>2</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> - μονόξινο καί Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> ουδέτερο φωσφορικό άσβέστιο.

## ΦΩΣΦΟΡΙΚΑ ΑΛΑΤΑ

Από όλα τά φωσφορικά άλατα τό πιό σπουδαίο είναι τό δισόξινο φωσφορικό άσβέστιο CaH<sub>4</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>, πού χρησιμοποιεΐται γιά λίπασμα, γιατί διαλύεται στό νερό κι άφομοιώνεται εύκολα από τά φυτά. Βιομηχανικά παρασκευάζεται από θεικό όξύ καί φωσφορίτη:



Τό μίγμα του δισόξινου φωσφορικού άσβεστίου καί του θεικού άσβεστίου στό έμπόριο λέγεται **υπερφωσφορικό άλας** καί είναι τό πιό σπουδαίο φωσφορούχο λίπασμα.

## ΑΡΣΕΝΙΚΟ

Σύμβολο As

Ατομικό βάρος 74, 91

Σθένος III, V

**Προέλευση.** Στή φύση βρίσκεται με τη μορφή ορυκτών που τά σπουδαιότερα είναι ο άρσενοπυρίτης  $FeAsS$ , ή κίτρινη σανδαράχη  $As_2S_3$  και η κόκκινη σανδαράχη  $As_2S_2$ .

**Παρασκευή.** Παρασκευάζεται με θέρμανση του άρσενοπυρίτη που διασπάται σε θειούχο σίδηρο κι άρσενικό που εξαχνώνεται :



Πιό συχνά τό παίρνουν από τό τριοξειδιο του άρσενικού  $As_2O_3$ , που σχηματίζεται κατά τη φρύξη θειούχων ορυκτών, με άναγωγή. Σάν άναγωγικό μέσο χρησιμοποιούν άνθρακα :



**Ιδιότητες.** Τό άρσενικό παρουσιάζεται σε δυό άλλοτροπικές μορφές. Άμορφο με κίτρινο χρώμα και κρυσταλλικό με χρώμα σταχτί. Τό κρυσταλλικό είναι ή πιό σταθερή μορφή. Έχει μεταλλική λάμψη μά σπάει εύκολα. Έχει Ειδ. Β. 5,7 gr\*/cm<sup>3</sup> και όταν θερμαίνεται εξαχνώνεται χωρίς νά λιώνει. Καί στίς δυό μορφές είναι ισχυρό δηλητήριο και τό ίδιο δηλητηριώδεις είναι κι όλες οι ενώσεις του. Χημικά μοιάζει με τό φωσφόρο.

**Χρήσεις.** Χρησιμοποιεΐται στά κράματα των μετάλλων που τά κάνει πιό σκληρά. Έτσι με τό μόλυβδο σε αναλογία 0,5 - 1,0% σχηματίζει σκληρό κράμα που τό χρησιμοποιούν για νά κάνουν σκάγια.

## ΑΝΤΙΜΟΝΙΟ

Σύμβολο Sb

Ατομικό βάρος 121, 76

Σθένος III, V

**Προέλευση - Παρασκευή.** Βρίσκεται στά ορυκτά, άντιμονίτη  $Sb_2S_3$  και άλλα, και παρασκευάζεται με θέρμανση του άντιμονίτη με άπορρίματα σιδήρου :



**Ιδιότητες - Χρήσεις.** Τό καθαρό άντιμόνιο είναι στυλπνό, άργυρόλευκο, εύθραυστο και κρυσταλλικό. Έχει Ειδ. Β. 6,7 gr\*/cm<sup>3</sup> και λιώνει στους 630° C. Είναι λίγο άγώγιμο στή θερμότητα και τόν ήλεκ-

τρισμό. Στή συνηθισμένη θερμοκρασία δέν αλλοιώνεται από τόν άέρα αλλά σέ ψηλή θερμοκρασία καίγεται μέ γαλάζια φλόγα και δίνει λευκό τριοξειδιο του άντιμονίου  $Sb_2O_3$ . Τά άραιά όξέα δέν τό προσβάλλουν, τό βασιλικό νερό τό διαλύει και σχηματίζει πενταχλωριούχο άντιμόνιο  $SbCl_5$ , και πιό δύσκολα προσβάλλεται από τό πυκνό και θερμό θειικό όξύ και δίνει θειικό άντιμόνιο  $Sb_2(SO_4)_3$ .

Χρησιμεύει στήν κατασκευή μεταλλικών κραμάτων που τά κάνει πιό σκληρά. Τά πιό σπουδαία είναι τό **κράμα των τυπογραφικών στοιχείων** (μόλυβδος - άντιμόνιο - κασίτερος) και τό **κράμα άντιτριβής** (κασίτερος - άντιμόνιο - χαλκός). Χρησιμεύει άκόμη και στήν παρασκευή μερικών χρωμάτων.

## Β Ι Σ Μ Ο Υ Θ Ι Ο

Σύμβολο **Bi**

Ατομικό βάρος 209

Σθένος III, V

**Πρόλευση - Παρασκευή.** Τό Bi βρίσκεται στή φύση και μόνο του και ένωμένο στή μορφή ορυκτών. Τό πιό σπουδαίο είναι ό βισμούθιτης  $Bi_2S_3$ . Τό παίρνουν ή μέ τήν τήξη του έλεύθερου βισμούθιου, ή μέ φρύξη του βισμούθιτη και άναγωγή του παραγόμενου όξειδίου του βισμούθιου μέ άνθρακα.

**Ιδιότητες - Χρήσεις.** Είναι στοιχείο μέ ιδιότητες πιό πολύ μεταλλικές. Έχει χρώμα άργυρόλευκο και μεταλλική λάμψη. Είναι κρυσταλλικό, σκληρό και σπάει εύκολα. Έχει Ειδ. Β. 9,8 gr\*/cm<sup>3</sup> και λιώνει στους 270° C. Θερμαινόμενο στον άέρα καίγεται μέ άσθενή λευκοκίανη φλόγα και δίνει όξείδιο. Διαλύεται στο νιτρικό και στο πυκνό θειικό όξύ.

Χρησιμοποιείται άποκλειστικά στήν κατασκευή κραμάτων που λιώνουν εύκολα. Τό πιό σπουδαίο από τά κράματά του είναι τό **κράμα του Wood** (βισμούθιο - μόλυβδος - κασίτερος, κάδμιο) (4:2:1:1), που λιώνει στους 71° C. Μερικές ένώσεις του βισμούθιου χρησιμοποιούνται και στήν ιατρική σαν φάρμακα.

## ΟΜΑΔΑ ΤΟΥ ΑΝΘΡΑΚΑ

Σ' αυτή τήν ομάδα άνήκουν ό άνθρακας και τό πυρίτιο. Και τά δύο έχουν σθένος IV.

## ΑΝΘΡΑΚΑΣ

Σύμβολο C

Ατομικό βάρος 12,01

Σθένος IV

**Προέλευση.** Ήλεύτερος στή φύση ό άνθρακας βρίσκεται σέ πολλές μορφές: καθαρός, σάν διαμάντι και γραφίτης, και ανακατεμένος μ' άλλες ούσιες στους γαιάνθρακες. Ένωμένος σάν διοξείδιο τοῦ άνθρακα είναι συστατικό τοῦ ατμοσφαιρικοῦ αέρα, και μέ μορφή άνθρακικῶν αλάτων αποτελεί πετρώματα σέ μεγάλη έκταση. Τά σπουδαιότερα είναι ό άσβεστόλιθος και τό μάρμαρο. Ένωμένος μέ τό ύδρογόνο βρίσκεται στά φυσικά αέρια και στά πετρέλαια. Τελικά είναι τό κυριότερο και άπαραίτητο συστατικό τοῦ σώματος τῶν ζῶων και τῶν φυτῶν.

**Άλλοτροπικές μορφές.** Ό άνθρακας είναι στοιχείο άλλοτροπικό: παρουσιάζεται και κρυσταλλικός και άμορφος. Κρυσταλλική μορφή είναι τό διαμάντι και ό γραφίτης και άμορφη οι γαιάνθρακες, οι ξυλάνθρακες κτλ.

## \* ΚΡΥΣΤΑΛΛΙΚΑ ΕΙΔΗ ΑΝΘΡΑΚΑ

**Διαμάντι.** Τό διαμάντι είναι σῶμα στερεό, κρυσταλλικό και είναι σχεδόν καθαρός άνθρακας. Βρίσκεται σάν ορυκτό μέσα σέ ύδατογενή πετρώματα στή Ν. Άφρική, τή Βραζιλία, τή Βόρνεο και άλλου. Κρυσταλλώνεται στο κύβικο σύστημα και πιό συχνά είναι άχρωμο. Ύπάρχουν όμως διαμάντια μέ έλαφρές άποχρώσεις προς τό ρόδινο, τό κίτρινο, τό γαλάζιο χρώμα. Ύπάρχουν ακόμα και μαῦρα διαμάντια. Έχει μεγάλη φωτοθλαστικότητα, είναι τό πιό σκληρό από τά γνωστά σώματα και χαράσσει όλα τά άλλα. Είναι κακός άγωγός τῆς θερμότητας και τοῦ ηλεκτρισμοῦ, έχει Ειδ. Β. 3,50 gr\*/cm<sup>3</sup>, δέν προσβάλλεται από τά όξέα και καίγεται μόνο στους 800° C σέ καθαρό όξυγόνο δίνοντας διοξείδιο τοῦ άνθρακα. Τά φυσικά διαμάντια έχουν πάντα ένα άδιαφανές περίβλημα πού τό βγάζουν μέ κατεργασία. Τά μαῦρα και τά άδιαφανή διαμάντια τά μεταχειρίζονται για νά κόβουν τό γυαλί και νά τρυποῦν σκληρά πετρώματα. Τά διαφανή τά μεταχειρίζονται σάν πολύτιμες πέτρες στα κοσμήματα γιατί έχουν εξαιρετική λάμψη. Τά διαμάντια τά κατεργάζονται μέ τήν ίδια τους τή σκόνη και φροντίζουν νά τους δώσουν πολλές έδρες και έτσι ή λάμψη τους νά γίνει πιό μεγάλη. Τά πολυεδρικά διαμάντια λέγονται μπριλλάντια (brillants). Η αξία τῶν διαμαντιῶν έξαρτάται από τήν κατεργασία τους, από τή διαφάνειά τους και τό βάρος τους πού μετρί-

ται σέ καράτια (ένα καράτι = 0,20 γραμμ.). Τήν τεχνητή κατασκευή διαμαντιῶν πέτυχε τό 1893 ὁ Γάλλος χημικός Moissan. Κατασκεύασε μικροσκοπικούς κρυστάλλους πού δέν εἶχαν ὅμως ἐμπορική ἀξία.

**Γραφίτης.** Βρίσκεται στή φύση σέ ἐξαγωνικά φυλλίδια ἢ σέ κρυσταλλικές ἰνώδεις μάζες στή Βαυαρία, τή Σιβηρία, τήν Κεϋλάνη, τή Μαδαγασκάρη καί ἄλλοῦ. Μπορεῖ νά παρασκευασθεῖ καί τεχνητά μέ θέρμανση τοῦ ἄμορφου ἄνθρακα στά ἠλεκτρικά καμίνια, μαζί μέ ἄμμο. Ὁ τρόπος αὐτός λέγεται μέθοδος Acheson. Εἶναι σταχτόμαυρος, ἀδιαφανής, μέ ζωηρή μεταλλική λάμψη καί λιπαρός στήν ἀφή. Εἶναι μαλακός καί ἀφήνει στό χαρτί σταχτόμαυρα ἴχνη. Ἔχει Εἶδ. Βάρος  $2,25 \text{ gr}^* / \text{cm}^3$ , εἶναι καλός ἀγωγός τῆς θερμότητος καί τοῦ ἠλεκτρισμοῦ. Γιά νά καεῖ πρέπει νά θερμανθεῖ σέ ψηλή θερμοκρασία. Χρησιμοποιεῖται μαζί μέ ἄργιλλο στήν κατασκευή μολυβιῶν καί ἀκόμα στήν κατασκευή χωνευτηριῶν γιά τήν τήξη τῶν μετάλλων. Ἐνακατεμένος μέ λάδι χρησιμοποιεῖται στήν ἐπάλειψη σιδερένιων ἀντικειμένων γιά νά μὴν ὀξειδώνονται, καί σάν ἀγωγός ἠλεκτρισμοῦ στή γαλβανοπλαστική.

### ΑΜΟΡΦΑ ΕΙΔΗ ΑΝΘΡΑΚΑ

Οἱ ἄμορφοι ἄνθρακες ἔχουν συχνά καί ἄλλες οὐσίες. Εἶναι μαῦροι καί χρησιμοποιοῦνται σάν καύσιμα ὑλικά, γιὰτί καίγονται εὐκολα καί δίνουν μεγάλη ποσότητα θερμότητος. Διακρίνονται σέ φυσικούς καί τεχνητούς.

### ΦΥΣΙΚΟΙ ΑΝΘΡΑΚΕΣ - ΓΑΙΑΝΘΡΑΚΕΣ

Φυσικοί ἄνθρακες εἶναι οἱ ὀρυκτοὶ ἄνθρακες ἢ γαιάνθρακες, ἐπειδή ἐξάγονται ἀπό τή γῆ. Προέρχονται ἀπό φυτά πού ζήσανε πρὶν ἀπό ἑκατομμύρια ἢ χιλιάδες χρόνια, καταχώστηκαν σέ μεγάλο βάθος καί ἐκεῖ μέ τήν ἐπίδραση τῆς θερμότητος τῆς γῆς, τή μεγάλη πίεση τῶν στρωμάτων πάνω ἀπ' αὐτούς καί τήν ἐπίδραση μικροοργανισμῶν πού ζοῦν χωρὶς ἀέρα, ἀπανθρακώθηκαν σιγά σιγά. Γι' αὐτό ὅσο πιο παλιός εἶναι ὁ γαιάνθρακας τόσο πιο συμπαγής εἶναι, πιο πυκνός καί πιο πλούσιος σέ ἄνθρακα. Οἱ γαιάνθρακες ἐκτός ἀπό τόν καθαρό ἄνθρακα περιέχουν καί ἐνώσεις τοῦ ἄνθρακα μέ ὑδρογόνο, μέ ὀξυγόνο, μέ ἄζωτο καί μέ θεῖο. Διακρίνονται 4 εἶδη γαιανθράκων : ὁ ἀνθρακίτης, ὁ λιθάνθρακας, ὁ λιγνίτης καί ἡ τύρφη.

‘Ο άνθρακίτης είναι ο αρχαιότερος σε ηλικία. Έχει 90 - 95% άνθρακα. Είναι μαύρος, στιλπνός και σκληρός. Ανάβει δύσκολα, καίγεται χωρίς φλόγα και καπνό, δίνει μεγάλη ποσότητα θερμότητας (8000 - 9000 Kcal/Kgr.) και αφήνει λίγη στάχτη. Χρησιμοποιείται στις σόμπες των σπιτιών και στη μεταλλουργία.

‘Ο λιθάνθρακας είναι νεώτερος στην ηλικία γαιάνθρακας. Περιέχει 75 - 90% άνθρακα. Καίγεται με φλόγα φωτεινή που έχει μέσα αιθάλη και δίνει στην ξηρή κατάσταση 7000 - 8000 Kcal/Kgr. Χρησιμοποιείται για καύσιμο υλικό στα έργαστάσια, στους σιδηροδρόμους, τα άτμόπλοια, και είναι η πρώτη ύλη για την παραγωγή του φωταερίου και του κώκ.

‘Ο λιγνίτης είναι ακόμα πιο νέος γαιάνθρακας. Περιέχει 60 - 70% άνθρακα. Έχει καστανόμαυρο χρώμα, σπάει εύκολα, δεν έχει λάμψη και διατηρεί πολλές φορές την ύφή του ξύλου από όπου έγινε. Καίγεται εύκολα με φλόγα μεγάλη και με πολλή αιθάλη μέσα, έχει όσμη δυσάρεστη και δίνει σε ξηρή κατάσταση 6000 - 7000 Kcal/Kgr. Στην Ελλάδα υπάρχει μόνο λιγνίτης (Ωροπός, Αλιβέρι, Μεγαλόπολη, Πτολεμαίδα της Μακεδονίας κτλ.).

‘Η τύρφη είναι γαιάνθρακας που σχηματίστηκε σε νεώτερα γεωλογικά στρώματα και σχηματίζεται και σήμερα με την αποσύνθεση φυτικών ούσιων στο νερό σε έλωδη μέρη. Έχει μικρή ποσότητα άνθρακα (55 - 60%), είναι πορώδης, καίγεται σιγά σιγά, ή φλόγα του έχει πολλή αιθάλη και δίνει μικρή ποσότητα θερμότητας. Γι’ αυτό χρησιμοποιείται μόνο στους τόπους που υπάρχει, σαν καύσιμο υλικό. “Ολα τα είδη του γαιάνθρακα περιέχουν ακόμη κι ανόργανες ουσίες, που ύστερα από την καύση του άνθρακα μένουν και αποτελούν τη στάχτη.

### ΤΕΧΝΗΤΟΙ ΑΝΘΡΑΚΕΣ

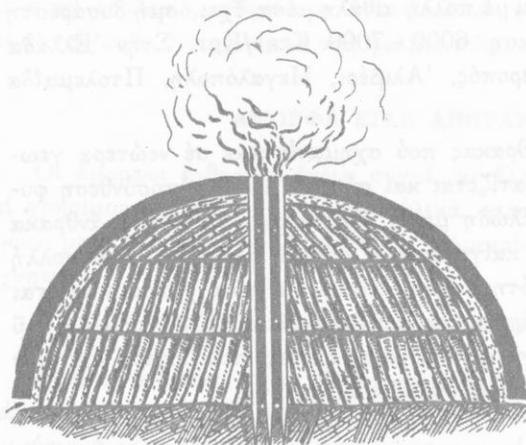
Οι κυριώτεροι είναι το κώκ, ο άνθρακας των αποστακτάρων, ο ξυλάνθρακας, ο ζωικός άνθρακας και η αιθάλη.

Τό κώκ είναι αυτό που μένει ύστερα από την ξηρή απόσταξη των λιθανθράκων για παρασκευή φωταερίου. ‘Η ξηρή απόσταξη είναι θέρμανση σε κλειστά δοχεία χωρίς αέρα. Τό κώκ είναι πορώδες, έχει 90 - 95% άνθρακα, ανάβει δύσκολα, καίγεται χωρίς φλόγα και δίνει 8000

Kcal/kg. Χρησιμοποιείται σάν καύσιμο ύλικό, και στη μεταλλουργία για αναγωγικό μέσο.

‘Ο **άνθρακας των αποστακτήρων**. Στά τοιχώματα των δοχείων πού μέσα σ’ αυτά γίνεται ή ξηρή απόσταξη των λιθανθράκων μαζεύεται καθαρός άνθρακας, πού έχει χρώμα σταχτόμαυρο, είναι πολύ σκληρός, συμπαγής και καλός άγωγός του ήλεκτρισμού. Χρησιμοποιείται για την κατασκευή ήλεκτροδίων, στά ήλεκτρικά στοιχειά κτλ.

‘Ο **ξυλάνθρακας** είναι αυτό πού μένει από την άπανθράκωση των ξύλων. Παρασκευάζεται με δυό τρόπους. Με τον παλιό τρόπο τά ξύλα τοποθετούνται σε σωρούς και σκεπάζονται με πηλό. Στη μέση κάθε σωρού αφήνουν μιά τρύπα σάν καπνοδόχο κι από εκεί ρίχνουν άναμμένα κάρβουνα για νά ανάψουν τά ξύλα. Στη βάση του σωρού άνοίγουν τρύπες για νά μπαίνει άέρας (σχ. 42). Μ’ αυτούς τους όρους ή καύση των



Σχ. 42. Παρασκευή ξυλανθράκων.

ξύλων είναι άτελής και έτσι πετυχαίνει ή άπανθράκωση. ‘Ο τρόπος αυτός έχει μικρή άπόδοση. Περίπου τό 25% του βάρους των ξύλων γίνεται ξυλάνθρακας. Με τό νέο τρόπο γίνεται ξηρή άπόσταξη των ξύλων. Αυτό πού μένει είναι ό ξυλάνθρακας και τό άπόσταγμα άποτελείται από την ξυλόπισσα, τό όξεικό όξύ, τή μεθυλική άλκοόλη (ξυλόπνευμα), άκετόνη κ.ά. ‘Ο ξυλάνθρακας διατηρεί τό

σχήμα του ξύλου πού άπανθρακώθηκε, σπάει εύκολα και χρησιμοποιείται στά σπίτια για καύσιμο.

Είναι πορώδης και γι’ αυτό άπορροφά άέρια, άτμούς, χρωστικές ουσίες και χρησιμεύει στη διύλιση του πόσιμου νερού, στον άποχρωματισμό ύγρων κτλ.

‘Ο **ζωϊκός άνθρακας** σχηματίζεται από την άπανθράκωση ζωϊκών

ουσιών (όστα, αίμα κτλ.), πού γίνεται μέ θέρμανση μέσα σέ κλειστά δοχεία. Έχει μικρή ποσότητα άνθρακα, είναι πολύ πορώδης και γι' αυτό χρησιμοποιείται για τόν άποχρωματισμό τής ζάχαρης κι άλλων υγρών, και τήν άπορρόφηση ουσιών πού μυρίζουν.

Ή **αιθάλη**, πού λέγεται και φούμο, είναι μαύρη σκόνη πολύ ελαφριά κι είναι άνθρακας σέ πολύ λεπτό διαμερισμό. Τήν παίρνουν όταν καίγονται ουσίες πλούσιες σέ άνθρακα μέ λίγο όξυγόνο (πίσσα, ρετσίνα, νέφτι, λίπη κτλ.). Χρησιμεύει για τήν κατασκευή τής σινικής και τυπογραφικής μελάνης και τών μαύρων έλαιοχρωμάτων.

### ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ ΤΟΥ ΑΝΘΡΑΚΑ

**Φυσικές.** Ό άνθρακας είναι στερεό σώμα, άοσμο, άγευστο, μέ μαύρο χρώμα, έκτός από τό διαμάντι. Δέ λιώνει και δέ διαλύεται στα γνωστά διαλυτικά μέσα. Μπορεί μόνο να διαλυθεί σέ πολύ μικρά ποσά μέσα στα λιωμένα μέταλλα και κυρίως στο σίδηρο.

**Χημικές.** Δέν προσβάλλεται από τά όξέα και τις βάσεις. Στη συνηθισμένη θερμοκρασία είναι άδρανής, σέ ψηλή θερμοκρασία καίγεται στον άέρα ή σέ καθαρό όξυγόνο και δίνει διοξείδιο του άνθρακα. Ένώνεται μέ μερικά στοιχεία π.χ. μέ τό άσβέστιο και δίνει τό άνθρακασβέστιο  $CaC_2$ , μέ τό πυρίτιο τό άνθρακοπυρίτιο  $SiC$ , μέ τό θείο τό διθειάνθρακα  $CS_2$ . Σέ ψηλή θερμοκρασία αφαιρεί τό όξυγόνο από τά μεταλλικά όξείδια και έτσι είναι πολύ καλό αναγωγικό μέσο.

### ΧΡΗΣΕΙΣ

Πέρα από τις ιδιαίτερες χρήσεις πού βρίσκουν οι διάφορες ποικιλίες του άνθρακα και πού περιγράφηκαν παραπάνω, ό άνθρακας έχει στη βιομηχανία έξαιρετική σημασία και για τις παρακάτω εφαρμογές: Είναι τό κυριότερο καύσιμο ύλικό στις άτμομηχανές στις μορφές του άνθρακίτη, του λιθάνθρακα, του λιγνίτη και του κώκ. Είναι τό καύσιμο και σύγχρονα τό αναγωγικό ύλικό τής μεταλλουργίας στη μορφή του κώκ. Είναι ή πρώτη ύλη για τήν παρασκευή του φωταερίου (λιθάνθρακας) και πολλών άλλων άποσταγμάτων (πίσσα κ.ά.) πού είναι χρήσιμα σαν άρχή για να παρασκευαστούν πολλές όργανικές κι άλλες ουσίες.

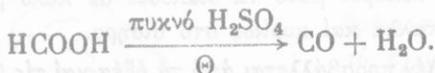
## ΕΝΩΣΕΙΣ ΤΟΥ ΑΝΘΡΑΚΑ

Οι ενώσεις του άνθρακα είναι τό αντικείμενο εξέτασης τῆς Ὀργανικῆς Χημείας. Ἡ Ἀνόργανη Χημεία ἐξετάζει μόνο τά ὀξείδια τοῦ άνθρακα, τό άνθρακικό ὄξύ καί τά άνθρακικά ἄλατα.

### ΜΟΝΟΞΕΙΔΙΟ ΤΟΥ ΑΝΘΡΑΚΑ

**Προέλευση.** Δέ βρίσκεται στή φύση ἐλεύθερο, ἀλλά σχηματίζεται μέ τήν ἀτελή καύση τοῦ άνθρακα μέσα σέ ἀνεπαρκή ποσότητα ὀξυγόνου:  $C + 1/2O_2 \rightarrow CO$ . Ἀκόμα παράγεται στήν ξηρή ἀπόσταξη τῶν λιθανθράκων καί εἶναι γι' αὐτό συστατικό τοῦ φωταερίου.

**Παρασκευή.** Στά ἐργαστήρια τό παίρνουν καθαρό ἀπό τήν ἀπόσυνθεση τοῦ μυρμηκικοῦ ὀξέος  $HCOOH$  μέ θέρμανση καί παρουσία πυκνοῦ θεικοῦ ὀξέος πού κρατᾷ τό νερό (σχ. 43):



**Φυσικές ιδιότητες.** Τό μονοξείδιο τοῦ άνθρακα εἶναι ἀέριο ἀχρωμο, ἄοσμο κι ἀγευστο. Ἐχει σχετική πυκνότητα 0,97, δηλαδή σάν τό ἄζωτο περίπου. Πολύ δύσκολα ὑγροποιεῖται καί πολύ λίγο διαλύεται στό νερό.

**Χημικές ιδιότητες.** Ἐπειδή ἔχει τήν τάση νά παίρνει ἀκόμα ἓνα ἄτομο ὀξυγόνο, ἀνάβει καί καίγεται στόν ἀέρα καί δίνει διοξείδιο τοῦ άνθρακα καί μεγάλη ποσότητα θερμότητας:

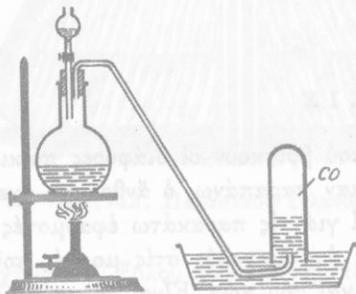


Γι' αὐτό δρᾷ καί σάν ἰσχυρό ἀναγωγικό μέσο. Πολλά ὀξείδια μετάλλων ἀνάγονται ἀπό τό μονοξείδιο τοῦ άνθρακα:



Γι' αὐτό χρησιμοποιεῖται στή μεταλλουργία.

**Φυσιολογικές ιδιότητες.** Εἶναι πολύ ἰσχυρό δηλητήριο ἀκόμα



Σχ. 43. Παρασκευή μονοξειδίου τοῦ άνθρακα.

καί σέ μικρή ποσότητα. Αυτό συμβαίνει γιατί μέ τήν αναπνοή μπαίνει στό αίμα, ένώνεται μέ τήν αιμοσφαιρίνη, σχηματίζει μιιά σταθερή ένωση, τήν άνθρακοξυαιμοσφαιρίνη, κι έτσι τά έρυθρά αιμοσφαίρια χάνουν τήν ικανότητα νά παίρνουν τό δξυγόνο και νά τό μεταφέρουν στά διάφορα μέρη τοῦ σώματος. Σ' αυτό τό άέριο όφείλονται οί δηλητηριάσεις από φωταέριο, από τά μαγγάλια και τίς σύμπες πού δέν κλείνουν καλά.

**Χρήσεις.** Τό μονοξειδίο τοῦ άνθρακα χρησιμοποιεΐται πολύ στή βιομηχανία σάν καύσιμο γιατί άποτελεΐ τό κύριο συστατικό τοῦ άνθρακαερίου, τοῦ ύδραερίου και τοῦ μικτοῦ άερίου.

Τό άνθρακαέριο παρασκευάζεται σέ ειδικές συσκευές gazogènes πού ό άέρας περνά πάνω από διάπυρους άνθρακες. Στήν άρχή παράγεται διοξειδίο τοῦ άνθρακα πού άμέσως άνάγεται από τόν άνθρακα σέ μονοξειδίο:



Έτσι βγαίνει από τή συσκευή μίγμα από μονοξειδίο τοῦ άνθρακα 25%, από άζωτο τοῦ άέρα 70% και μικρή ποσότητα διοξειδίο τοῦ άνθρακα 5%. Αυτό τό μίγμα έχει μικρή θερμομαντική δύναμη και γι' αυτό λέγεται και φωχό άέριο.

Τό ύδραέριο είναι μίγμα από μονοξειδίο τοῦ άνθρακα και ύδρογόνο σέ ίσους όγκους. Τό παίρνουν όταν περάσουν ύδρατμοί μέσα από διάπυρους άνθρακες:



Η θερμομαντική του δύναμη είναι πολύ μεγαλύτερη από τή δύναμη τοῦ άνθρακαερίου εξαιτίας τοῦ ύδρογόνου.

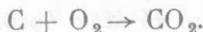
Τό μικτό άέριο παράγεται όταν ταυτόχρονα περάσουν άέρας και ύδρατμοί μέσα από διάπυρους άνθρακες (κώκ). Άποτελεΐται από μονοξειδίο τοῦ άνθρακα 30%, ύδρογόνο 15%, άζωτο 50% και διοξειδίο τοῦ άνθρακα 5%.

### ΔΙΟΞΕΙΔΙΟ ΤΟΥ ΑΝΘΡΑΚΑ CO<sub>2</sub>

**Προέλευση.** Έλεύτερο βρίσκεται στον άτμοσφαιρικό άέρα, μέ αναλογία σέ όγκο 0,03% και προέρχεται από τήν αναπνοή τών φυτών και τών ζώων, τίς καύσεις, τίς ζυμώσεις και τίς σήψεις. Βγαίνει άκόμα κι από σχισμάδες τοῦ έδάφους στά ήφαιστειογενή μέρη και είναι διαλυμένο και μέσα στα φυσικά νερά. Ένωμένο σχηματίζει τά άνθρακικά

όρυκτά με σπουδαιότερο τό άνθρακικό άσβέστιο  $\text{CaCO}_3$ , τό άνθρακικό μαγνήσιο  $\text{MgCO}_3$ , τόν άνθρακικό σίδηρο  $\text{FeCO}_3$  κ.ά.

**Παρασκευή.** Παράγεται άφθονο με τήν καύση του άνθρακα σε πολύ όξυγόνο ή άερα :



Άκόμα με τή διαπύρωση ενός άνθρακικού άλατος :



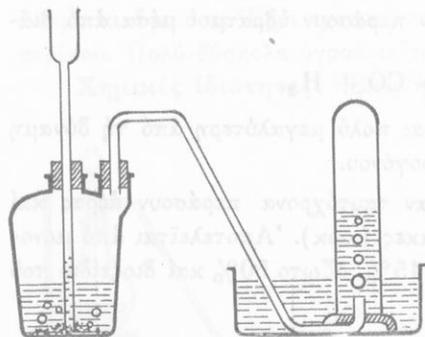
Αυτοί οι δυο τρόποι παρασκευής εφαρμόζονται και στή βιομηχανία.

Στό έργαστήριο παρασκευάζεται με επίδραση άραιου ύδροχλωρικού όξεος σε κομματάκια μάρμαρο ( $\text{CaCO}_3$ ) χωρίς θέρμανση :



Τό διοξείδιο του άνθρακα μαζεύεται με έκτόπιση του νερού ή του άερα.

**Φυσικές ιδιότητες.** Είναι άεριο άχρωμο, άοσμο, με έλαφρά ξινή γεύση. Έχει σχετική πυκνότητα 1,57· είναι δηλαδή 1 1/2 φορές βαρύτερο από τόν άερα. Διαλύεται πολύ στο νερό και του δίνει άναψυκτική γεύση. Γι' αυτό χρησιμοποιείται στή βιομηχανία των άναψυκτικών



Σχ. 44. Παρασκευή του διοξειδίου του άνθρακα στα έργαστήρια.

(πορτοκαλάδες, λεμονάδες κτλ.). Νερό κορεσμένο με διοξείδιο του άνθρακα σε πίεση, μέσα σε φιάλες με παχιά τοιχώματα, λέγεται **ύδωρ του Seltz**. Έχει κρίσιμη θερμοκρασία  $31,5^\circ \text{C}$  και γι' αυτό με πίεση ύγροποιείται στή συνηθισμένη θερμοκρασία και κυκλοφορεί στο εμπόριο μέσα σε χαλύβδινες φιάλες.

Με άπότομο άνοιγμα τής στρόφιγγας μιās τέτοιας φιάλης εξατμίζεται άπότομα τό ύγρό διοξείδιο του άνθρακα και

παράγεται τόσο έντονο ψύχος πού ένα μέρος του στερεοποιείται και γίνεται σάν χιόνι. Τό στερεό διοξείδιο του άνθρακα έχει θερμοκρασία  $-80^\circ \text{C}$ , λέγεται ξηρός πάγος, εξαερώνεται χωρίς νά ύγροποιηθεί (έξαχνούται) και χρησιμοποιείται στή διατήρηση των τροφίμων.

**Χημικές ιδιότητες.** Τό διοξείδιο του άνθρακα είναι πολύ σταθερή ένωση και δύσκολα διασπάζεται, δέν είναι καύσιμο κι ούτε συντηρεί τήν καύση· ένα σπέρτο άναμμένο σβήνει μέσα στό διοξείδιο του άνθρακα, γι' αυτό χρησιμοποιείται στό σβήσιμο πυρκαγιᾶς. Είναι άσφυκτικό αλλά όχι δηλητηριώδες.

**'Ανίχνευση.** 'Αναγνωρίζεται από τήν ιδιότητα πού έχει νά σβήνει τή φλόγα και νά θολώνει τό άσβεστόνερο. Τό άσβεστόνερο είναι διάλυμα ύδροξειδίου του άσβεστίου  $\text{Ca(OH)}_2$  και μέ τό διοξείδιο του άνθρακα σχηματίζει άνθρακικό άσβέστιο πού σάν άδιάλυτο σχηματίζει τό θόλωμα:



**Σημασία του διοξειδίου του άνθρακα τής ατμόσφαιρας. Κύκλος του άνθρακα.** 'Η περιεκτικότητα του ατμοσφαιρικού αέρα σε διοξείδιο του άνθρακα μένει σταθερή γιατί χρησιμεύει σάν τροφή στά φυτά. Στή διάρκεια τής ημέρας τά πράσινα μέρη των φυτών μέ τή χλωροφύλλη και τήν επίδραση του ήλιακού φωτός άποσυνθέτουν τό διοξείδιο του άνθρακα, σε άνθρακα πού κρατούν, και σε όξυγόνο πού αφήνουν έλεύθερο (άφομοίωση). 'Από τόν άνθρακα συνθέτουν τίς διάφορες άνθρακοϋχες ουσίες γιά τήν ανάπτυξη τους. "Ένα μέρος από τό διοξείδιο του άνθρακα διαλύεται στό νερό τής βροχής και στά νερά των ποταμών και τής θάλασσας. 'Εξάλλου τά φυτά και τά ζώα μέ τήν άναπνοή όταν ζουν και μέ τή σήψη όταν πεθάνουν δίνουν πάλι στην ατμόσφαιρα διοξείδιο του άνθρακα. Μ' αυτό τόν τρόπο συμπληρώνεται ό κύκλος τής κυκλοφορίας του άνθρακα στή φύση.

**Χρήσεις.** Χρησιμεύει στην παρασκευή άνθρακικών αλάτων, ιδιαίτερα του άνθρακικού νατρίου (σόδα) και των άναψυκτικών· στό γέμισμα των πυροσβεστήρων, στην τεχνητή ψύξη, ή σάν υγρό ή σάν στερεό, μέ τό όνομα ξηρός πάγος.

#### ΑΝΘΡΑΚΙΚΟ ΟΞΥ

Τό διοξείδιο του άνθρακα μέ νερό σχηματίζει τό άνθρακικό όξύ γιατί είναι ό ανυδρίτης του· συχνά τό διοξείδιο του άνθρακα τό λένε άνθρακικό όξύ αλλά αυτό είναι λάθος:



Τό άνθρακικό όξύ είναι πολύ άσθενές όξύ, μόλις κοκκινίζει τό κυα-

νό βάμμα του ήλιοτροπίου, δέν είναι καθόλου σταθερό καί διασπᾶται πάλι σέ διοξειδίου τοῦ ἄνθρακα καί νερό :



Γι' αὐτό εἶναι γνωστό μόνο σέ ἀραιά διαλύματα καί σάν διδύναμο δίνει δύο εἴδη ἄλατα, ὄξινα καί οὐδέτερα.

Τά ἀνθρακικά ἄλατα σχηματίζονται ἀπό τό ἀέριο διοξειδίου τοῦ ἄνθρακα σέ διαλύματα βάσεων :



### Π Ρ Ο Β Λ Η Μ Α Τ Α

26) Πόσο βάρος διοξειδίου τοῦ ἄνθρακα παράγεται ἀπό τήν ἔνωση μέ ἄνθρακα τοῦ ὀξυγόνου πού ἔχει μέσα ἕνα κυβικό μέτρο ἀέρα;

27) Κατεργαζόμαστε 0,8 γραμμ. ἄσβεστόλιθο μέ ἄφθονο ὕδροχλωρικό ὄξύ καί παίρνουμε 80 κ.έ. διοξειδίου τοῦ ἄνθρακα. Νά βρεθεῖ : α) τό βάρος τοῦ ἀνθρακικοῦ ἄσβεστίου πού βρίσκεται μέσα στόν ἄσβεστόλιθο, β) ἡ ἑκατοστιαία περιεκτικότητα σέ ἀνθρακικό ἄσβεστιο τοῦ ἄσβεστόλιθου.

28) Θέλουμε νά κάψουμε τέλεια 10 λίτρα μονοξειδίου τοῦ ἄνθρακα. Νά βρεθεῖ: α) πόσος ὄγκος ὀξυγόνου χρειάζεται, β) πόσος εἶναι ὁ ὄγκος τοῦ παραγόμενου διοξειδίου τοῦ ἄνθρακα, γ) πόσο εἶναι τό βάρος τοῦ ἰζήματος πού σχηματίζεται, δταν αὐτό τό διοξειδίου τοῦ ἄνθρακα ἀπορροφηθεῖ ἀπό ἄσβεστόνερο.

29) Οἱ ὕδρατμοί πού παράγονται ἀπό τό βρασμό 1,8 γραμμ. νεροῦ περνοῦν μέσα ἀπό διάπυρους ἄνθρακες. Νά βρεθεῖ: α) ὁ ὄγκος τῶν ἀερίων πού παράγονται, β) ὁ ὄγκος τοῦ ἀέρα πού χρειάζεται γιά τήν τέλεια καύση αὐτῶν τῶν ἀερίων, γ) ἡ ἐλάττωση τοῦ βάρους τοῦ ἄνθρακα πού χρησιμοποιήθηκε.

### Π Υ Ρ Ι Τ Ι Ο

Σύμβολο **Si**

Ἀτομικό βάρος **28,06**

Σθένος **IV**

**Προέλευση.** Ὑστερα ἀπό τό ὀξυγόνο, τό πιό διαδομένο στοιχεῖο στή γῆ εἶναι τό πυρίτιο. Ἀποτελεῖ τά 27% τοῦ στερεοῦ φλοιοῦ. Δέ βρίσκεται ἐλεύθερο ἀλλά πάντα ἐνωμένο, κυρίως σά διοξειδίου τοῦ πυρι-

τίου και στή μορφή πυριτικών αλάτων που είναι συστατικά πετρωμάτων σε μεγάλη έκταση. Τά πιό σπουδαία από αυτά τά πετρώματα είναι ό γρανίτης, ό γνεύσιος, ό μαρμαρυγίας, ό σχιστόλιθος κ.ά.

**Παρασκευή.** Σε μικρά ποσά με άναγωγή του διοξειδίου του πυριτίου από μαγνήσιο σε ψηλή θερμοκρασία :



**Βιομηχανικά,** σε πιό μεγάλα ποσά, με θέρμανση διοξειδίου του πυριτίου (άμμος) με άφθονο κώκ, σε ήλεκτρικά καμίνια :



**Φυσικές ιδιότητες.** Παρουσιάζεται με δύο άλλοτροπικές μορφές, άμορφο και κρυσταλλικό. Τό άμορφο είναι σκόνη καστανόχρωμη που βάφει σάν τόν άνθρακα. Έχει Ειδ. Βάρος  $2,35 \text{ gr}^*/\text{cm}^3$ . Τό κρυσταλλικό έχει χρώμα μολυβί, μεταλλική λάμψη, Ειδ. Β.  $2,42 \text{ gr}^*/\text{cm}^3$  και είναι τόσο σκληρό, που χαράσσει τό γυαλί.

**Χημικές ιδιότητες.** Είναι στοιχειό άδρανές, καίγεται μόνο σε ψηλή θερμοκρασία και όχι τέλεια και δίνει διοξείδιο του πυριτίου. Προσβάλλεται από τό φθόριο και γίνεται τετραφθοριούχο πυρίτιο  $\text{SiF}_4$ . Στα ήλεκτρικά καμίνια ένώνεται με τόν άνθρακα και δίνει ένα σώμα πολύ σκληρό, τό άνθρακοπυρίτιο  $\text{CSi}$ .

**Χρήσεις.** Χρησιμεύει για κατασκευή κραμάτων με μέταλλα, ιδιαίτερα με τό σίδηρο, και δίνει κράματα άπρόσβλητα από τά όξέα. Τό άνθρακοπυρίτιο (carborundum) έξαιτίας τής σκληρότητάς του είναι λειαντικό μέσο. Τελευταία παρασκευάστηκαν από τό πυρίτιο ένώσεις με όργανικές ρίζες που λέγονται σιλικόνες και έχουν πολλές εφαρμογές.

## ΔΙΟΞΕΙΔΙΟ ΤΟΥ ΠΥΡΙΤΙΟΥ

**Πρόελευση.** Τό βρίσκουμε σε δυό μορφές, άμορφο και κρυσταλλικό.

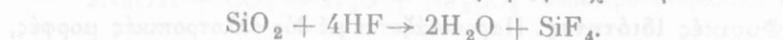
**Κρυσταλλικό** είναι ό χαλαζίας με λευκό χρώμα. Ποικιλίες του είναι ή όρεία κρύσταλλος, άχρωμη και διαφανής, και ό άμέθυστος με χρώμα μώβ.

**Άμορφο** τό διοξείδιο του πυριτίου είναι ό ίασπις, ό άχάτης, ό όπάλιος κι άλλες παραλλαγές λιγότερο καθάρεις. Η άμμος είναι άκάθαρτος χαλαζίας σε μικρά άκανόνιστα κομμάτια. Βρίσκεται ακόμη σε μερικά φυτικά και ζωικά όργανα π.χ. στα στάχια και τό καλάμι τών

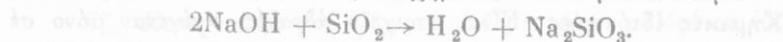
δημητριακῶν, στῆς τρίχες, στά φτερά καί στά νύχια. Ἄμορφο διοξειδιο τοῦ πυριτίου εἶναι ἡ γῆ τῶν διατόμων πού ἀποτελεῖται ἀπό τά κελύφη μικροσκοπικῶν ἐγγυματικῶν ζώων τῆς θάλασσης.

**Φυσικές ἰδιότητες.** Τό διοξειδιο τοῦ πυριτίου εἶναι πολύ σκληρό καί χαράσσει τό γυαλί. Εἶναι ἀδιάλυτο στά συνηθισμένα διαλυτικά ὑγρά, ἔχει Εἰδ. Β. 2,6 gr\*/cm<sup>3</sup>, λιώνει σέ ψηλή θερμοκρασία 1800° C καί γίνεται ἓνα ἰξώδες ὑγρό.

**Χημικές ἰδιότητες.** Δέν προσβάλλεται ἀπό τά ὀξέα. Μόνο τό ὑδροφορικό ὀξύ τό μετατρέπει σέ τετραφοριούχο πυρίτιο :



Εἶναι ἀνυδρίτης τοῦ πυριτικοῦ ὀξέος  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  καί κακῶς λέγεται πολλές φορές πυριτικό ὀξύ. Τό πυριτικό ὀξύ δέν ἔχει ἀπομονωθεῖ. Σέ ψηλή θερμοκρασία σχηματίζει μέ τίς βάσεις πυριτικά ἄλατα. Ἔτσι λιωμένο μαζί μέ τό καυστικό νάτριο σχηματίζει τό πυριτικό νάτριο :



**Χρήσεις.** Οἱ διάφορες ποικιλίες τοῦ πυριτίου βρίσκουν πολλές ἐφαρμογές. Ἔτσι ἡ ὀρεία κρύσταλλος χρησιμοποιεῖται στήν κατασκευή ὀπτικῶν ὀργάνων, γιατί παρουσιάζει τό φαινόμενο τῆς διπλῆς διάθλασης τοῦ φωτός. Ὁ ἀμέθυστος, ὁ ὀπάλιος κ.ἄ. ἀποτελοῦν πολύτιμους λίθους. Ἡ ἄμμος στήν ὑαλουργία, τήν κεραμευτική καί τήν οἰκοδομική, ὁ λιωμένος χαλαζίας στήν κατασκευή σκευῶν πού ἀντέχουν σέ ἀπότομες μεταβολές τῆς θερμοκρασίας καί δέν προσβάλλονται ἀπό τά ὀξέα.

## Γ Υ Α Λ Ι

**Σύσταση.** Τό γυαλί εἶναι μίγμα ἀπό διάφορα πυριτικά ἄλατα, κυρίως τοῦ ἀσβεστίου, τοῦ νατρίου ἢ τοῦ καλίου. Παρασκευάζεται μέ τήξη μέσα σέ εἰδικά καμίνια καθαρῆς χαλαζιακῆς ἄμμου μαζί μέ ἀνθρακικό νάτριο, κάλιο ἢ ἀνθρακικό ἀσβέστιο.

**Ἰδιότητες.** Εἶναι σῶμα στερεό, ἄμορφο, διαφανές, σκληρό καί σπάει εὐκόλα. Ἔχει μιά χαρακτηριστική λάμψη πού λέγεται ὑαλώδης. Εἶναι κακός ἀγωγός τῆς θερμότητος καί τοῦ ἤλεκτρισμοῦ. Δέ διαλύεται καί λιώνει δύσκολα. Προτοῦ νά λιώσει γίνεται ἰξώδες καί πλαστικό καί αὐτό διευκολύνει στήν κατεργασία του νά παίρνει διάφορα σχήματα ἢ

δταν φυσούν άέρα μέσα στην πλαστική μάζα του ή όταν τό χύνουν σε καλούπια. Τό γυαλί δέν προσβάλλεται από τά χημικά άντιδραστήρια. Προσβάλλεται μόνο από τό φθόριο και τό ύδροφθόριο και μ' αυτά τό χαράσσουν. Έχει Είδ. Β. 2,5 gr\*/cm<sup>3</sup> κι είναι άχρωμο ή χρωματιστό.

**Είδη γυαλιού.** ΈΗ ποιότητα του γυαλιού εξαρτάται από τό είδος και την καθαρότητα των ύλικών. Διακρίνονται τά παρακάτω είδη γυαλιού: α) **Τό γυαλί με νάτριο** είναι τό κοινό γυαλί που άποτελείται από πυριτικό νάτριο και πυριτικό άσβέστιο. Μ' αυτό φτιάχνουν φιάλες, ποτήρια, τζάμια για τά παράθυρα. β) **Τό γυαλί με κάλιο ή βοημικό γυαλί** άποτελείται από πυριτικό κάλιο και πυριτικό άσβέστιο. Είναι πιο δύστηκτο, πιο σκληρό και πιο διαφανές από τό κοινό γυαλί. Κατασκευάζουν μ' αυτό καθρέφτες, είδη πολυτελείας, χημικά σκεύη κτλ. γ) **Τό γυαλί με μόλυβδο ή κρύσταλλο.** Άποτελείται από πυριτικό κάλιο και πυριτικό μόλυβδο. Παρασκευάζεται από άμμο, άνθρακικό κάλιο και όξειδιο του μολύβδου (μίνιο). Είναι βαρύ, βγάξει ώραίο ήχο, λιώνει εύκολα και είναι πολύ φωτοθλαστικό. Κατασκευάζουν μ' αυτό όπτικά είδη και είδη πολυτελείας.

Βάζοντας μέσα στη λιωμένη μάζα του γυαλιού διάφορα μεταλλικά όξειδια τό γυαλί βγαίνει χρωματιστό. Τό όξειδιο του χρωμίου του δίνει πράσινο χρώμα, του κοβαλτίου γαλάζιο, του σιδήρου κίτρινο κτλ.

## Β Ο Ρ Ι Ο

Σύμβολο **B**

Άτομικό βάρος **10,8**

Σθένος **III**

**Προέλευση.** Τό βόριο άποτελεί ιδιαίτερη ομάδα στα άμέταλλα στοιχεΐα. Στη φύση βρίσκονται οι ενώσεις του βορικό όξύ H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub> και βόρακας Na<sub>2</sub>B<sub>4</sub>O<sub>7</sub>·10H<sub>2</sub>O κτλ.

**Παρασκευή - Ιδιότητες.** Παρασκευάζεται με άναγωγή του όξειδίου του βορίου B<sub>2</sub>O<sub>3</sub> με μαγνήσιο :



Τό βόριο είναι άμορφο. Όταν τό διαλύσουμε μέσα σε λιωμένο μαγνήσιο μετά την ψύξη έχει γίνει κρυσταλλικό. Τό άμορφο βόριο είναι καστανή σκόνη. Τό κρυσταλλικό είναι μαύρο, λιώνει δύσκολα, είναι πολύ σκληρό κι έχει μεταλλική λάμψη. Τό άμορφο στον άέρα καίγεται στους

700°C με πράσινη φλόγα και δίνει τριοξείδιο του βορίου. Το νιτρικό όξύ το μεταβάλλει σε βορικό όξύ:



Τό άμορφο βόριο είναι πιό δραστικό από τό κρυσταλλικό.

### ΒΟΡΙΚΟ ΟΞΥ $H_3BO_3$

Παρασκευάζεται από τό βόρακα με επίδραση ύδροχλωρικού όξέος:



Είναι λευκοί, μαλακοί, στιλπνοί, λεπιδοειδεΐς, λιπαροί και διαλυτοί στό νερό κρύσταλλοι. Τό διάλυμά του στό νερό έχει άσθενεΐς όξινες ιδιότητες. Χρησιμοποιεΐται στή θεραπευτική σάν ήπιο άντισηπτικό κι άντιφλογιστικό. Περισσότερο διαλύεται στό οινόπνευμα και καΐγεται με πράσινη φλόγα. Ή πράσινη φλόγα είναι δεΐγμα τής παρουσίας βορίου.

### ΒΟΡΑΚΑΣ $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$

Ό βόρακας, δηλαδή τό τετραβορικό νάτριο, βρΐσκεται όρυκτό μέσα σέ άποξηραμένες λίμνες σέ ήφαιστειογενεΐς περιοχές, στό Οιβέτ, στίς Ήνδίες, στήν Καλιφόρνια τής Ήμερικΐς. Με άνακρυστάλλωση του όρυκτου παίρνουν τόν καθάρό βόρακα πού είναι άχρωμοι κρύσταλλοι, εύκολοδιάλυτοι στό νερό. Σέ ψηλή θερμοκρασία λιώνει και γίνεται διαφανής υάλωδης μάζα και γι΄ αυτό χρησιμοποιεΐται στήν κεραμευτική και τήν κατασκευή γυάλινων ειδών. Χρησιμοποιεΐται άκόμη άνακατωμένος με τό σαπουνί γιά λευκαντικό και γιά άντισηπτικό.

## Μ Ε Τ Α Λ Λ Α

## ΓΕΝΙΚΕΣ ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ ΤΩΝ ΜΕΤΑΛΛΩΝ

**Διάκριση μετάλλων και άμετάλλων.** Τά μέταλλα είναι σώματα στερεά, έκτός άπ' τόν ύδράργυρο πού στή συνηθισμένη θερμοκρασία είναι υγρός. Ξεχωρίζουν άπό τά άμέταλλα, άπό τή χαρακτηριστική λάμψη πού άποκοιούν όταν γυαλιστούν και πού τή λένε μεταλλική. Είναι ακόμα καλοί άγωγοί τής θερμότητας και τοῦ ηλεκτρισμοῦ, είναι άνθεκτικά και μπορούν νά γίνουν ελάσματα και σύρματα. 'Ακόμα ξεχωρίζουν και άπό χημική άποψη. Γιατί τά μέταλλα ένώνονται μέ τό όξυγόνο και δίνουν βασεογόνα όξειδία ενώ τά άμέταλλα ένώνονται μέ τό όξυγόνο και σχηματίζουν όξεογόνα όξειδία. 'Ακόμα τά μέταλλα στήν ηλεκτρόλυση αλάτων ή βάσεων συγκεντρώνονται στήν κάθοδο σάν ηλεκτροθετικά στοιχειά ενώ τά άμέταλλα στήν άνοδο σάν ηλεκτραρνητικά· έξαιρεση άποτελεί τό ύδρογόνο. Τελικά τά μόρια τών μετάλλων στήν κατάσταση άτμοῦ άποτελοῦνται άπό ένα μόνο άτομο.

**Φυσικές ιδιότητες.** Τά πιό πολλά μέταλλα έχουν άργυρόλευκο χρώμα ή σταχτί έκτός άπό τό χαλκό πού είναι κόκκινος και τό χρυσό πού είναι κίτρινος. 'Εκτός άπό πολύ λίγα, είναι πιό βαριά άπό τό νερό. 'Όσα έχουν ειδικό βάρος μικρότερο άπό  $5 \text{ gr}^*/\text{cm}^3$  λέγονται **έλαφρά** κι όσα έχουν μεγαλύτερο άπό  $5 \text{ gr}^*/\text{cm}^3$  λέγονται **βαριά**. Λιώνουν σε πολύ διαφορετικές θερμοκρασίες. 'Ανάλογα τοῦ σημείου τήξης διακρίνονται σε εύτηκτα, σημ. τήξ.  $< 500^\circ \text{C}$  και δύστηκτα, σημ. τήξ.  $> 500^\circ \text{C}$ . 'Έτσι ό μόλυβδος λιώνει στους  $330^\circ \text{C}$ , ό σίδηρος στους  $1500^\circ \text{C}$ , ό λευκόχρυσος στους  $1750^\circ \text{C}$  κτλ.

**Μηχανικές ιδιότητες.** Για τίς τέχνες είναι πολύτιμες οι μηχανικές ιδιότητες τών μετάλλων, δηλαδή ή άντοχή και ή δυνατότητα νά μπορούν νά γίνουντα ελάσματα ή σύρματα, πού όφείλονται στή μεγάλη συνοχή τών μορίων τους. 'Η ιδιότητα τών μετάλλων νά γίνουντα ελάσματα ή μέ σφυρηλασία ή μέ έλαστρο λέγεται έλαστό. Τό έλαστρο είναι δυό χαλύβδινοι κύλινδροι πού περιστρέφονται αντίθετα και πού άνάμεσά τους περνώντας τό μέταλλο γίνεται έλασμα. 'Η ιδιότητα νά μεταβάλ-

λονται σέ σύρματα μέ συρματοσύρτη λέγεται **δλκιμο**. 'Ο συρματοσύρτης είναι μιά χαλύβδινη πλάκα μέ τρύπες πού άπ' αυτές περνώντας τό μέταλλο γίνεται σύρμα. Τό πιό έλατό και δλκιμο μέταλλο είναι ό χρυσός κι ύστερα έρχονται κατά σειρά ό άργυρος, ό λευκόχρυσος, τό άργίλιο, ό σίδηρος, ό χαλκός κ.ά.

**Χημικές ιδιότητες.** 'Ιδιαίτερη σημασία για τά μέταλλα έχει ή επίδραση του όξυγόνου του άέρα. Άλλα μέταλλα όξειδώνονται εύκολα στον άέρα όπως ό σίδηρος κι άλλα δέν όξειδώνονται και διατηρούν τή μεταλλική λάμψη όπως ό χρυσός, ό λευκόχρυσος κι ό άργυρος και γι' αυτό λέγονται κι εύγενή μέταλλα.

## Κ Ρ Α Μ Α Τ Α

**Κράματα** λέγονται μίγματα διάφορων μετάλλων πού τά παίρνουν μέ σύντηξη των συστατικών τους, σέ διάφορες αναλογίες, μέσα σέ χωνευτήρια. Πολλές φορές τά κράματα έχουν μέσα, σέ πολύ μικρή ποσότητα, και κάποιο άμέταλλο στοιχείο π.χ. άνθρακα, πυρίτιο κ.ά. Τό κράμα πού ένα από τά συστατικά του είναι ό ύδράργυρος λέγεται **άμάλγαμα**. Τά κράματα είναι πολύτιμα για τίς τέχνες γιατί είναι σαν νέα μέταλλα πού έχουν ιδιότητες πού δέν τίς έχουν τά μέταλλα πού τά άποτελούν. Συχνά είναι πιό σκληρά, έχουν πιό μεγάλη άντοχή και λιώνουν πιό εύκολα από τά συστατικά τους. Άπό χημική πλευρά προσβάλλονται λιγότερο από τό όξυγόνο του άέρα κι από τά όξέα.

## ΕΞΑΓΩΓΗ ΤΩΝ ΜΕΤΑΛΛΩΝ

**Μεταλλεύματα.** Λίγα μέταλλα βρίσκονται στή φύση σέ καθαρή κατάσταση, όπως ό χρυσός, ό λευκόχρυσος κ.ά. Πιό συχνά είναι ένωμένα μ' άλλα στοιχεία και σχηματίζουν όρυκτά πού τά λένε **μεταλλεύματα**. Πιό ειδικά, μεταλλεύματα χαρακτηρίζονται τά όρυκτά πού έχουν ένα χρήσιμο μέταλλο σέ άρκετή ποσότητα έτσι πού νά συμφέρει οικονομικά ή έξαγωγή του. Τά πιό σημαντικά μεταλλεύματα είναι όξειδια ή θειούχες ένώσεις ή άνθρακικά άλατα των μετάλλων.

**Μεταλλουργία.** Τό σύνολο των μηχανικών και χημικών τρόπων πού χρησιμοποιούνται για νά άποχωριστεί τό μέταλλο από τά μεταλλεύματα του λέγεται **μεταλλουργία**. Τά μεταλλεύματα τίς πιό πολλές φορές

είναι ανακατεμένα με γαιώδεις ουσίες κι απαλλάσσονται απ' αυτές με διάφορους τρόπους. Τό μέταλλευμα συνήθως γίνεται σκόνη, πλύνεται με άφθονο τρεχούμενο νερό πού παρασύρει τίς γαιώδεις ουσίες έπειδή είναι έλαφρότερες κι ύστερα αρχίζει ή χημική του κατεργασία. "Αν είναι όξειδιο τότε χρησιμοποιείται ή μέθοδος τής αναγωγής. Μέ ένα αναγωγικό μέσο άποσπάται τό όξυγόνο κι έλευθερώνεται τό μέταλλο. Τό πιό συνηθισμένο αναγωγικό σώμα τής μεταλλουργίας είναι ό άνθρακας (κόκ) πού θερμαίνεται μαζί με τό όξειδιο σε κατάλληλα καμίνια. Έτσι από τό όξειδιο τοῦ σιδήρου  $Fe_2O_3$  παίρνουν τό σίδηρο σύμφωνα με τήν αντίδραση :



"Αν τό μέταλλευμα είναι άνθρακικό έλας τοῦ μετάλλου, πρώτα πυρώνεται δυνατά και μεταβάλλεται σε όξειδιο κι ύστερα τό όξειδιο ανάγεται με άνθρακα, έπως παραπάνω π.χ.



Τελικά αν τό μέταλλευμα είναι θειούχα ένωση τοῦ μετάλλου, πρώτα γίνεται φούξη τοῦ μετάλλου, δηλαδή δυνατή θέρμανση σ' άνοιχτό καμίνι, και τό όξυγόνο τοῦ άέρα τό μεταβάλλει σε όξειδιο κι ύστερα πάλι, γίνεται αναγωγή με άνθρακα τοῦ όξειδίου :



Σέ μερικές περιπτώσεις εφαρμόζεται κι ή ηλεκτρόλυση.

## ΟΜΑΔΑ ΤΩΝ ΑΛΚΑΛΙΩΝ

Στήν ομάδα τών αλκαλίων ανήκουν τά μονοσθενή μέταλλα λίθιο, νάτριο, κάλιο, ρουβίδιο και κάισιο. Τά πιό σπουδαία είναι τό νάτριο και τό κάλιο.

### Ν Α Τ Ρ Ι Ο

Σύμβολο **Na**

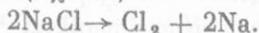
Ατομικό βάρος **22,997**

Σθένος **I**

**Προέλευση.** Δέν είναι έλεύθερο στή φύση αλλά πολύ διαδομένο στή μορφή χημικῶν ένώσεων. Βρίσκεται στό χλωριούχο νάτριο πού είναι

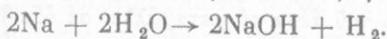
διαλυμένο στο θαλασσινό νερό ή και σαν όρυκτό, στο νίτρο της Χιλής  $\text{NaNO}_3$ , στο βόρακα  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  κ.λ.

**Παρασκευή - Ίδιότητες.** Στή βιομηχανία παρασκευάζεται με ηλεκτρόλυση λιωμένου χλωριούχου νατρίου (σχ. 45):



Είναι μέταλλο με άργυρόλευκη μεταλλική λάμψη σε πρόσφατη τομή. Είναι πιο έλαφρό από το νερό, Ειδ. Β.  $0,97 \text{ gr}^*/\text{cm}^3$  και λιώνει στους  $97,5^\circ\text{C}$ . Έπειδή έχει μεγάλη χημική συγγένεια με το όξυγόνο, όξειδώνεται γρήγορα στον άερα και θερμαινόμενο καίγεται με χαρακτηριστική κίτρινη φλόγα.

Αντιδρά ζωηρά με το νερό και σχηματίζει ύδροξείδιο του νατρίου και ύδρογόνο:



Τό ίδιο ζωηρά ένώνεται και με τό φθόριο και τό χλώριο:

**Έφαρμογές.** Φυλάγεται μέσα στο πετρέλαιο. Χρησιμοποιείται στά χημικά έργαστήρια, για άναγωγικό μέσο. Χρησιμοποιείται ακόμα για τήν παρασκευή του ύπεροξειδίου του νατρίου, του κυανιούχου νατρίου, και μαζί με ύδράργυρο σχηματίζει άμάλγαμα.

## ΕΝΩΣΕΙΣ ΤΟΥ ΝΑΤΡΙΟΥ

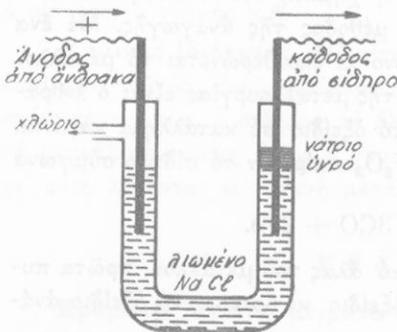
**Ύπεροξείδιο του νατρίου  $\text{Na}_2\text{O}_2$ .** Σχηματίζεται με καύση του νατρίου σε άτμόσφαιρα όξυγόνου:



Είναι σκόνη κίτρινη, πολύ ύγροσκοπική. Με νερό που πέφτει σε σταγόνες διασπάζεται και δίνει καθαρό όξυγόνο:



Αυτή ή αντίδραση χρησιμοποιείται για τήν πρόχειρη παρασκευή όξυγόνου και για τόν καθαρισμό του άερα σε κλειστούς χώρους (καταφύ-



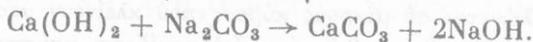
Σχ. 45. Βιομηχανική παρασκευή του νατρίου με ηλεκτρόλυση του λιωμένου χλωριούχου νατρίου.

για, ύποβρύχια κτλ.) γιατί εκτός από τό παραγόμενο όξυγόνο και τό υδροξείδιο τοῦ νατρίου, συγκρατεῖ τό διοξείδιο τοῦ άνθρακα πού παράγεται μέ τήν ανθρώπινη άναπνοή σ' αὐτούς τούς κλειστούς χώρους :

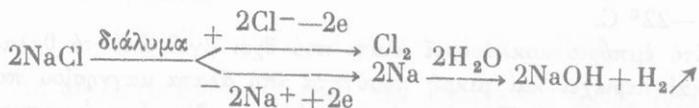


Εἶναι ακόμα όξειδωτικό και λευκαντικό μέσο.

**Ύδροξείδιο τοῦ Νατρίου NaOH.** Λέγεται και καυστικό νάτριο ή και καυστική σόδα. Παρασκευάζεται μέ επίδραση υδροξειδίου τοῦ άσβεστίου σέ διάλυμα άνθρακικοῦ νατρίου :



**Στή βιομηχανία** τό παίρνουν μέ ήλεκτρόλυση διαλύματος χλωριούχου νατρίου. Στήν άνοδο έλευθερώνεται χλώριο και στήν κάθοδο συγκεντρώνεται μεταλλικό νάτριο πού στή συνέχεια άντιδρά μέ τό νερό τοῦ διαλύματος και σχηματίζει καυστικό νάτριο και έλευθερώνεται υδρογόνο. Οί άντιδράσεις παριστάνονται έτσι :



Τό χλώριο πού παράγεται στήν άνοδο μπορεί νά επίδράσει στό καυστικό νάτριο πού σχηματίζεται στήν κάθοδο, και νά σχηματιστοῦν άλλες ένώσεις. Γι' αὐτό τά δυό ήλεκτρόδια χωρίζονται μέ ένα πορώδες διάφραγμα (σχ. 23).

Τό υδροξείδιο τοῦ νατρίου εἶναι σώμα στερεό, λευκό, λιώνει στός 320°C κι έχει Ειδ. Β. 2,15 gr\*/cm<sup>3</sup>. Εἶναι πολύ υγροσκοπικό και διαλύεται άφθονα στό νερό μέ σύγχρονη παραγωγή θερμότητας. Τό διάλυμά του στό νερό εἶναι μιά από τίς πιό ισχυρές βάσεις και άπορροφά πολύ τό διοξείδιο τοῦ άνθρακα από τόν άέρα σχηματίζοντας άνθρακικό νάτριο :



Χρησιμοποιεῖται πολύ στά έργαστήρια σάν μιά πολύ ισχυρή βάση και στή βιομηχανία για νά παρασκευάζουν σαποῦνι, νά καθαρίζουν τά πετρέλαια και νά κατεργάζονται τό μπαμπάκι.

**Χλωριούχο νάτριο.** Τό χλωριούχο νάτριο εἶναι τό κοινό μαγειρικό άλάτι. Βρίσκεται διαλυμένο στό νερό τῆς θάλασσας σ' άναλογία 2,7%

μέσο όρο ή και όρυκτό σε διάφορα άλατορυχεΐα. Είναι ακόμα συστατικό στο αίμα.

Τό βγάζουν από τά άλατορυχεΐα ή από τό θαλασσινό νερό, στίς νότιες χώρες κυρίως, πού τό αφήνουν νά έξατμιστεί σιγά σιγά από τόν ήλιο σε ρηχές δεξαμενές πού τίς λένε άλυκές. Οί κυριότερες έλληνικές άλυκές είναι στήν 'Αττική ('Ανάβυσσος), στή Μυτιλήνη, στο Μεσολόγγι και στή Λευκάδα.

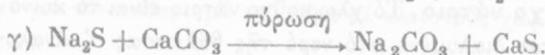
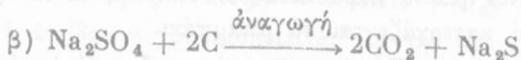
Είναι λευκό, στερεό, άοσμο μέ άρμυρή ευχάριστη γεύση.

Κρυσταλλώνεται σε μικρούς κύβους πού κλείνουν μέσα μηχανικά νερό και γι' αυτό όταν θερμανθεί, τό νερό έξατμίζεται, και σπάει τούς κρυστάλλους μέ κρότο. "Έχει Είδ. Β.  $2,16 \text{ gr}^* / \text{cm}^3$  και λιώνει στους  $795^\circ \text{C}$ . Διαλύεται άρκετά εύκολα στο νερό κι ή διαλυτότητά του πολύ λίγο επηρεάζεται από τήν αύξηση τής θερμοκρασίας. "Ετσι 100 γραμμ. νερό σε  $20^\circ \text{C}$  διαλύει 36 γραμμ. άλάτι και στους  $100^\circ \text{C}$ , 39 γραμμ. Κορεσμένο διάλυμα χλωριούχου νατρίου βράζει στους  $110^\circ \text{C}$  και πήζει στους  $-22^\circ \text{C}$ .

Στό εμπόριο κυκλοφορεί άλάτι πού έχει βγει από τό θαλασσινό νερό και περιέχει και μικρή ποσότητα από άλατα μαγνησίου πού τό κάνουν ύγροσκοπικό. Τό χημικά καθαρό άλάτι δέν είναι ύγροσκοπικό. Χρησιμοποιείται στα φαγητά, στή διατήρηση τών τροφίμων, στή κατασκευή ψυκτικού μίγματος άνακατεμένο μέ πάγο. Είναι ή πρώτη ύλη στή βιομηχανία για τήν παρασκευή τοῦ χλωρίου, τοῦ νατρίου και τών ενώσεών τους. Διάλυμα χλωριούχου νατρίου 0,95 % σε άποσταγμένο νερό είναι ό όνομαζόμενος στήν Ιατρική φυσιολογικός όρός πού βάζουν στο αίμα σε πολλές περιπτώσεις.

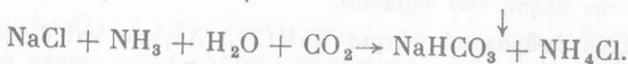
**'Ανθρακικό νάτριο ή σόδα  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .** Βρίσκεται στο νερό μερικῶν λιμνῶν στίς θερμές χώρες, στα συστατικά τής στάχτης πού αφήνουν τά φύκια, κι από κει τήν έβγαζαν άλλοτε. Σήμερα τήν παρασκευάζουν μέ τρεις τρόπους στή βιομηχανία:

1) Μέ τή μέθοδο Leblanc, σε τρία στάδια

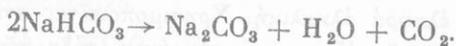


Τό σχηματιζόμενο άνθρακικό νάτριο ξεχωρίζεται από τό θειοϋχο άσβεστόιο με διάλυση στο νερό, συμπύκνωση και κρυστάλλωση.

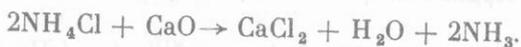
2) **Μέ τή μέθοδο Solvay.** Μέ πύρωση του άσβεστόλιθου  $\text{CaCO}_3$  παίρνουν  $\text{CO}_2$  που τό οδηγούν μέσα σε πυκνό διάλυμα χλωριούχου νατρίου που έχει πρωτίτερα κορεστεί με άμμωνία. Σχηματίζονται τότε κρύσταλλοι από όξινο άνθρακικό νάτριο και χλωριούχο άμμώνιο που μένει διαλυμένο μέσα στο νερό :



Όστερα με πύρωση τό όξινο άνθρακικό νάτριο μετατρέπεται σε ούδέτερο άνθρακικό νάτριο και διοξείδιο του άνθρακα :

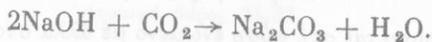


Τό χλωριούχο άμμώνιο θερμαίνεται ελαφρά άνακατεμένο με άσβεστο και δίνει άμμωνία :

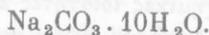


Άπ' αυτές τις δυό αντιδράσεις, τήν πύρωση του όξινου άνθρακικού νατρίου και τή μετατροπή του χλωριούχου άμμωνίου, όπως είναι φανερό από τις χημικές εξισώσεις, σχηματίζονται διοξείδιο του άνθρακα  $\text{CO}_2$  και άμμωνία, που τά χρησιμοποιούν πάλι για νέο κύκλο παρασκευής με καινούργια ποσότητα χλωριούχου νατρίου. Μέ τή μέθοδο αυτή που είναι πολύ πιο οικονομική παίρνουν άνθρακικό νάτριο χημικά καθαρό και γι' αυτό σήμερα θεωρείται προτιμότερη από τήν πρώτη.

3) **Μέ τήν ηλεκτρολυτική μέθοδο.** Μέ ηλεκτρόλυση του χλωριούχου νατρίου παίρνουμε ύδροξείδιο του νατρίου και σ' αυτό διοχετεύουμε τό διοξείδιο του άνθρακα που σχηματίζεται με τήν πύρωση του άσβεστόλιθου :

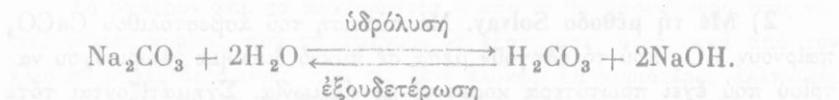


Ή σόδα είναι σκόνη λευκή που έχει τόν τύπο  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  ή με μεγάλους κρυστάλλους όταν έχει και κρυσταλλικό νερό και έχει τόν τύπο :



Διαλύεται πολύ στο νερό. Τό διάλυμά της έχει άλκαλική αντίδραση γιατί στο νερό τό άνθρακικό νάτριο παθαίνει **υδρόλυση**. Δηλ. μερικός

σχηματισμός του άνθρακικού όξέος  $H_2CO_3$  και της ισχυρής βάσης  $NaOH$  που ό χαρακτηρας της επικρατεί :



Χρησιμοποιεΐται στην ύαλουργία, στή σαπωνοποιία, στην ύφαντουργία για την πλήση των νημάτων.

**Όξινο άνθρακικό νάτριο**  $NaHCO_3$ . Λέγεται και δισανθρακικό νάτριο. Τό παίρνουν στά ένδιάμεσα στάδια τής παρασκευής τής σόδας μέ τή μέθοδο Solvay. Εΐναι λευκή κρυσταλλική σκόνη που διαλύεται δύσκολα στό νερό. Έξαιτίας τής ύδρόλυσης που παθαΐνει, τό διάλυμά της έχει αντίδραση έλαφρά άλκαλική. Χρησιμοποιεΐται στην Ιατρική, για την έξουδετέρωση των όξέων του στομάχου (σόδα των φαρμακείων), για την παρασκευή άφρωδών ποτών, στή ζαχαροπλαστική, γιατί δίνει εύκολα, όταν θερμαΐνεται ή όταν επιδροΐν άραιά όξέα, διοξειδίο του άνθρακα.

**Νιτρικό νάτριο**  $NaNO_3$ . Βρίσκεται όρυκτό στό Περού, στή Χιλή και γι' αυτό τό λένε και νίτρο τής Χιλής και σχηματίστηκε μέ την άποσύνθεση όργανικών ουσιών. Τό όρυκτό νίτρο έχει 60% καθαρό νιτρικό νάτριο. Τό καθαρό  $NaNO_3$  εΐναι λευκό, κρυσταλλικό, ύγροσκοπικό και πολύ διαλυτό στό νερό. Λιώνει στους 730° C, διασπάται συνάμα και δίνει όξυγόνο :



Χρησιμοποιεΐται για την παρασκευή του νιτρικού όξέος και άζωτούχων λιπασμάτων.

## Κ Α Λ Ι Ο

Σύμβολο **K**

Άτομικό βάρος **39,096**

Σθένος **I**

Τό κάλιο βρίσκεται στή φύση ένωμένο μέ άλλα στοιχεία και σχηματίζει τά όρυκτά συλβΐνη  $KCl$  και καρναλίτη  $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$ , λίγο στό θαλασσινό νερό και στή στάχτη των φυτών τής ξηράς ως  $K_2CO_3$ . Η παρασκευή του και οι χημικές ιδιότητες εΐναι ανάλογες μέ του νάτριου, έχει Εΐδ. Β. 0,86 gr/cm<sup>3</sup> και λιώνει στους 62,5° C. Χημικώς εΐναι πιό δραστικό άπό τό νάτριο κι ή φλόγα του όταν καΐγεται έχει χρώμα ιώδες. Φυλάγεται κι αυτό μέσα σε πετρέλαιο.

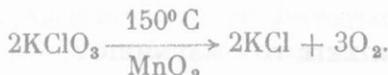
## ΕΝΩΣΕΙΣ ΚΑΛΙΟΥ

**Ύδροξείδιο του Καλίου** KOH. Σέ όλα ανάλογο μέ τό ύδροξείδιο του νατρίου. Τό χρησιμοποιοῦν στήν κατασκευή μαλακῶν σαπουνιῶν.

**Άνθρακικό κάλιο ἢ ποτάσσα** K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>. Τό ἴδιο ανάλογο μέ τό άνθρακικό νάτριο χρησιμοποιεῖται στήν παρασκευή του βοημικοῦ γυαλιοῦ, τῶν μαλακῶν σαπουνιῶν καί στό πλύσιμο τῶν ρούχων.

**Νιτρικό κάλιο ἢ νίτρο** KNO<sub>3</sub>. Λέγεται καί νίτρο τῶν Ἰνδιῶν. Ἐνάλογο μέ τό νιτρικό νάτριο. Χρησιμοποιεῖται γιά ὀξειδωτικό στήν παρασκευή τῆς **μαύρης πυρίτιδας** πού εἶναι μίγμα ἀπό νίτρο, ξυλάνθρακα καί θεῖο, στήν ἀναλογία 75:15:10, καί τό προτιμοῦν ἀπό τό νιτρικό νάτριο γιὰτί δέν εἶναι ὑγροσκοπικό.

**Χλωρικό κάλιο** KClO<sub>3</sub>. Εἶναι λευκό, κρυσταλλικό σῶμα καί ἰσχυρό ὀξειδωτικό γιὰτί θερμαινόμενο διασπᾶται καί δίνει ὀξυγόνο:



Χρησιμοποιεῖται γιά παρασκευή ὀξυγόνου καί στή βιομηχανία σπέρτων, ἐκρηκτικῶν ὑλικῶν καί πυροτεχνημάτων.

## ΟΜΑΔΑ ΤΩΝ ΑΛΚΑΛΙΚΩΝ ΓΑΙΩΝ

Στήν ομάδα αὐτή ἀνήκουν τά μέταλλα βηρύλλιο, μαγνήσιο, ἀσβέστιο, στρόντιο, βάριο, ράδιο. Ἐπ' αὐτά θά περιγραφοῦν τό μαγνήσιο καί τό ἀσβέστιο.

## ΜΑΓΝΗΣΙΟ

Σύμβολο Mg

Ἀτομικό βάρος 24,32

Σθένος II

**Προέλευση.** Τά σπουδαιότερα ὄρυκτά του μαγνησίου εἶναι ὁ μαγνησίτης ἢ λευκόλιθος MgCO<sub>3</sub>, ὁ δολομίτης MgCO<sub>3</sub>.CaCO<sub>3</sub> καί ὁ καρναλίτης KCl.MgCl<sub>2</sub>.6H<sub>2</sub>O. Ἐλατα του μαγνησίου εἶναι διαλυμένα στό νερό τῆς θάλασσας καί στό νερό μερικῶν πηγῶν πού τοῦς δίνει πικρή γεύση. Ἐκόμα εἶναι συστατικό τῆς χλωροφύλλης.

**Παρασκευή - Ἰδιότητες.** Παρασκευάζεται μέ ἤλεκτρόλυση λιω-

μένου χλωριούχου μαγνησίου πού τό παίρνουν από τό θαλασσινό νερό ή από τόν καρναλίτη.

Είναι μέταλλο άργυρόλευκο, έλαφρό, Είδ. Β. 1,75 gr\*/cm<sup>3</sup> και λιώνει στους 650° C. Σέ χαμηλή θερμοκρασία όξειδώνεται σιγά σιγά· σέ ψηλή θερμοκρασία καίγεται και δίνει όξειδιο του μαγνησίου και λαμπρό λευκό φώς, πλούσιο σέ υπεριώδεις άκτίνες και γι' αυτό χρησιμοποιείται στή φωτογράφηση στο σκοτάδι. Είναι άριστο άναγωγικό μέσο εξαιτίας τής μεγάλης χημικής συγγένειας πού έχει μέ τό όξυγόνο κι αποσυνθέτει τό νερό και πολλά όξειδια.

**Χρήσεις.** Χρησιμοποιείται για κατασκευή κραμάτων πού είναι έλαφρά και άνθεκτικά· τά πιό σπουδαία είναι τό **μαγνάλιο** (μαγνήσιο και άργίλιο) και τό **ντουραλουμίνιο** (μαγνήσιο, άργίλιο, χαλκός, μαγγάνιο). Χρησιμοποιείται ακόμα στήν πυροτεχνουργία, τή φωτογραφική και σάν άναγωγικό μέσο στή μεταλλουργία.

#### ΕΝΩΣΕΙΣ ΤΟΥ ΜΑΓΝΗΣΙΟΥ

**Όξειδιο του μαγνησίου ή μαγνησία MgO.** Παρασκευάζεται μέ πύρωση του άνθρακικού μαγνησίου MgCO<sub>3</sub>:



Είναι σκόνη έλαφριά, λιώνει δύσκολα και διαλύεται πολύ λίγο στο νερό. Χρησιμοποιείται για νά φτεϊάνουν τουβλα πού άντέχουν στή φωτιά (πυρίμαχα) και στή θεραπευτική για έλαφρό καθαρτικό.

**Θεικό μαγνήσιο MgSO<sub>4</sub>.** Βρίσκεται στή φύση σάν όρυκτό μέ τό όνομα κισερίτης MgSO<sub>4</sub>·H<sub>2</sub>O ή διαλυμένο στο νερό μερικων ίαματικών πηγων και λέγεται πικρό άλας MgSO<sub>4</sub>·7H<sub>2</sub>O και δίνει στο νερό αυτό πικρή γεύση και καθαρτικές ιδιότητες. Έκτός από καθαρτικό χρησιμοποιείται και στήν κατεργασία του βαμβακιού.

**Άνθρακικό μαγνήσιο MgCO<sub>3</sub>.** Είναι τό όρυκτό **μαγνησίτης**. Στήν Εύβοια είναι σέ πολύ καθαρή κατάσταση και τό λένε **λευκόλιθο**. Μαζί μέ τό άνθρακικό άσβέστιο σχηματίζει τό **δολομίτη** πού βρίσκεται σέ πολλά μέρη και σέ μεγάλη έκταση. Είναι χρήσιμο για νά κατασκευάζουν άλλες ένώσεις του μαγνησίου.

## Α Σ Β Ε Σ Τ Ι Ο

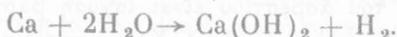
Σύμβολο Ca

Ατομικό βάρος 40,08

Σθένος II

**Προέλευση.** Είναι πολύ διαδομένο στή φύση στή μορφή διάφορων αλάτων. Τά σπουδαιότερα είναι τό άνθρακικό ασβέστιο πού αποτελεί τόν ασβεστόλιθο, τήν κιμωλία καί τό μάρμαρο, τό θειικό ασβέστιο πού αποτελεί τή γύψο, τό φωσφορικό ασβέστιο πού αποτελεί τό φωσφορίτη καί τόν άπατίτη κτλ. Είναι ακόμα συστατικό τοῦ σώματος τῶν ζῶων καί τῶν φυτῶν (κόκκαλα, δόντια, κελύφη αὐγῶν, ὕστρακα κτλ.).

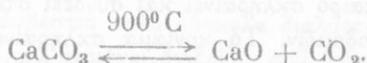
**Παρασκευή - Ἰδιότητες.** Παρασκευάζεται μέ ἤλεκτρόλυση τοῦ λιωμένου χλωριούχου ασβεστίου σέ μίγμα μέ τό φθοριούχο ασβέστιο. Είναι μέταλλο άργυρόλευκο, ἔλαφρό, μέ Εἰδ. Β. 1,55 gr\*/cm<sup>3</sup>, λιώνει στούς 810° C καί είναι σχετικά μαλακό. Ὄξειδώνεται σιγά σιγά στόν ἀέρα, διασπᾶ τό νερό καί δίνει ὕδρογόνο :



**Χρήσεις.** Χρησιμοποιεῖται σάν ἀναγωγικό μέσο στά ἐργαστήρια καί μαζί μέ τό μόλυβδο σέ ὀρισμένα χράματα.

### ΕΝΩΣΕΙΣ ΤΟΥ ΑΣΒΕΣΤΙΟΥ

**Ὄξειδιο τοῦ ασβεστίου, ἄβηστος ἢ ἀβέστης CaO.** Παρασκευάζεται μέ πύρωση τοῦ ασβεστόλιθου σέ εἰδικά καμίνια πού τά λένε **ἀβηστοκάμινα :**



Ἀνάλογα μέ τήν ποιότητα τοῦ χρησιμοποιούμενου ασβεστόλιθου παίρνουν ἀβέστη περισσότερο ἢ λιγότερο καθαρό.

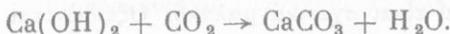
Ὁ καθαρός ἀβέστης πού δίνει ἡ πύρωση τοῦ μάρμαρου είναι λευκός, ἄμορφος καί πορώδης, ἔχει Εἰδ. Β. 3,40 gr\*/cm<sup>3</sup>, λιώνει μόνο στή θερμοκρασία τοῦ βολταϊκοῦ τόξου 2570° C καί χρησιμοποιεῖται γιά τήν κατασκευή τῆς σβησμένης ἀβέστου καί γιά νά φτειάνουν πυρίμαχα χωνευτήρια.

**Ἵδροξειδιο τοῦ ασβεστίου ἢ ἐσβεσμένη ἄβηστος ἢ σβησμένος ἀβέστης Ca(OH)<sub>2</sub>.** Ἄν ραντίσουμε τόν ἀβέστη μέ λίγο νερό παρατηροῦμε πῶς θερμαίνεται, φουσκώνει καί τελικά σπάει καί γίνεται

σκόνη. Ἡ σκόνη αὐτή εἶναι τὸ **ὕδροξειδιο τοῦ ἀσβεστίου**, πού σχηματίστηκε ἀπὸ τὴν ἀντίδραση τοῦ ὀξειδίου τοῦ ἀσβεστίου μὲ τὸ νερὸ καὶ μὲ παραγωγή μεγάλης ποσότητας θερμότητας:



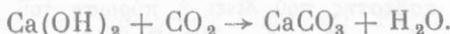
Ὁ σβησμένος ἀσβέστης διαλύεται δύσκολα στὸ νερὸ. Ἀνακατεμένος μὲ λίγο νερὸ δίνει ἓνα πολτὸ καὶ μὲ πιὸ πολὺ νερὸ ἓνα ὑγρὸ σάν γάλα πού τὸ λένε **γάλα τῆς ἀσβέστου**. Ὅταν βάλουμε ἀκόμα κι ἄλλο νερὸ καὶ κάμουμε διήθηση παίρνουμε τὸ **ἀσβέστιο ὕδωρ ἢ ἀσβεστόνερο** πού εἶναι ἀχρωμο, καθαρὸ κι ἔχει μέσα διαλυμένη μικρὴ ποσότητα ὕδροξειδίου τοῦ ἀσβεστίου. Στὸν ἀέρα θολώνει ὕστερα ἀπὸ λίγη ὥρα γιατί μὲ τὸ διοξειδίου τοῦ ἀνθρακὰ τοῦ ἀέρα σχηματίζεται ἀδιάλυτο ἀνθρακικὸ ἀσβέστιο:



Τὸ ὕδροξειδιο τοῦ ἀσβεστίου εἶναι ἰσχυρὴ βάση, ἀνάλογη μὲ τὸ ὕδροξειδιο τοῦ νατρίου καὶ τοῦ καλίου. Χρησιμοποιεῖται πάρα πολὺ στὴν οἰκοδομικὴ γιὰ νὰ φτειάνουν κονιάματα.

**Κονιάματα.** Κονιάματα λένε τὰ μίγματα πού χρησιμοποιοῦν στίς οἰκοδομὲς γιὰ συνδετικὴ ὕλη στίς πέτρες καὶ στὰ τοῦβλα. Αὐτὰ μὲ τὸ χρόνο σκληραίνουν ἢ γιατί ἐπιδρᾷ ὁ ἀέρας καὶ τότε τὰ λένε ἀεροπαγῆ ἢ γιατί ἐπιδρᾷ τὸ νερὸ καὶ τὰ λένε ὕδατοπαγῆ.

Τὸ κοινὸ κονίαμα πού μεταχειρίζονται στὴν οἰκοδομικὴ εἶναι ἕνας πολτός ἀπὸ μίγμα σβησμένου ἀσβέστη καὶ ἄμμου (1:3) καὶ μὲ τὸ ἀνάλογο νερὸ. Μὲ τὸν καιρὸ σκληραίνει καὶ συνδέει στερεὰ τίς πέτρες καὶ τὰ τοῦβλα τῶν οἰκοδομῶν. Τὸ κονίαμα σκληραίνει γιατί ἐπιδρᾷ τὸ διοξειδίου τοῦ ἀνθρακὰ τοῦ ἀέρα στὸ σβησμένο ἀσβέστη καὶ σχηματίζει ἀνθρακικὸ ἀσβέστιο. Συγχρόνως σχηματίζεται καὶ νερὸ, καὶ γι' αὐτὸ στίς νεόχτιστες οἰκοδομὲς παρουσιάζεται ὑγρασία:



Μὲ τὸ πέρασμα τοῦ χρόνου γίνεται καὶ μιὰ ἄλλη χημικὴ ἀντίδραση σιγά σιγά ἀνάμεσα στὸ διοξειδίου τοῦ πυριτίου τῆς ἄμμου καὶ τοῦ σβησμένου ἀσβέστη καὶ σχηματίζεται πυριτικὸ ἀσβέστιο:



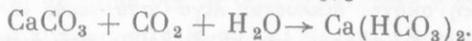
Ὅταν πυρωθοῦν μέσα σὲ εἰδικὰ καμίνια, σὲ ψηλὴ θερμοκρασία, ἀσβεστόλιθοι πού ἔχουν μέσα καὶ ἄργιλλο ἢ μίγματα ἀσβεστόλιθο

καί άργίλου σχηματίζεται ό υδραυλικός άσβέστης ή τσιμέντο. Τό τσιμέντο άνακατεμένο μέ άμμο καί νερό δίνει τό υδραυλικό κονίαμα πού σκληραίνει γρήγορα καί μπορεϊ νά χρησιμοποιηθεϊ καί σέ ύποβρύχιες έργασίες. Μέ τήν προσθήκη χαλικιών (σκύρων) στό παραπάνω μίγμα σχηματίζεται τό λεγόμενο υδραυλικό σκυρόδεμα (beton) κι άν βάλουν καί σιδερένιες ράβδους, τότε γίνεται τό σιδηροπαγές σκυρόδεμα ή άλλιώς beton armé πού βρίσκει μεγάλη έφαρμογή στίς σύγχρονες κατασκευές οίκοδομών καί δημόσιων έργων (γέφυρες κτλ.). Τά υδραυλικά κονιάματα σκληραίνουν γιατί σχηματίζεται διπλό ένυδρο άλας άπό πυριτικό άργίλιο καί πυριτικό άσβέστιο, πού εϊναι πολύ σκληρό, συμπαγές καί άδιάλυτο στό νερό καί μέ τό χρόνο παίρνει κρυσταλλική μορφή.

**Άνθρακικό άσβέστιο**  $\text{CaCO}_3$ . Εϊναι πολύ διαδομένο στή φύση σέ κρυσταλλική μορφή ή κρυσταλλοφυή ή σάν άμορφο. Κρυσταλλικό άποτελεϊ τόν άσβεστίτη πού ή καθαρή μορφή του εϊναι ή **ισλανδική κρύσταλλος**, πού εϊναι διάφανη κι έχει τήν ιδιότητα τής διπλής διάθλασης του φωτός.

Κρυσταλλοφυές άποτελεϊ τό **μάρμαρο**, λευκό ή χρωματιστό. Τελικά άμορφο άποτελεϊ τόν άσβεστόλιθο, πού σκεπάζει μεγάλες έκτάσεις τής γής, καί τήν **κιωλία** (κρητίδα) πού σχηματίστηκε σέ περασμένη γεωλογική έποχή άπό τή συσσώρευση τεράστιου άριθμού κελυφών μικροσκοπικών θαλασσινών όργανισμών. Εϊναι λευκή, πορώδης, τρίβεται εύκολα κι άφήνει ίχνη στό μαυροπίνακα.

Τό άνθρακικό άσβέστιο πολύ δύσκολα διαλύεται στό καθαρό νερό. Διαλύεται στό νερό πού περιέχει διοξειδιο του άνθρακα γιατί σχηματίζεται όξινο άνθρακικό άσβέστιο  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  πού διαλύεται στό νερό :



Μέ αύτή τή μορφή βρίσκεται διαλυμένο σ' όλα τά φυσικά νερά. Μέ βρασμό, ή σιγανή εξάτμιση του φυσικού νερού, διασπāται τό όξινο άνθρακικό άσβέστιο σέ διοξειδιο του άνθρακα, ύδρατμούς καί ούδέτερο άνθρακικό άσβέστιο πού σάν άδιάλυτο κατακαθίζει :



Μέ όμοιο τρόπο σχηματίζονται στίς σπηλιές οι **σταλακτίτες** κι οι **σταλαμίτες**, πού άποτελοϋνται άπό άνθρακικό άσβέστιο. Στή μορφή του άσβεστόλιθου χρησιμοποιεϊται στήν οίκοδομική, στήν ύλουργία,

στή μεταλλουργία, στήν παρασκευή τοῦ ασβέστη καί τοῦ τοιμέντου. Σάν μάρμαρο στή γλυπτική, καί σάν κιμωλία γιά γραφή στό μαυροπίνακα.

**Θεικό ασβέστιο.** Βρίσκεται στή φύση σέ δύο μορφές, **ἀνυδρή γύψος** ἢ ἀνυδρίτης  $\text{CaSO}_4$  καί **ἔνυδρη γύψος**  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  πού ἡ καθάρη μορφή της εἶναι τό **ἀλάβαστρο**. Ἡ γύψος διαλύεται δύσκολα στό νερό καί εἶναι κανονικό συστατικό τοῦ φυσικοῦ νεροῦ. Θερμαίνόμενη ἡ ἔνυδρη γύψος σέ καμίνια στούς  $130^\circ\text{C}$ - $170^\circ\text{C}$  χάνει τό μεγαλύτερο μέρος ἀπό τό κρυσταλλικό της νερό καί γίνεται ἡ λεγόμενη **πλαστική γύψος** πού μέ μύλους γίνεται σκόνη. Αὐτή ἡ γυψόσκονη ἀνακατεμένη μέ νερό γίνεται πλαστική μάζα πού σκληραίνει γρήγορα καί διαστέλλεται λίγο, γιατί ξαναπαίρνει νερό καί μεταβάλλεται πάλι σέ κρυσταλλική ἔνυδρη γύψο. Ὄταν ἡ γύψος θερμανθεῖ πάνω ἀπό  $500^\circ\text{C}$ , χάνει ὅλο τό κρυσταλλικό νερό καί γίνεται ἡ λεγόμενη **νεκρή γύψος** πού δέν ἔχει πιά τίς ιδιότητες τῆς πλαστικῆς. Ἡ γύψος χρησιμοποιεῖται γιά νά φτιάξουν καλούπια καί χειρουργικούς ἐπίδεσμούς, στήν οἰκοδομική, καί στή γεωργία γιά λίπασμα.

**Χλωριούχο ασβέστιο**  $\text{CaCl}_2$ . Παρασκευάζεται μέ ἐπίδραση ὕδρου-χλωρικοῦ ὀξέος στό ἀνθρακικό ασβέστιο:



Τό παίρνουν ἀκόμα ὅταν παρασκευάζουν τή σόδα μέ τή μέθοδο Solvay. Εἶναι πολύ ὑγροσκοπικό σῶμα καί γι' αὐτό τό χρησιμοποιοῦν γιά νά ξηραίνουν τά ἀέρια.

**Χλωράσβεστος**  $\text{CaOCl}_2$ . Παρασκευάζεται μέ ἐπίδραση χλωρίου σέ γάλα ασβέστου:



Εἶναι λευκή σκόνη, διαλύεται λίγο στό νερό, κι ἔχει τήν ὄσμη τοῦ χλωρίου γιατί διασπᾶται ἀπό τό διοξειδίου τοῦ ἀνθρακα τοῦ ἀέρα:



Δίνει χλώριο καί μέ τήν ἐπίδραση ὀξέων:



Γι' αὐτό τή χρησιμοποιοῦν, ἀντί γιά τό ἀέριο χλώριο, γιά νά λευκαίνουν τό μπαμπάκι, τό λινάρι, τό χαρτί καί γιά ἀπολυμαντικό.

Ἄλλες σπουδαῖες ἐνώσεις τοῦ ασβεστίου εἶναι τό ἀνθρακασβέστιο  $\text{CaC}_2$ , χρήσιμο γιά τήν παρασκευή τοῦ ἀκετυλενίου (ἀσετυλίνη), ἡ κυα-

ναμίδη του άσβεστίου  $\text{CaCN}_2$  και τό φωσφορικό άσβέστιο πού είναι τό κυριότερο φωσφορικό λίπασμα τής γεωργίας.

## ΠΡΟΒΛΗΜΑΤΑ

30) Πόσο βάρος καυστικό νάτριο, χλώριο και ύδρογόνο μπορούμε νά πάρουμε, από τήν ήλεκτρούλυση 100 χιλιογραμμων χλωριούχου νατρίου καθαρού, διαλυμένου στο νερό ;

31) Πόσο βάρος μαγειρικό άλάτι μέ περιεκτικότητα 85% σέ χλωριούχο νάτριο πρέπει νά κατεργαστούμε, γιά νά πάρουμε 5 τόνους κρυσταλλικό άνθρακικό νάτριο του τύπου  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  ;

32) Άσβεστόλιθος περιέχει 75% άνθρακικό άσβέστιο καθαρό. Πόσο βάρος άσβέστη παίρνουμε μέ πύρωση ενός τόνου από αυτό τόν άσβεστόλιθο :

## ΑΡΓΙΛΙΟ — ΨΕΥΔΑΡΓΥΡΟΣ

### ΑΡΓΙΛΙΟ

Σύμβολο **Al**

Άτομικό βάρος **26,97**

Σθένος **III**

**Προέλευση.** Ύστερα από τό όξυγόνο και τό πυρίτιο τό πιό διαδομένο στή γή στοιχείο είναι τό άργίλιο ή άλουμίνιο. Δέ βρίσκεται ελεύθερο αλλά πάντα ένωμένο, σχηματίζει όρυκτά πού τά πιό σπουδαία είναι τό κορούνδιο  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , ό βωξίτης  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , ό κρούλιθος  $\text{AlF}_3 \cdot 3\text{NaF}$ , ό άστριος, ό μαρμαρυγίας κ.ά.

**Μεταλλουργία.** Σήμερα τό άργίλιο παράγεται αποκλειστικά από τήν ήλεκτρούλυση του όξειδίου του άργιλίου, πού βγαίνει από τό βωξίτη\*, προσθέτοντας και κρούλιθο γιά νά γίνει εύκολότερη ή τήξη του όξειδίου του άργιλίου πού λιώνει πολύ δύσκολα. Μέ τήν ήλεκτρούλυση τό όξείδιο του άργιλίου διαχωρίζεται σέ άργίλιο και όξυγόνο :

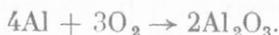


Τό άργίλιο συγκεντρώνεται στον πυθμένα τής ήλεκτρολυτικής συσκευής, πού είναι από άνθρακα και άποτελεί τήν κάθοδο, και τό όξυ-

\* Βωξίτης στήν Ελλάδα βρέθηκε άφθονος και καλής ποιότητας στον Παρνασσό, στην Έβλικόνα, στην Οίτη, στην Εββοια, στην Άμοργό, στή Μακεδονία και άλλω.

γόνο πηγαίνει στην άνοδο που κι αυτή είναι από άνθρακα, και την καίει σιγά σιγά (σχ. 46).

**Ίδιότητες.** Το άργιλλιο είναι άργυρόλευκο μέταλλο, στιλπνό και εύηχο. Είναι τό πιο έλαφρό από τά συνηθισμένα μέταλλα, έχει Είδ. Β.  $2,7 \text{ gr}^*/\text{cm}^3$  δηλαδή τρεΐς φορές περίπου μικρότερο από τό σίδηρο. Λιώνει στους  $660^\circ \text{C}$ , είναι πολύ έλατό και δλκιμο και γίνεται εύκολα πολύ λεπτά φύλλα και σύρματα. Είναι καλός άγωγός του ήλεκτρισμού, έχει μεγάλη χημική συγγένεια με τό όξυγόνο, αλλά στή συνηθισμένη θερμοκρασία, φαινομενικά, δέν παθαίνει καμιά αλλοίωση στον άέρα, γιατί ή επιφάνειά του σκεπάζεται με αδιάφορο στρώμα από όξειδιο του άργιλίου. "Όταν θερμανθεί ένα έλασμα ή σύρμα από άργιλλιο, λιώνει αλλά δέν καίγεται, ή σκόνη όμως του άργιλίου μέσα σέ δυνατή φλόγα καίγεται με ζωηρό λευκό φώς με παραγωγή μεγάλης ποσότητας θερμότητας:

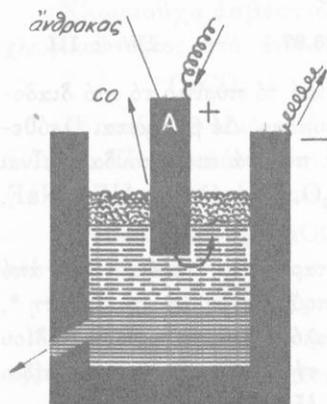


Έξαιτίας τής μεγάλης του συγγένειας με τό όξυγόνο, είναι άριστο αναγωγικό μέσο και ανάγει τό όξειδιο του σιδήρου κ.ά.:

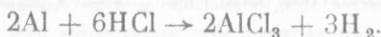


Στή αντίδραση αυτή παράγεται τόση μεγάλη ποσότητα θερμότητας, που ή θερμοκρασία φτάνει στους  $2500^\circ \text{C}$ : στή θερμοκρασία αυτή λιώνουν και τό όξειδιο του άργιλίου και ό σίδηρος κι έτσι μπορούμε νά τή χρησιμοποιήσουμε για τή συγκόλληση σιδηροδοκών, σιδηροδρομικών ράβδων κτλ. Αυτή ή μέθοδος συγκόλλησης των μετάλλων ονομάζεται **άργιλιο-θερμική** και τό μίγμα του όξειδίου του σιδήρου και του άργιλίου **θερμικής**.

Σχ. 46. Ήλεκτρολυτική παρασκευή του άργιλίου.



Άπό τά συνηθισμένα όξέα τό ύδροχλωρικό προσβάλλει τό άργιλλιο και δίνει ύδρογόνο:



Προβάλλεται και από ισχυρές βάσεις π.χ. από το υδροξείδιο του καλίου και παράγεται άργιλικό κάλιο και υδρογόνο :



**Χρήσεις.** Το άργιλιο σήμερα είναι από τα μέταλλα που χρησιμοποιούνται πιο πολύ και έκτοπίζει σιγά σιγά το σίδηρο και το χαλκό. Τό χρησιμοποιούν στην κατασκευή οικιακών σκευών, βιομηχανικών συσκευών, ηλεκτροφόρων άγωγών, στη βιομηχανία των αυτοκινήτων και αεροπλάνων, προπάντων με τη μορφή διάφορων κραμάτων του.

Τά σπουδαιότερα κράματα του άργιλίου είναι ο **μπροντζος του άργιλίου**, που είναι κράμα χαλκού και άργιλίου με άμορφο χρυσοκίτρινο χρώμα, τό **ντουραλουμίνιο** που είναι κράμα άργιλίου, χαλκού, μαγνησίου και μαγγανίου, με μεγάλη άντοχή, και τό **μαγνάλιο**, κράμα άργιλίου και μαγνησίου πολύ έλαφρό κ.ά.

### Σ Τ Υ Π Η Ρ Ι Ε Σ

Οί στυπτηρίες είναι διπλά θειικά άλατα με γενικό τύπο :  $\text{M}_2\text{SO}_4 \cdot \text{M}'_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ . Μ είναι ένα μέταλλο μονοθενές (κάλιο, νάτριο ή ή ρίζα άμμώνιο) και Μ' ένα μέταλλο τριθενές (άργιλιο, σίδηρος, μαγγάνιο, χρώμιο). "Όλες οί στυπτηρίες είναι **ισόμορφες** δηλαδή έχουν τό ίδιο κρυσταλλικό σχήμα. "Όσες έχουν άργιλιο είναι άχρωμες" οί άλλες χρωματιστές.

Σπουδαιότερη στυπτηρία είναι ή **κοινή στυπτηρία**, που τή λένε και στυφή, από κάλιο κι άργιλιο  $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ . Παρασκευάζεται με κρυστάλλωση μίγματος θειικών άλάτων καλίου και άργιλίου σε διαλύματα και με κατάλληλη αναλογία. Είναι λευκή ή άχρωμη με στυφή γεύση, ευδιάλυτη στό νερό και χρήσιμη στη βαφική, τή βυρσοδεψία και τή θεραπευτική.

### ΑΡΓΙΛΙΟΣ - ΚΕΡΑΜΕΥΤΙΚΗ

Η άργιλος που είναι πολύ διαδομένη στη φύση έχει κύριο συστατικό της τό πυριτικό άργιλιο. Η πιο καθαρή της μορφή είναι ο **καολίνης** και πιο κατώτερο σε ποιότητα είδος, εξαιτίας των όξειδίων του σιδήρου και άλλων συστατικών, ο **πηλός**. Τά διάφορα είδη τής άργιλίου ανακατεμένα με νερό γίνονται μιά πλαστική μάζα που μπορεί με τό χέρι ή άλλα μέσα

νά πάρει διάφορα σχήματα και κατασκευάζονται έτσι κεραμίδια, τουβλα, άγγεϊα, δοχεϊα κτλ. Μετά τήν κατασκευή τους ξηραίνονται κι ύστερα ψήνονται μέσα σέ ειδικά καμίνια. Μέ τό ψήσιμο φεύγει τό νερό πού προστέθηκε αλλά κι αυτό πού εϊναι χημικά ένωμένο κι έτσι ή μάζα συστέλλεται και δημιουργοῦνται λεπτοί πόροι. Άνάλογα μέ τή θερμοκρασία τής πύρωσης τά κεραμικά εϊδη μένουν πορώδη, άπορροφοῦν τό νερό και κολλάνε στή γλώσσα ή γίνονται συμπαγή και σάν γυαλί άν ή μάζα θερμάνθηκε μέχρι τοῦ σημείου νά αρχίζου νά λιώνουν.

Σύμφωνα μ' αὐτά, τά εϊδη τής κεραμειτικῆς, δηλαδή τής τέχνης πού ασχολεϊται μέ τήν κατασκευή διάφορων ειδῶν από άργιλο, ξεχωρίζονται σέ δυό μεγάλες κατηγορίες: σέ **συμπαγή και πορώδη**. Στά συμπαγή άνήκουν τά εϊδη τής **πορσελάνης** πού χρησιμοποιεϊται για ὑλικό ό καολίνης. Στά πορώδη άνήκουν τά κεραμίδια, τά τουβλα τά πήλινα άνθοδοχεϊα, κανάτια κτλ. πού χρησιμοποιεϊται για ὑλικό ό πηλός. "Όλα τά παραπάνω άντικείμενα ύστερα από τό ψήσιμο σκεπάζονται επιφανειακά μέ άστριο ή άλλα ὑλικά και ψήνονται για δεύτερη φορά για νά σχηματιστεί στήν επιφάνειά τους ένα γυάλινο επίχρισμα από άργιλοπυριτικά άλατα.

## Ψ Ε Υ Δ Α Ρ Γ Υ Ρ Ο Σ

Σύμβολο **Zn**

Ατομικό βάρος **65,38**

Σθένος **II**

**Προέλευση.** Ό ψευδάργυρος βρίσκεται στή φύση στα όρυκτά τοῦ σφαλερίτη  $ZnS$  και τοῦ σμιθωνίτη  $ZnCO_3$  πού λέγεται κι άλλιῶς καλαμίνα. Και τά δυό βρίσκονται στήν Ελλάδα στο Λαύριο και στο νησί τής Θάσου.

**Μεταλλουργία.** Τό μετάλλευμα τοῦ ψευδαργύρου, καθαρισμένο από τίς ξένες οῦσιες κι έτσι πλουσιότερο σέ ένώσεις ψευδαργύρου, φρύσσεται άν εϊναι θειοῦχο, θερμαίνεται δηλαδή μέ πολύ άέρα, κι άν εϊναι άνθρακικό πυρώνεται έντονα κι έτσι τελικά μετατρέπεται σέ όξειδιο τοῦ ψευδαργύρου. Άκολουθεϊ ύστερα άναγωγή τοῦ όξειδιου μέ άνθρακα και παράγεται ό μεταλλικός ψευδάργυρος πού στή μεγάλη θερμοκρασία τοῦ καμινιοῦ έξαερίονεται και τόν παίρνουν μέ κατάλληλους άποστακῆρες. Οί χημικές αντιδράσεις εϊναι οι παρακάτω:



Σήμερα παίρνουν ψευδάργυρο και με ηλεκτρόλυση μετατρέποντας το όξειδιο του ψευδαργύρου με θειικό όξύ σε εϋδιάλυτο θειικό ψευδάργυρο  $ZnSO_4$  πού τελικά ηλεκτρολύεται.

**Ίδιότητες.** 'Ο ψευδάργυρος, πού έχει τό κοινό όνομα τσίγκος, είναι μέταλλο λευκό μέ κυανή απόχρωση, κρυσταλλικό και έχει Ειδ. Β.  $7,15 \text{ gr}^*/\text{cm}^3$ , λιώνει στους  $420^\circ \text{C}$  και βράζει στους  $910^\circ \text{C}$ . Στή συνηθισμένη θερμοκρασία είναι σκληρό και σχετικά σπάει εύκολα, στους  $100^\circ \text{C}$  ως  $150^\circ \text{C}$  γίνεται έλατός και όλκιμος και πάνω από  $200^\circ \text{C}$  σπάει τόσο εύκολα πού μπορεί νά γίνει σκόνη. Στόν άέρα σκεπάζεται από ένα λεπτό στρώμα έπιφανειακό από βασικό άνθρακικό ψευδάργυρο  $ZnCO_3 \cdot 3Zn(OH)_2$ , πού έμποδίζει τήν όξειδωση του μετάλλου. Στήν κατάσταση σκόνης ή άτμών σε ψηλή θερμοκρασία καίγεται μέ λαμπρή, έλαφρά κυανή φλόγα και παράγεται όξειδιο του ψευδαργύρου πού διασκορπίζεται σαν λευκές νιφάδες.

Προσβάλλεται εύκολα από τά άραιά όξέα και δίνει ύδρογόνο:



**Χρήσεις.** 'Από τόν ψευδάργυρο φτιάνουν μεγάλα φύλλα για νά σκεπάσουν ύπόστεγα, φτιάνουν λουτήρες, ύδρurusές, μικρές δεξαμενές κτλ. Χρησιμεύει για έπιψευδαργυρωση του σιδήρου πού τήν πετυχαίνουν όταν βαφτίσουν μέσα σε λιωμένο ψευδάργυρο τό σίδηρο κι αυτό γίνεται για νά προφυλαχτεί ό σίδηρος από τήν όξειδωση. 'Ο σίδηρος αυτός λέγεται **γαλβανισμένος**. Παίρνει μέρος σαν συστατικό σε πολλά κράματα. Τό πιό σπουδαίο κράμα του είναι ό **ορείχαλκος** (ψευδάργυρος και χαλός).

#### ΕΝΩΣΕΙΣ ΤΟΥ ΨΕΥΔΑΡΓΥΡΟΥ

**Όξειδιο του ψευδαργύρου  $ZnO$ .** Όταν ό  $Zn$  καίγεται στόν άέρα ή όταν ό άνθρακικός ψευδάργυρος πυρώνεται, παράγεται τό όξειδιο του ψευδαργύρου. Είναι χονδρή λευκή σκόνη, άδιάλυτη στό νερό. Είναι ή πιό σπουδαία ένωση του ψευδαργύρου και χρησιμοποιείται μέ τό όνομα **λευκό του ψευδαργύρου** στα έλαιοχρώματα αντί για τό λευκό του μόλυβδου, γιατί δέ μαυρίζει από τό ύδρόθειο.

**Θειικός ψευδάργυρος  $ZnSO_4$ .** Είναι τό πιό συνηθισμένο άλας του ψευδαργύρου. Παρασκευάζεται από τόν ψευδάργυρο μέ έπίδραση θειικού όξέος και κρυσταλλώνεται μέ έπτά μόρια νερό. Είναι εϋδιάλυτος

στό νερό και χρησιμοποιείται στην τυποβαφική των ύφασμάτων και στην ιατρική σαν αντίσηπτικό των ματιών (κολλύριο).

## ΣΙΔΗΡΟΣ - ΝΙΚΕΛΙΟ - ΚΟΒΑΛΤΙΟ

### Σ Ι Δ Η Ρ Ο Σ

Σύμβολο **Fe**

Ατομικό βάρος **55,85**

Σθένος **II, III**

**Προέλευση.** Είναι τό πιό διαδομένο από τά βαριά μέταλλα στή γῆ. Χημικά καθαρός βρίσκεται στους μετεωρίτες. Τά σπουδαιότερα όρυκτά του είναι: ό **αιματίτης**  $Fe_2O_3$ , ό **μαγνητίτης**  $Fe_3O_4$ , ό **λειμωνίτης**  $Fe(OH)_3$ , ό **σιδηροπυρίτης**  $FeS_2$ , ό **σιδηρίτης**  $FeCO_3$  κι ό **χαλκοπυρίτης**  $CuFeS_2$ . Στους όργανισμούς βρίσκεται σαν άπαραίτητο συστατικό τῆς αίμοσφαιρίνης τοῦ αίματος και βοηθᾷ στή σύνθεση τῆς χλωροφύλλης τῶν φυτῶν.

**Εἶδη σιδήρου.** Ό καθαρός σίδηρος, από τό ένα μέρος είναι δύσκολο νά παρασκευαστεῖ, κι από τό άλλο δέν είναι κατάλληλος γιά τίς τέχνες, γιατί και μαλακός είναι και δύσκολα λιώνει. Ἐντί γι' αὐτόν χρησιμοποιοῦνται εἶδη σιδήρου πού ἔχουν μέσα κι άλλα συστατικά σέ μικρή ποσότητα, κυρίως ἄνθρακα, και παρουσιάζουν ιδιότητες χρήσιμες γιά τήν τεχνική.

Τά εἶδη αὐτά είναι: ό **σφυρήλατος ἢ μαλακός σίδηρος** περιέχει τό πιό λίγο ποσοστό ἄνθρακα, 0,05 - 0,50%, ό **χάλυβας** (ἀτσάλι) περιέχει μέση ποσότητα ἄνθρακα 0,50 - 1,50% κι ό **χυτοσίδηρος** (μαντέμι) πού περιέχει 2 - 5% ἄνθρακα κι άλλα στοιχεῖα ὅπως πυρίτιο και μαγγάνιο.

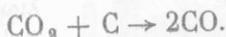
**Μεταλλουργία.** Ἡ μεταλλουργία τοῦ σιδήρου γίνεται σέ δύο φάσεις: α) τήν παρασκευή τοῦ χυτοσιδήρου πού γίνεται 1) μέ ἀπευθείας ἀναγωγή τῶν ὀξειδίων τοῦ σιδήρου μέ ἄνθρακα και 2) μέ πύρωση τῶν ἄνθρακικῶν ὀρυκτῶν ἢ φρύξη τῶν θειούχων και στή συνέχεια πάλι ἀναγωγή τῶν ὀξειδίων πού παράγονται, β) τή μετατροπή τοῦ χυτοσιδήρου σέ χάλυβα ἢ μαλακό σίδηρο πού γίνεται μέ τήν ἀπομάκρυνση ενός μέρους τοῦ περιεχόμενου στό χυτοσίδηρο ἄνθρακα.

**Παρασκευή τοῦ χυτοσιδήρου.** Γίνεται μέσα σέ εἰδικά καμίνια

πού έχουν ύψος 25 μέτρα και λέγονται **ύψικάμινοι** (σχ. 47). Μέσα στην ύψικάμινο ρίχνουν πρώτα άνθρακα (κώκ) ύστερα ένα στρώμα από μετάλλευμα άνακατεμένο με συλλίπασμα\*, μετά πάλι ένα στρώμα άνθρακα, πάλι μετάλλευμα και συνεχίζουν μ' αυτό τον τρόπο ώσπου νά γεμίσει ή ύψικάμινος. Άνάβουν ύστερα τόν άνθρακα πού βρίσκεται στή βάση και συγχρόνως φυσούν θερμό άέρα με πίεση γιά νά πετύχουν ψηλές θερμοκρασίες. Έτσι ό άνθρακας καίγεται και δίνει διοξείδιο του άνθρακα:



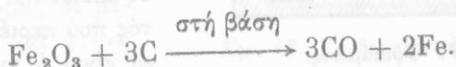
Τό διοξείδιο του άνθρακα άνεβαίνει πρός τά πάνω μέσα στην κάμινο, και όπως συναντά ψηλότερα πάλι άνθρακα, άνάγεται και γίνεται μονοξείδιο:



Τό μονοξείδιο αυτό έρχεται σ' έπαφή με τό σιδηρομετάλλευμα και άνάγει τά όξειδιά του σχηματίζοντας σίδηρο και διοξείδιο του άνθρακα:



ή



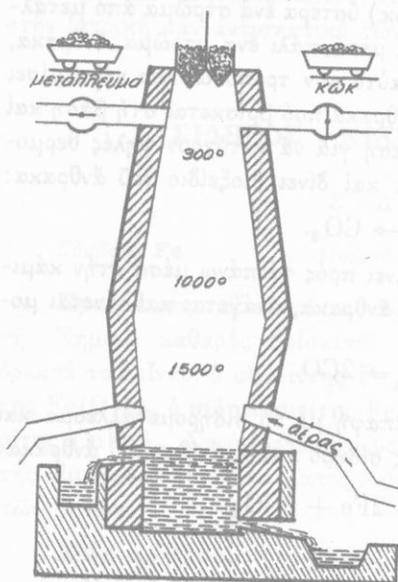
Τό διοξείδιο του άνθρακα πού παράγεται άπ' αυτή τήν αντίδραση άνεβαίνει κι αυτό πρός τά πάνω όπως και παραπάνω και έπαναλαμβάνεται ή ίδια σειρά αντιδράσεων. Ό σίδηρος πάλι πού παράγεται έτσι, σέ ύγρή κατάσταση, εξαιτίας τής θερμοκρασίας πού επικρατεί στην ύψικάμινο (1500° C), τρέχει στή βάση και συγκεντρώνεται στό κάτω μέρος της. Καθώς κατεβαίνει από τά ψηλότερα στρώματα και περνά μέσα από τά στρώματα του άνθρακα διαλύει ένα μέρος άπ' αυτόν. Ό άσβεστόλιθος πού έχει προστεθεί σάν συλλίπασμα στό μετάλλευμα άρχικά, στην ψηλή θερμοκρασία διασπάται σέ άσβεστο και διοξείδιο του άνθρακα:



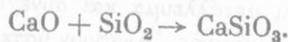
Ή άσβεστος αυτή ένάνεται με τίς γαιώδεις προσμίξεις του με-

\* Συλλίπασματα στή μεταλλουργία λένε τίς ουσίες πού προσθέτουν με τό σκοπό νά σχηματίσουν με τίς γαιώδεις προσμίξεις μιά ένωση, πού νά λιώνει και νά απομακρύνεται εύκολα, τή λεγόμενη σκουριά.

ταλλεύματος, ιδιαίτερα μέ το διοξείδιο του πυριτίου, και σχηματίζει σκουριά από πυριτικό ασβέστιο :



Σχ. 47. Ύψικάμιнос.

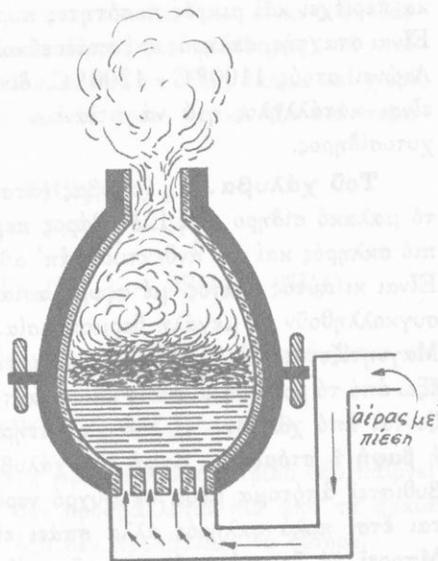


Ἡ σκουριά αὐτή σέ ὑγρή κατάσταση, ἐξαιτίας τῆς μεγάλης θερμοκρασίας, κυλά κι αὐτή πρὸς τὴ βάση τῆς καμίνου, ἐπιπλέει, γιατί εἶναι ἐλαφρότερη, πάνω στό λιωμένο σίδηρο, κι ἀπομακρύνεται κατάλληλα ἀπό ἓνα πλάγιο ἄνοιγμα, κι ὁ λιωμένος σίδηρος συγκεντρώνεται, καθὼς ἀνοίγει ἀπὸ καιρό σέ καιρό ἢ βάση τῆς καμίνου, σέ καλούπια. Ὁ σίδηρος αὐτός πού περιέχει μέσα ἄνθρακα εἶναι ὁ **χυτοσίδηρος**.

Οἱ ὑψικάμινοι λειτουργοῦν συνέχεια, καὶ σταματοῦν μόνο ὅταν πάθουν καμμιὰ βλάβη κι ἔχουν ἀνάγκη ἐπισκευῆς.

**Παρασκευὴ τοῦ μαλακοῦ σιδήρου καὶ τοῦ χάλυβα.** Γιά νά πάρουμε ἀπὸ τό χυτοσίδηρο τὰ ἄλλα εἶδη, φτάνει νά διώξουμε ἀπὸ αὐτόν ἓνα μέρος ἀπὸ τόν περιεχόμενο ἄνθρακα. Αὐτό γίνεται μέ διαφορες μεθόδους, πού ἢ μιὰ ἀπ' αὐτές εἶναι ἡ μέθοδος τοῦ Bessemer. Μέ αὐτὴ τὴ μέθοδο μέσα σέ δοχεῖα σέ σχῆμα τεράστιου ἀχλαδιοῦ, μέ διπλό πυθμένα, ντυμένα ἐσωτερικά μέ πυρίμαχα τοῦβλα πού στηρίζονται σέ ὀριζόντιο ἄξονα, γιά νά μποροῦν νά στρέφονται γύρω ἀπ' αὐτόν (σχ. 48), βάζουν ἀνάλογη ποσότητα λιωμένου χυτοσιδήρου, μόλις τόν βγάζουν ἀπὸ τὴν ὑψικάμινο· ὕστερα φυσοῦν ἀπὸ τό δεύτερο πυθμένα πού εἶναι γεμάτος τρύπες, ἀέρα θερμό καὶ μέ πίεση, πού περνώντας μέσα ἀπὸ τὴν ὑγρὴ μάζα τοῦ χυτοσιδήρου, κατακαίει τόν ἄνθρακα πού περιέχει. Ἡ θερμότητα πού παράγεται μ' αὐτὴ τὴν καύση κρατᾷ τὴ θερμοκρασία ἀρκετὰ ψηλὴ ἔτσι, πού νά μὴ στερεοποιεῖται ὁ σίδηρος στή

διάρκεια αυτής τῆς ἐργασίας πού κρατᾶ 15 - 20 λεπτά τῆς ὥρας. Ἔτσι καίγεται σχεδόν ὅλος ὁ περιεχόμενος ἄνθρακας καὶ σχηματίζεται τελικά ὁ **μαλακός σίδηρος**. Γιὰ νὰ πᾶρουν χάλυβα προσθέτουν ὑστερα στὸ μαλακὸ σίδηρο τόση ποσότητα λιωμένου χυτοσιδήρου, ὥσπου ὀλόκληρο τὸ μίγμα νὰ ἀποκτήσει τὴν ἀνάλογη γιὰ τὸ εἶδος τοῦ χάλυβα ποσότητα ἄνθρακα. Μὲ αὐτὸ τὸν ἔξυπνο καὶ γρήγορο τρόπο, πού γιὰ καύσιμο ὑλικὸ χρησιμοποιεῖται ὁ ἄνθρακας τοῦ ἴδιου τοῦ χυτοσιδήρου, κατωρθώθηκε νὰ παρασκευαστεῖ χάλυβας σὲ μεγάλες ποσότητες καὶ φτηνῆ τιμῆ.



Σχ. 48. Τὸ δοχεῖο τοῦ Bessemer σὲ σχῆμα τεράστιου ἀχλαδιοῦ.

### Εἰδικοὶ χάλυβες. Στὸ

χάλυβα βάζουν μικρὲς ποσότητες ἀπὸ ἄλλα μέταλλα, μαγγάνιο, νικέλιο, χρώμιο κτλ. καὶ σχηματίζουν ἔτσι **εἰδικούς χάλυβες**, πού ἔχουν μερικές ἰδιαιτέρες ἰδιότητες. Ἔτσι τὸ μαγγάνιο μεγαλώνει τὴ συνεκτικότητα τοῦ χάλυβα, τὸ νικέλιο καὶ τὸ χρώμιο τὴ σκληρότητά του κτλ.

### Φυσικὲς ἰδιότητες

**Τοῦ μαλακοῦ σιδήρου.** Ὁ μαλακὸς σίδηρος ἔχει χρῶμα σταχτόλευκο, Εἰδ. Β. 7,8 gr\*/cm<sup>3</sup> καὶ λιώνει στοὺς 1500° C. Εἶναι πολὺ ἐλατός, ὀλκιμος καὶ ἀνθεκτικός. Ὅταν θερμανθεῖ πολὺ γίνεται ἀρκετὰ μαλακὸς καὶ μπορεῖ μὲ σφυρηλασία νὰ τοῦ δώσουμε τὸ σχῆμα πού θέλουμε ἢ νὰ κολλήσουμε δυὸ κομμάτια του. Ἔχει τὴν ἰδιότητα νὰ μαγνητίζεται, μόνο ὅσο βρίσκεται μέσα σὲ μαγνητικὸ πεδίο, καὶ χάνει τίς μαγνητικὲς ἰδιότητες ἔξω ἀπ' αὐτό.

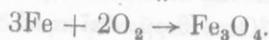
**Του χυτοσιδήρου.** Ο χυτοσίδηρος (μαντέμι) εκτός από τον άνθρακα περιέχει και μικρές ποσότητες πυρίτιο, μαγγάνιο, φωσφόρο και θείο. Είναι σταχτής, σκληρός και σπάει εύκολα. Έχει Ειδ. Β. 7,0 - 7,5 gr\*/cm<sup>3</sup>. Λιώνει στους 1100° C - 1200° C, δίνει υγρό λεπτόρευστο και γι' αυτό είναι κατάλληλος για να φτιάχνουν χυτά αντικείμενα κι ονομάστηκε χυτοσίδηρος.

**Του χάλυβα.** Ο χάλυβας (άτσάλι) έχει χρώμα πιο σκούρο από το μαλακό σίδηρο και Ειδ. Β. 7,8 gr\*/cm<sup>3</sup>. Είναι πιο σκληρός και πιο ανθεκτικός απ' αυτόν κι έχει μεγάλη ελαστικότητα. Είναι κι αυτός ελατός με σφυρηλασία και τά κομμάτια του μπορούν να συγκολληθούν σε μεγάλη θερμοκρασία. Λιώνει στους 1300° C - 1440° C. Μαγνητίζεται πιο δύσκολα αλλά διατηρεί τις μαγνητικές ιδιότητες και έξω από το μαγνητικό πεδίο και γι' αυτό οι **μόνιμοι μαγνήτες** κατασκευάζονται από χάλυβα. Η πιο χαρακτηριστική ιδιότητα του χάλυβα είναι η **βαφή ή στόμωση**. Βαφή του χάλυβα σημαίνει να διαπυρωθεί και να βυθιστεί απότομα μέσα σε ψυχρό νερό ή άλλο υγρό (λάδι κ.κ.)· γίνεται έτσι πολύ σκληρός αλλά σπάει εύκολα και δεν είναι πιά ελατός. Μπορεί να ξαναγίνει όπως πρώτα ελατός αν τον θερμάνουμε και τον αφήσουμε να ψυχθεί σιγά σιγά (άνοπτηση).

**Του καθαρού σιδήρου.** Ο χημικά καθαρός σίδηρος που βγαίνει από την ηλεκτρόλυση του χλωριούχου σιδήρου, είναι άργυρόλευκο μαλακό μέταλλο με Ειδ. Β. 7,86 gr\*/cm<sup>3</sup> και λιώνει στους 1535° C. Οι άλλες του φυσικές ιδιότητες μοιάζουν πολύ με τις ιδιότητες του μαλακού σιδήρου.

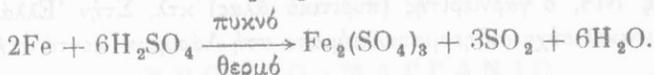
### Χημικές ιδιότητες

Οι χημικές ιδιότητες όλων των ειδών του σιδήρου είναι περίπου οι ίδιες. Στόν ξηρό αέρα δεν παθαίνει καμιά αλλοίωση στη συνηθισμένη θερμοκρασία, όταν όμως θερμανθεί ισχυρά, σε καθαρό όξυγόνο, καίγεται και δίνει μαγνητικό οξείδιο του σιδήρου:



Στόν υγρό αέρα σκεπάζεται από μια πορώδη ουσία με σκοτεινό κόκκινο χρώμα, τη σκουριά, που αποτελείται από υδροξείδιο του σιδήρου Fe(OH)<sub>3</sub>. Η σκουριά αυτή δε σταματά μόνο στην επιφάνεια αλλά προχωρεί βαθιά στο μέταλλο και με τον καιρό τό κατατρώει. Για να

προφυλάξουμε τό σίδηρο από τή σκουριά, τόν σκεπάζουμε μ' ένα λεπτό στρώμα από μέταλλο πού δέν άλλοιώνεται εύκολα όπως είναι ο ψευδάργυρος (γαλβανισμένος σίδηρος), ο κασσίτερος (λευκοσίδηρος), τό νικέλιο, τό χρώμιο κ.ά. Εύκολα προσβάλλεται από τά όξέα, ακόμα και χωρίς θέρμανση, από τό ύδροχλωρικό όξύ και τό άραιό θειικό όξύ και παράγεται και ύδρογόνο:



Προσβάλλεται και από τό άραιό νιτρικό όξύ και παράγονται νιτρώδεις άτμοί:



Αν ο σίδηρος βυθιστεί για λίγη ώρα σε πυκνό νιτρικό όξύ παίρνει τήν παθητική κατάσταση δηλαδή δέν προσβάλλεται πιά από τά άραιά όξέα. Τό πυκνό και ψυχρό θειικό όξύ δέν προσβάλλει τό σίδηρο.

### Εφαρμογές

Ο σίδηρος είναι τό πιο σπουδαίο μέταλλο. Οι εφαρμογές του είναι άπειρες. Διάφορα έργαλεία και μηχανήματα, άτμομηχανές, σκευή για κάθε χρήση, σιδερένιες ράβδοι και δοκοί, σύρματα και έλάσματα κάθε είδους, πυροβόλα όπλα, πυρομαχικά κ.ά. είναι οι κυριότερες εφαρμογές του. Χρησιμοποιείται ακόμα στην οικοδομική, για τήν παρασκευή του σιδηροπαγοϋς κονιάματος ή και για άντικατάσταση του ξύλου. Γι' αυτό ή κατανάλωση του σιδήρου σ' όλο τόν κόσμο είναι τεράστια.

### ΠΡΟΒΛΗΜΑΤΑ

33) Γνωρίζουμε πως 3200 χιλιόγραμμα σιδηρομέταλλευμα δίνουν 1 τόνο χυτοσίδηρο με περιεκτικότητα σε άνθρακα 4%. Νά βρεθεί ή περιεκτικότητα του μεταλλεύματος σε σίδηρο.

34) Θέλουμε να μετατρέψουμε 1 τόνο χυτοσίδηρο περιεκτικότητας σε άνθρακα 5% σε καθαρό σίδηρο. Πόσο βάρος όξειγόνου θά χρεια-

στεί και πόσος είναι ο όγκος του μονοξειδίου του άνθρακα που θα σχηματιστεί; (Δέ θα λάβουμε υπόψη τις άλλες ουσίες του χυτοσιδήρου).

## Ν Ι Κ Ε Λ Ι Ο

Σύμβολο **Ni**

Ατομικό βάρος **58,69**

Σθένος **II, III**

**Προέλευση.** Ήλεθερο τό νικέλιο βρίσκεται στους μετεωρίτες. Τά πιό σπουδαία από τά όρυκτά του είναι ό νικελίτης NiAs, ό νικελιοπυρίτης NiS, ό γαρνιερίτης (πυριτικό έλας) κτλ. Στην Έλλάδα βρισκονται νικελιούχα σιδηρομεταλλεύματα στή Λάρυμνα (κοντά στήν Άταλάντη).

**Μεταλλουργία - Ίδιότητες.** Ή μεταλλουργία του νικελίου γίνεται μέ μερική φρύξη των όρυκτων του και αναγωγή του παραγόμενου όξειδίου μέσα σέ ειδικά καμίνια και μέ τά κατάλληλα συλλιπάσματα. Τό νικέλιο που παράγεται μ' αυτό τον τρόπο δέν είναι καθαρό και καθαρίζεται μέ ήλεκτρόλυση.

Είναι μέταλλο άργυρόλευκο μέ ίσχυρή μεταλλική λάμψη, σκληρό, έλατό και όλκιμο. Έχει Ειδ. Β. 8,9 gr\*/cm<sup>3</sup> και λιώνει στους 1455° C. Στή συνηθισμένη θερμοκρασία δέν όξειδώνεται στον άέρα και προσβάλλεται λίγο από τά όξέα. Στο πυκνό νιτρικό όξύ παίρνει τήν παθητική κατάσταση.

**Έφαρμογές.** Ήπειδή δέν άλλοιώνεται στον άέρα χρησιμοποιείται για έπινικέλωση του σιδήρου κι άλλων μετάλλων. Χρησιμεύει άκόμη για κατασκευή κραμάτων, όπως ό νεάργυρος (χαλκός, νικέλιο, ψευδάργυρος) κι οι νικελιοχάλυβες, που είναι πολύ σκληροί και άνθεκτικοί και χρησιμοποιούνται στή βιομηχανία αυτοκινήτων και άεροπλάνων.

## Κ Ο Β Α Λ Τ Ι Ο

Σύμβολο **Co**

Ατομικό βάρος **58,94**

Σθένος **II, III**

Τό κοβάλτιο βρίσκεται έλεύθερο σέ μικρές ποσότητες στους μετεωρίτες, όπως και τό νικέλιο. Κυρίως όμως βρίσκεται στή φύση μέ τή μορφή όρυκτων, που τά πιό σπουδαία είναι ό κοβαλιτίτης CoAsS και ό σμαλιτίης CoAs<sub>2</sub>.

Ή μεταλλουργία κι οι ιδιότητές του είναι άνάλογες μέ του νικελίου. Έχει Ειδ. Β. 8,9 gr\*/cm<sup>3</sup> και λιώνει στους 1480° C.

Παρόμοιες είναι κι οι εφαρμογές του με τις εφαρμογές του νικελίου, δηλαδή χρησιμοποιείται για κάλυψη του σιδήρου που τον προφυλάσσει από τη σκουριά και για κατασκευή κραμάτων σκληρών κι ανθεκτικών στα χημικά αντιδραστήρια. Μεγάλη σημασία έχει ένα ραδιενεργό ισότοπο του κοβαλτίου με ατομικό βάρος 60. Είναι πηγή ισχυρής ακτινοβολίας γ, πολύ πιο ισχυρής από την ακτινοβολία του ραδίου και χρησιμοποιείται για τη θεραπεία του καρκίνου με τό όνομα **βόμβα του κοβαλτίου** (Νοσοκομείο 'Αλεξάνδρας 'Αθηνών).

## Χ Ρ Ω Μ Ι Ο - Μ Α Γ Γ Α Ν Ι Ο

### Χ Ρ Ω Μ Ι Ο

Σύμβολο **Cr**      'Ατομικό βάρος **52,01**      Σθένος **II, III, V, VI**

**Προέλευση-Μεταλλουργία.** Δέ βρίσκεται ελεύθερο αλλά σχηματίζει τα όρυκτά **ωχρα του χρωμίου**  $Cr_2O_3$ , **χρωμίτη**  $FeO \cdot Cr_2O_3$  και **κροκοίτη**  $PbCrO_4$ .

Τό μεταλλικό χρώμιο τό παίρνουν με άναγωγή του όξειδίου του με άργίλιο· ή μέθοδος λέγεται άργιλιθερμική:



Μπορεί νά τό πάρουν κι από τό χρωμίτη πάλι με την άργιλιθερμική μέθοδο αλλά τότε περιέχει και σίδηρο και άποτελεϊ τό κράμα που λέγεται **σιδηροχρώμιο** και χρησιμεύει για την παρασκευή του χρωμιοχάλυβα.

Χημικά καθαρό βγαίνει με ήλεκτρόλυση χλωριούχου χρωμίου.

**'Ιδιότητες - 'Εφαρμογές.** Είναι μέταλλο λευκό, πολύ σκληρό, με Είδ. Β. 6,90 gr\*/cm<sup>3</sup> και λιώνει στους 1615° C. Στή συνηθισμένη θερμοκρασία δέν όξειδώνεται και προσβάλλεται δύσκολα από τά όξέα.

Χρησιμοποιείται στην κατασκευή του πολύ σκληρού και ανθεκτικού χρωμιοχάλυβα για έπιχρωμίωση του σιδήρου κι άλλων μετάλλων για νά μήν όξειδώνονται και άποτελεϊ συστατικό πολλών κραμάτων που τό πιο σημαντικό είναι ή **χρωμονικελίνη** (χρώμιο και νικέλιο) γιατί κατασκευάζονται από αυτή οι ήλεκτρικές αντίστασεις.

**Διχρωμικό κάλιο**  $K_2Cr_2O_7$ . Είναι ή σπουδαιότερη από τις ενώσεις του. Είναι πορτοκαλέρυθροι κρύσταλλοι εύδιάλυτοι στο νερό. 'Ισχυ-

ρό οξειδωτικό μέσο με επίδραση θειικού οξέος όπως δείχνει η αντίδραση:



## ΜΑΓΓΑΝΙΟ

Σύμβολο **Mn**

Ατομικό βάρος **54,93**

Σθένος **II, III, IV, VI, VII**

**Προέλευση - Μεταλλουργία.** Δέ βρίσκεται σ' ελεύθερη κατάσταση· τό σπουδαιότερο όρυκτό του είναι ό πυρολουσίτης  $\text{MnO}_2$ . Άλλα όρυκτά του μαγγανίου είναι ό βραουνίτης  $\text{Mn}_2\text{O}_3$ , ό άουσμανίτης  $\text{Mn}_3\text{O}_4$ , ό μαγγανίτης  $\text{Mn}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$  και ό ροδοχροίτης  $\text{MnCO}_3$ .

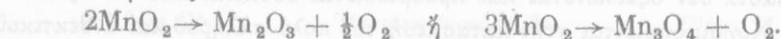
Τό μεταλλικό μαγγάνιο τό παίρνουν με άναγωγή του οξειδίου του με τήν άργιλιθερμική μέθοδο: α)  $3\text{MnO}_2 \xrightarrow{\text{θερμ.}} \text{Mn}_3\text{O}_4 + \text{O}_2$ ,  
β)  $3\text{Mn}_3\text{O}_4 + 8\text{Al} \rightarrow 4\text{Al}_2\text{O}_3 + 9\text{Mn}$ .

Μέσα σέ καμίνια από μίγμα όρυκτών του σιδήρου και του μαγγανίου και άναγωγή με άνθρακα, παίρνουν τό **σιδηρομαγγάνιο**, κράμα πού περιέχει σίδηρο, μαγγάνιο και άνθρακα.

**Ίδιότητες - Χρήσεις.** Είναι μέταλλο σταχτόλευκό, σκληρό και σπάει εύκολα. Έχει Ειδ. Β.  $7,20 \text{ gr}^*/\text{cm}^3$  και λιώνει στους  $1260^\circ \text{C}$ . Όξειδώνεται σιγά σιγά στον υγρό άέρα και προσβάλλεται από τά άραιά όξέα. Χρησιμοποιείται για νά φτειάνουν μαγγανιούχους χάλυβες, πού είναι άνθεκτικοί και πολύ σκληροί, και άλλα κράματα π.χ. **μαγγανιοϋχο μπροντζο** (χαλκός - ψευδάργυρος - μαγγάνιο).

**Ένώσεις του Μαγγανίου.** Σπουδαίες ένώσεις του μαγγανίου είναι ό πυρολουσίτης  $\text{MnO}_2$  και τό υπερμαγγανικό κάλιο.

Ό πυρολουσίτης θερμαινόμενος δίνει ένα μέρος από τό όξυγόνο του και δρᾶ όξειδωτικά:



Τό υπερμαγγανικό κάλιο  $\text{KMnO}_4$  κρυσταλλώνεται σέ σκούρα ιώδη πρίσματα με μεταλλική λάμψη, ευδιάλυτα στό νερό, πού παίρνει έτσι έρυθροειῶδες χρώμα. Είναι ένα από τά πιό όξειδωτικά σώματα και γι' αυτό τό χρησιμοποιούν σαν άπολυμαντικό και μικροβιοκτόνο. Με επίδραση θειικού οξέος δίνει εύκολα όξυγόνο, σύμφωνα με τήν έξίσωση:



## ΜΟΛΥΒΔΟΣ - ΚΑΣΣΙΤΕΡΟΣ

### ΜΟΛΥΒΔΟΣ

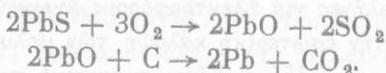
Σύμβολο **Pb**

Ατομικό βάρος **207,21**

Σθένος **II, IV**

**Προέλευση.** Τό πιό σπουδαῖο ὄρυκτό τοῦ μολύβδου εἶναι ὁ γαληνίτης  $PbS$  πού περιέχει τίς πιό πολλές φορές καί ἄργυρο καί στήν Ἑλλάδα βρίσκεται στό Λαύριο. Ἄλλα ὄρυκτά μέ μικρότερη σημασία εἶναι ὁ ἀγγλεσίτης  $PbSO_4$ , ὁ ψιμυθίτης  $PbCO_3$ , ὁ κροκοίτης  $PbCrO_4$ .

**Μεταλλουργία.** Ὁ  $Pb$  βγαίνει ἀπό τό γαληνίτη. Μέ φρύξη ὁ γαληνίτης μετατρέπεται σέ ὀξειδιο τοῦ μολύβδου πού θερμαίνεται καί ἀνάγεται μέ ἄνθρακα:



Ὁ μολύβδος πού παίρνουν μ' αὐτό τόν τρόπο περιέχει πάντα μικρές ποσότητες ἀντιμόνιο, κασσίτερο, χαλκό κτλ. Γιά νά τόν καθάρισουν τόν λιώνουν καί τόν ἐκθέτουν μέσα σέ ρηχά καμίνια σέ ρεῦμα θερμοῦ ἀέρα. Οἱ προσμίξεις τοῦ μολύβδου τότε ὀξειδώνονται, σχηματίζουν ἐλαφρά ὀξειδία πού ἐπιπλέουν στήν ἐπιφάνεια κι ἀπομακρύνονται. Τελικά, ἂν ὁ μολύβδος περιέχει ἀρκετή ποσότητα ἄργυρο, μέ κατάλληλο τρόπο παίρνουν αὐτό τό πολύτιμο μέταλλο.

**Ἰδιότητες.** Ὁ μολύβδος εἶναι τόσο μαλακός πού χαράσσεται μέ τό νύχι καί κόβεται εὐκόλα μέ τό μαχαίρι. Σέ πρόσφατη τομή εἶναι κυανόλευκος καί πολύ λεῖος καί γυαλιστερός. Ἔχει Εἰδ. Β.  $11,35 \text{ gr}^*/\text{cm}^3$  καί λιώνει στούς  $327^\circ \text{C}$ . Λυγίζει εὐκόλα, εἶναι ἐλατός καί ὀλκιμος, τά ἐλάσματα καί τά σύρματά του ὁμως εἶναι μικρῆς ἀντοχῆς. Στό χαρτί ἀφήνει ἴχνη σταχτιά.

Στόν ξηρό ἀέρα σκεπάζεται μέ λεπτό στρώμα ἀπό ὑποξείδιο τοῦ μολύβδου  $Pb_2O$  καί στόν ὑγρό ἀέρα σχηματίζεται σιγά σιγά στήν ἐπιφάνειά του ἓνα προστατευτικό στρώμα ἀπό βασικό ἀνθρακικό μολύβδο  $PbCO_3 \cdot Pb(OH)_2$ . Ὄταν θερμανθεῖ σκεπάζεται ἀπό κίτρινο στρώμα ὀξειδίου τοῦ μολύβδου  $PbO$ .

Τό ἀποσταγμένο νερό ἢ τό βρόχινο μέ σύγχρονη ἐπίδραση τοῦ ὀξυγόνου τοῦ ἀέρα διαλύει ἴχνη ἀπό τό μολύβδο γιατί σχηματίζεται τό διαλυτό ὕδροξείδιο τοῦ μολύβδου:



Τά νερά όμως τῶν πηγῶν καί τῶν πηγαδιῶν ἐπειδή ἔχουν θειικά καί ἀνθρακικά ἄλατα, σχηματίζουν τά ἀντίστοιχα ἄλατα τοῦ μολύβδου πού ἐπειδή εἶναι ἀδιάλυτα τόν προστατεύουν ἀπό παραπέρα ἐπίδραση. Ἐπειδή οἱ ἐνώσεις τοῦ μολύβδου εἶναι δηλητηριώδεις, οἱ μολυβδοσω- λήνες μποροῦν νά χρησιμοποιοῦνται ἀκίνδυνα γιά τό νερό τῶν πηγῶν καί τῶν πηγαδιῶν, ὄχι ὁμως καί γιά τό βρόχινο νερό.

Ἀπό τά ὀξέα τό νιτρικό προσβάλλει καί διαλύει εὐκολά τό μόλυβδο καί τόν μετατρέπει σέ νιτρικό μόλυβδο  $Pb(NO_3)_2$ . Τό πυκνό καί πολύ θερμό θεικό ὀξύ τόν προσβάλλει ἀλλά σιγά σιγά. Τό ὑδροχλωρικό καί τό ἀραιό θεικό ὀξύ πολύ λίγο.

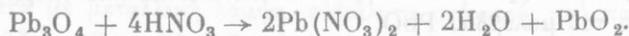
**Χρήσεις.** Κατασκευάζουν σωλήνες γιά τή μεταφορά τοῦ νεροῦ, τοῦ φωταερίου, σωλήνες γιά ἤλεκτροφόρους ἀγωγούς, ἤλεκτρικούς συσσωρευτές καί γιά τήν ἐσωτερική κάλυψη τῶν μολυβδίνων θαλάμων τῆς βιομηχανίας τοῦ θεικοῦ ὀξέος. Εἶναι συστατικό πολλῶν κραμάτων πού τά σπουδαιότερα εἶναι : τό κράμα του μέ ἀντιμόνιο, γιά τά τυπογραφικά στοιχεῖα· μέ τόν κασσίτερο γιά τή συγκόλληση τῶν μετάλλων· μέ τό ἀρσενικό γιά σκάγια τῶν κυνηγετικῶν ὄπλων.

## ΕΝΩΣΕΙΣ ΤΟΥ ΜΟΛΥΒΔΟΥ

**Ὁξειδιο τοῦ μολύβδου ἢ λιθάργυρος  $PbO$ .** Παρασκευάζεται μέ θέρμανση, γιά ἀρκετή ὥρα, τοῦ μολύβδου στόν ἀέρα. Εἶναι κίτρινη ἀμορφη σκόνη. Ὑπάρχει κι ἄλλη μορφή μέ κόκκινο χρῶμα. Χρησιμοποιεῖται στήν ὑαλουργία, στήν κεραμευτική, στή ζωγραφική γιά στεγνωτικό τῶν ἐλαιοχρωμάτων καί γιά παρασκευή ἀλάτων τοῦ μολύβδου.

**Ἐπιτεταρτοξειδιο τοῦ μολύβδου ἢ μίνιο  $Pb_3O_4$ .** Ὄταν ὁ λιθάργυρος θερμανθεῖ πολύ ὥρα στούς  $500^{\circ}C$  μετατρέπεται σέ μίνιο. Εἶναι κόκκινη σκόνη καί ἀνακατεμένη μέ λινέλαιο χρησιμοποιεῖται στήν ἐπάλειψη σιδερένιων ἀντικειμένων, γιά νά μή σκουριάζουν.

**Διοξειδιο τοῦ μολύβδου  $PbO_2$ .** Παρασκευάζεται μέ ἐπίδραση νιτρικοῦ ὀξέος στό μίνιο :



Εἶναι καστανή σκόνη, ἀδιάλυτη στό νερό καί μέ θέρμανση δίνει ὀξυγόνο  $2PbO_2 \rightarrow 2PbO + O_2$ , γι' αὐτό χρησιμοποιεῖται σάν ὀξειδωτικό μέσο.

**Ἀνθρακικός μόλυβδος  $PbCO_3$ .** Εἶναι τό ὀρυκτό ψιμιθίτης. Στή

βιομηχανία παρασκευάζεται ο βασικός άνθρακικός μόλυβδος με τύπο  $2\text{PbCO}_3 \cdot \text{Pb}(\text{OH})_2$  με διοχέτευση διοξειδίου του άνθρακα σε διάλυμα βασικού όξεικου μολύβδου. Είναι βαριά λευκή άμορφη σκόνη, που χρησιμοποιείται με τό όνομα **λευκό του μολύβδου** ή **στουπέτσι** για έλαιόχρωμα. Έχει τό μειονέκτημα νά μαυρίζει με τήν επίδραση του ύδροθειου και γι' αυτό χρησιμοποιούν πολλές φορές άλλα λευκά χρώματα όπως τό όξειδιο του ψευδαργύρου κ.ά.

## Κ Α Σ Σ Ι Τ Ε Ρ Ο Σ

Σύμβολο **Sn**

Άτομικό βάρος **118,70**

Σθένος **II, IV**

**Προέλευση - Μεταλλουργία.** Τό σπουδαιότερο όρυκτό είναι ό **κασσιτερίτης**  $\text{SnO}_2$ . Βρίσκεται κυρίως στή Μαλαϊκή χερσόνησο. Ό κασσιτερίτης πλύνεται καλά με άφθονο νερό για νά φύγουν οι γαιώδεις προσμίξεις, ύστερα φρύσσεται για νά απομακρυνθει τό θείο και τό άρσενικό και τελικά θερμαίνεται με άνθρακα για άναγωγή, σε κατάλληλα καμίνια :



Στή συνέχεια καθαρίζεται με ξαναλιώσιμο σε χαμηλή θερμοκρασία που έπειδή είναι πιό εύηκτος λιώνει μόνο αυτός και ξεχωρίζεται από τά άλλα συστατικά που λιώνουν πιό δύσκολα.

**Ίδιότητες.** Είναι μέταλλο άργυρόλευκο, λεϊό και γυαλιστερό, μαλακό και πολύ έλατό. Έχει χαρακτηριστική όσμη και κρυσταλλική ύφή και γι' αυτό τρίζει όταν λυγίζει γιατί σπάζουν οι κρύσταλλοί του. Έχει Ειδ. Β. 7,29 gr\*/cm<sup>3</sup>, λιώνει στους 232° C και βράζει στους 2270° C. Για πολύ χρόνο στόν άέρα και στό νερό δέν άλλοιώνεται. Σε θερμοκρασία 2000° C όξειδώνεται έπιφανειακά και σε πιό ψηλή θερμοκρασία καίγεται με λαμπρή φλόγα σχηματίζοντας  $\text{SnO}_2$ . Διαλύεται στό πυκνό και θερμό ύδροχλωρικό όξύ εύκολα και δίνει ύδρογόνο· στό πυκνό και θερμό θειικό όξύ δίνει διοξειδιο του θείου :



Με τό πυκνό νιτρικό όξύ όξειδώνεται και δίνει μετακασσιτερικό όξύ  $\text{H}_2\text{SnO}_3$  που είναι λευκή άδιάλυτη σκόνη.

**Χρήσεις.** Έπειδή όξειδώνεται πολύ δύσκολα χρησιμοποιείται

γιά τήν ἐπικασσιτέρωση τῶν χάλκινων δοχείων καί σκευῶν καί γιά τήν παρασκευή τοῦ λευκοσιδήρου (τενεκέ). Ὁ τενεκές κατασκευάζεται μέ βύθιση σιδερένιων ἐλασμάτων σέ λιωμένο κασσίτερο. Κατασκευάζουν ἀκόμη φύλλα γιά περιτύλιγμα τροφίμων, σοκολάτας, τυριοῦ κτλ. Σχηματίζει κράματα, ὅπως ὁ **μπροντζος** (χαλκός, κασσίτερος), τό **συγκολλητικό κράμα** πού τό λένε **καλαί** (μόλυβδος - κασσίτερος), τό **κράμα γιά τά τυπογραφικά στοιχεῖα** (μόλυβδος - κασσίτερος, ἀντιμόνιο) κτλ.

## ΧΑΛΚΟΣ - ΥΔΡΑΡΓΥΡΟΣ - ΑΡΓΥΡΟΣ

### Χ Α Λ Κ Ο Σ

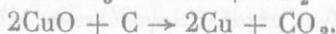
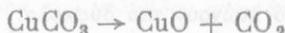
Σύμβολο **Cu**

Ἀτομικό βάρος **63,54**

Σθένος **I, II**

**Προέλευση.** Μερικές φορές βρίσκεται αὐτοφυῆς, κυρίως ὅμως σχηματίζει ὄρυκτά πού τά πιό σπουδαῖα εἶναι ὁ **κυπρίτης**  $\text{Cu}_2\text{O}$ , ὁ **χαλκοσίνης** ἢ **χαλκολαμπρίτης**  $\text{Cu}_2\text{S}$ , ὁ **χαλκοκυρίτης**  $\text{CuFeS}_2$ , ὁ **μαλαχίτης**  $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$ , ὁ **άζουρίτης**  $2\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$ .

**Μεταλλουργία.** Ἡ μεταλλουργία τοῦ χαλκοῦ ἐξαρτᾶται ἀπό τό εἶδος τῶν ὄρυκτῶν. Ἄν εἶναι ὀξειδιο ἀνάγεται μέ θέρμανση καί ἀνθρακα. Ἄν εἶναι ἀνθρακικό πυρώνεται πρῶτα καί συνέχεια ἀνάγεται :

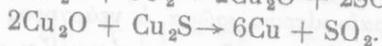
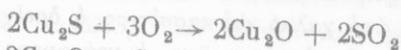


Ἄν εἶναι θειοῦχο ὄρυκτό, καί τά θειοῦχα ὄρυκτά εἶναι πιό πολλά, τότε ἡ μεταλλουργία του εἶναι πολύπλοκη γιατί περιέχει πάντα πολλές ξένες προσμίξεις, σίδηρο, ἀρσενικό, ἀντιμόνιο κ.ἄ. πού πρέπει νά ἀπομακρυνθοῦν. Γι' αὐτό γίνεται σέ στάδια :

α) Τό ὄρυκτό φρῦσσεται σέ καμίνια καί τό ἀρσενικό καί ἀντιμόνιο φεύγουν σάν πτητικά ὀξείδια καί μαζί κι ἕνα μέρος τοῦ θείου σάν διοξείδιο· ὁ σίδηρος κι ἕνα μέρος τοῦ χαλκοῦ γίνονται ὀξείδια κι ὁ ὑπόλοιπος χαλκός μένει σάν θειοῦχος.

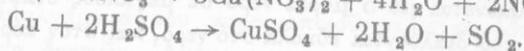
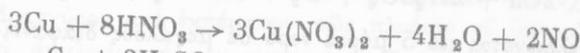
β) Μετά ἀκολουθεῖ θέρμανση μέ ἀνθρακα καί ἄμμο: τό ὀξείδιο τοῦ σιδήρου γίνεται πυριτικός σίδηρος, ἐπιπλέον σάν σκουριά κι ἀπομακρύνεται, τό ὀξείδιο τοῦ χαλκοῦ ἀνάγεται σέ μεταλλικό χαλκό, καί μένει τελικά μιά μάζα ἀπό μεταλλικό χαλκό καί θειοῦχο χαλκό, μέ περιεκτικότητα 30 - 40% σέ χαλκό, πού λέγεται **χαλκόλιθος**.

γ) Ὁ χαλκόλιθος φρύσσεται καὶ τότε ἓνα μέρος τοῦ θειοῦχου χαλκοῦ γίνεται ὀξειδίο πού ἀντιδρᾷ μέ τόν ὑπόλοιπο θειοῦχο χαλκό καί δίνει μεταλλικό χαλκό καί διοξειδίο τοῦ θείου :

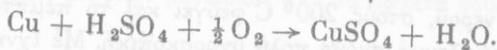


Παίρνουν ἔτσι τό μαῦρο χαλκό πού περιέχει 90 - 95% καθαρό χαλκό καί ἔχει σκοτεινό χρῶμα γιατί ἔχει ἀκόμα λίγο ὀξειδίο τοῦ χαλκοῦ. Τελικά μέ ἤλεκτρολύση παίρνουν καθαρό χαλκό.

**Ἰδιότητες.** Ὁ χαλκός εἶναι μέταλλο μέ κόκκινο χρῶμα καί ἰσχυρή μεταλλική λάμψη· εἶναι πολύ ἑλατός καί ὀκλιμος, ἔχει Εἰδ. Β. 8,9 gr<sup>cm</sup>³ καί λιώνει στούς 1085° C. Μετά τόν ἄργυρο εἶναι ὁ καλύτερος ἀγωγός θερμότητας καί ἤλεκτρισμοῦ. Τά χάλκινα σκευή κατασκευάζονται μέ σφυρηλασία γιατί ὁ χαλκός μέ τήν τήξη σχηματίζει φυσαλίδες καί εἶναι ἀκατάλληλος γιά χυτά ἀντικείμενα. Στόν ἀέρα σκεπάζεται μέ ἓνα πράσινο στρῶμα ἀπό βασικό ἀνθρακικό χαλκό  $[\text{Cu}(\text{OH})]_2\text{CO}_3$  πού τόν προστατεύει γιά παραπέρα προσβολή. Ὄταν θερμανθεῖ πολύ σχηματίζει στήν ἀρχή κόκκινο ὑποξειδίο τοῦ χαλκοῦ  $\text{Cu}_2\text{O}$  καί ὕστερα μαῦρο ὀξειδίο τοῦ χαλκοῦ  $\text{CuO}$ . Προσβάλλεται ἀπό τό νιτρικό ὀξύ καί τό θερμό καί πυκνό θεικό ὀξύ :



Στόν ἀέρα ( $\text{O}_2$ ) τό ἀραιό θεικό ὀξύ ἀντιδρᾷ :



Προσβάλλεται ἀκόμα ἀπό μερικά ὀργανικά ὀξέα, ὀξεικό, ἐλαϊκό, βουτυρικό. Τά ὀξέα αὐτά εἶναι ἀσθενή ἀλλά μέ τό ὀξυγόνο τοῦ ἀέρα σχηματίζουν ἄλατα τοῦ χαλκοῦ εὐδιάλυτα καί δηλητηριώδη. Γι' αὐτό εἶναι ἐπικίνδυνη ἡ χρήση τῶν χάλκινων σκευῶν στή μαγειρική καί τή διατήρηση τροφίμων καί ἀπαραίτητη ἡ ἐπικασσιτέρωση γιά νά γίνει ἀκίνδυνη ἡ χρήση τους.

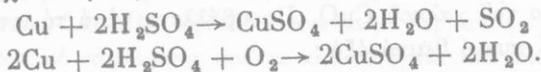
**Χρήσεις.** Πάρα πολύ χρησιμοποιεῖται ὁ χαλκός στήν ἤλεκτροτεχνία γιά κατασκευή ἤλεκτροφόρων συρμάτων, ἤλεκτρικῶν ὀργάνων καί μηχανῶν, στήν κατασκευή καζανιῶν, ψυκτῆρων καί ἄλλων συσκευῶν. Τό πιό μεγάλο μέρος τοῦ χαλκοῦ γίνεται κράματα μέ ἐφαρμογή στίς τέ-

χνες γιατί έχουν πολύτιμες μηχανικές ιδιότητες όπως η στερεότητα, η σκληρότητα, η στιλπνότητα και η ευκολία που παρουσιάζουν στην κατεργασία και στη χρήση καλουπιών. Τα πιο σπουδαία κράματα του χαλκού είναι ο **μπροντζος** από χαλκό και κασσίτερο, ο **δρείχαλκος** από χαλκό και ψευδάργυρο με ωραίο κίτρινο χρώμα, ο **νεάργυρος** από χαλκό, νικέλιο και ψευδάργυρο με άσπρο χρώμα που άργυρίζει και διάφορα άλλα κράματα από χαλκό κι άργιλιο με ωραίο χρυσοκίτρινο χρώμα.

### ΕΝΩΣΕΙΣ ΤΟΥ ΧΑΛΚΟΥ

Ο χαλκός στις ενώσεις του παρουσιάζεται με σθένος δύο και τα άλατά του έχουν κυανό χρώμα όταν διαλυθούν στο νερό. Το πιο σπουδαίο από όλα είναι ο **θειικός χαλκός**.

**Θειικός χαλκός**  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ . Ο θειικός χαλκός στο εμπόριο λέγεται και **γαλαζόπετρα** και παρασκευάζεται από τα άπορίμματα του χαλκού με επίδραση πυκνού και θερμού θειικού οξέος ή ακόμη πιο οικονομικά με άραϊό, και στη θερμοκρασία του βρασμού, θειικό οξύ και σύγχρονη διοχέτευση αέρα:



Κρυσταλλώνεται με 5 μόρια νερό σε μεγάλους διαφανείς κυανούς κρυστάλλους που διαλύονται εύκολα στο νερό, και στον αέρα αποσθρώνονται μερικά. Με θέρμανση στους  $100^\circ \text{C}$  φεύγουν τα 4 μόρια του κρυσταλλικού νερού, στους  $200^\circ \text{C}$  φεύγει και τό πέμπτο και τό άλλας μένει άνυδρο σαν λευκή σκόνη πολύ ύγροσκοπική. Με ΐχνη νερού ο άνυδρος λευκός θειικός χαλκός παίρνει πάλι τό κυανό χρώμα.

Χρησιμοποιείται στην καταπολέμηση του περονόσπορου τών άμπελιών, στην παρασκευή λουτρών για επιχάλκωση, ηλεκτρικών στοιχείων, άντισηπτικό τών ξύλων κτλ.

### Υ Δ Ρ Α Ρ Γ Υ Ρ Ο Σ

Σύμβολο **Hg**

Ατομικό βάρος **200,61**

Σθένος **I, II**

**Προέλευση.** Σε μικρές ποσότητες και με μορφή σταγόνων μέσα σε πετρώματα βρίσκεται ελεύθερος στη φύση. Σχηματίζει και ορυκτά

πού τό πιό σπουδαῖο εἶναι τό **κιννάβαρι**  $\text{HgS}$ , κόκκινο ὡς μαῦρο, πού βγαίνει στήν Ἰταλία, Ἰσπανία, Καλιφόρνια καί ἄλλοῦ.

**Μεταλλουργία.** Τόν παίρνουν ἀποκλειστικά ἀπό τό κιννάβαρι, πού τό ἐμπλουτίζουν κατάλληλα καί τό φρύσσουν σέ καμίνια :



Οἱ παραγόμενοι ἀτμοί τοῦ ὑδραργύρου διοχετεύονται σέ πῆλινα δοχεῖα ἢ σωλῆνες καί συμπυκνώνονται.

**Ἰδιότητες.** Εἶναι τό μόνο ὑγρό μέταλλο, ἔχει χρῶμα ἀργυρόλευκο, ἰσχυρή μεταλλική λάμψη, Εἰδ. Β. 13,55 gr\*/cm<sup>3</sup>, λιώνει στούς  $-38,90^\circ \text{C}$  καί βράζει στούς  $357^\circ \text{C}$ . Σέ κάθε θερμοκρασία δίνει ἀτμούς πού εἰσπνεόμενοι προκαλοῦν δηλητηρίαση.

Δέν ἀλλοιώνεται στόν ἀέρα, σέ πιό ψηλή ἔμως θερμοκρασία γίνεται κόκκινο ὀξειδιο τοῦ ὑδραργύρου  $\text{HgO}$ , πού κι αὐτό σέ θερμοκρασία πάνω ἀπό  $400^\circ \text{C}$  διασπᾶται σέ ὑδράργυρο καί ὀξυγόνο. Τό νιτρικό καί τό πυκνό καί θερμό θειικό ὀξύ προσβάλλουν τόν ὑδράργυρο. Διαλύει πολλά μέταλλα καί σχηματίζει μ' αὐτά ἀμαλγάματα.

**Χρήσεις.** Πάρα πολύ χρησιμοποιεῖται ὁ ὑδράργυρος στήν κατασκευή θερμομέτρων, βαρομέτρων, ἀεραντλιῶν καί πολλῶν ὀργάνων φυσικῆς. Κατασκευάζουν ἀκόμη ἠλεκτρικές λάμπες, πού ἔχουν μέσα σταγόνες ὑδραργύρου καί ἐκπέμπουν φῶς πλούσιο σέ ὑπεριώδη ἀκτινοβολία. Τά ἀμαλγάματά του χρησιμοποιοῦνται στήν ὀδοντοιατρική γιά σφραγίσματα δοντιῶν. Ἀκόμα χρησιμοποιεῖται γιά τήν ἐξαγωγή τοῦ χρυσοῦ κι ἄλλων εὐγενῶν μετάλλων ἀπό τά ὀρυκτά τους.

## ΕΝΩΣΕΙΣ ΤΟΥ ΥΔΡΑΡΓΥΡΟΥ

Στίς ἐνώσεις του παρουσιάζεται μονοσθενής καί δισθενής κι ἔτσι σχηματίζει δυό σειρές. Οἱ πιό σπουδαῖες ἀπό τίς ἐνώσεις του εἶναι ὁ μονοχλωριούχος ὑδράργυρος καί ὁ διχλωριούχος ὑδράργυρος.

**Μονοχλωριούχος ὑδράργυρος ἢ καλομέλας  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$ .** Παρασκευάζεται μέ ἐπίδραση χλωριούχου νατρίου σέ διάλυμα μονονιτρικού ὑδραργύρου :



Εἶναι ἄλας χρυσταλλικό, λευκό, ἄοσμο, πολύ λίγο διαλυτό στό νερό.

Δέν είναι δηλητήριο, αντίθετα χρησιμοποιεῖται σάν ἑλαφρό καθαρτικό κι ἀντισηπτικό φάρμακο.

**Διχλωριούχος ὑδράργυρος**  $\text{HgCl}_2$  λέγεται καί ἄχνη ὑδραργύρου. Παρασκευάζεται ἀπό τό θειικό ὑδράργυρο καί τό χλωριούχο νάτριο :



Εἶναι σῶμα στερεό, λευκό, διαφανές, λίγο διαλυτό στό ψυχρό νερό καί πιά πολύ στό θερμό, ἐξαχνώνεται καί εἶναι δυνατό δηλητήριο. Σέ πολύ ἀραιή διάλυση εἶναι ἄριστο ἀντισηπτικό.

## Α Ρ Γ Υ Ρ Ο Σ

Σύμβολο **Ag**

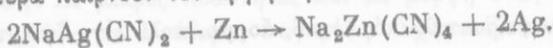
Ἀτομικό βάρος **107,88**

Σθένος **I**

**Προέλευση.** Βρίσκεται αὐτοφυῆς στή φύση καί ἐνωμένος σχηματίζει τά ὄρυκτά : ἀργυρίτη  $\text{Ag}_2\text{S}$  πού συχνά βρίσκεται ἀνακατεμένος μέ τό γαληνίτη, κεραργυρίτη  $\text{AgCl}$ , πυραργυρίτη  $\text{Ag}_3\text{SbS}_3$  καί προυσιτίτη  $\text{Ag}_3\text{AsS}_3$ . Τό πιά σπουδαῖο ἀπό ὅλα εἶναι ὁ ἀργυρίτης.

**Μεταλλουργία.** Ἡ μεταλλουργία τοῦ ἀργύρου ἔχει σχέση μέ τή μεταλλουργία τοῦ μολύβδου γιατί τά ὄρυκτά του περιέχουν ἄργυρο. Ἐπειδή ὁ μολύβδος πού παίρνουν ἀπό τά καμίνια ἔχει λίγο ἄργυρο, μέ διάφορους τρόπους πλουτίζουν τό μολύβδο σέ ἄργυρο καί τόν κατεργάζονται ὕστερα γιά νά ξεχωρίσουν τά δύο μέταλλα. Ἡ ἐργασία αὐτή λέγεται **κυπέλλωση**.

Σύμφωνα μ' αὐτή τό κράμα μολύβδου καί ἀργύρου μέσα σέ εἰδικά καμίνια ἀπό πορῶδες ὑλικό, λιώνεται καί διοχετεύεται ἀέρας στή ἐπιφάνειά του. Τότε ὁ μολύβδος ὀξειδώνεται καί γίνεται λιθάργυρος πού πλέει στή ἐπιφάνεια καί τόν μαζεύουν συνέχεια καί ὅ,τι ὑπόλοιπο μένει ἀπορροφᾶται ἀπό τό πορῶδες ὑλικό. Ἔτσι στό κάτω μέρος συγκεντρώνεται καθαρός καί μεταλλικός ὁ λιωμένος ἄργυρος πού λέγεται **βασιλίσκος** τή στιγμή τῆς πρώτης του ἐμφάνισης. Ἄλλη μέθοδος μεταλλουργίας τοῦ ἀργύρου εἶναι μέ τήν **ὕγρη ὁδό**. Σύμφωνα μ' αὐτή τά ἀργυρούχα ὄρυκτά σπάζονται σέ μικρά κομμάτια καί μέ τήν ἐπίδραση τοῦ ἀέρα καί τοῦ κυανιοῦχου νατρίου  $\text{NaCN}$  μετατρέπεται ὁ ἄργυρος σέ εὐδιάλυτο διπλό ἄλας κυανιοῦχου ἀργύρου καί νατρίου  $\text{NaAg}(\text{CN})_2$  πού μέ ψευδάργυρο ὕστερα παίρνουν τόν ἄργυρο μεταλλικό :



Μέ όποιο τρόπο κι άν πάρουν τόν άργυρο, έπειδή πάντα περιέχει και ξένες ούσιες, τόν καθαρίζουν μέ ήλεκτρόλυση.

**Ίδιότητες.** Είηαι τό πιό λευκό από όλα τά μέταλλα, έχει ίσχυρή μεταλλική λάμψη, είναι μαλακό, βγάξει ώραίο ήχο, έχει Ειδ. Β. 10,5 gr\*/cm<sup>3</sup> και λιώνει στους 960° C.

Είηαι ό πιό καλός άγωγός τής θερμότητας και του ήλεκτρισμού, τό πιό έλατό και τό πιό όλκιμο ύστερα από τό χρυσό. "Όταν λιώνει άπορροφά όξυγόνο που τό αφήνει όταν κρυώσει, τότε όμως σχηματίζονται φυσαλίδες και γι' αυτό είναι άκατάλληλος για τήν κατασκευή χυτών άντικειμένων. Δέν όξειδώνεται στον άέρα ούτε και σε ψηλή θερμοκρασία, γι' αυτό θεωρείται εύγενές μέταλλο. Στόν άέρα προσβάλλεται μόνο από τό ύδροθείο και τότε μαυρίζει γιατί σχηματίζεται στην έπιφάνειά του μαύρος θειούχος άργυρος. Προσβάλλεται εύκολα από τό νιτρικό όξύ και πιό δύσκολα από τό πυκνό και θερμό θειικό όξύ.

**Χρήσεις.** Ήξαιτίας τών παραπάνω ιδιοτήτων του χρησιμοποιείται για τήν κατασκευή νομισμάτων, κοσμημάτων και ειδών πολυτέλειας. Ήπειδή είναι μαλακός χρησιμοποιείται πάντα σε κράμα μέ τό χαλκό 5 - 20% που είναι πιό σκληρό, λιώνει πιό εύκολα, βγάξει πιό ώραίο ήχο και χύνεται σε καλούπια. Χρησιμοποιείται ακόμα για νά κάνουν έπαργυρώσεις και νά κατασκευάζουν καθρέφτες.

## ΕΝΩΣΕΙΣ ΤΟΥ ΑΡΓΥΡΟΥ

**Νιτρικός άργυρος AgNO<sub>3</sub>.** Είηαι τό πιό σπουδαίο άλας του άργύρου. Παρασκευάζεται μέ επίδραση νιτρικού όξέος στον άργυρο:



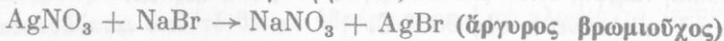
Είηαι κρυσταλλικό σωμα, διαλύεται εύκολα στο νερό, προσβάλλεται από τό φώς και άνάγεται σε μεταλλικό άργυρο προπάντων όταν υπάρχουν και όργανικές ούσιες, γι' αυτό φυλάγεται σε σκοτεινές φιάλες. Προκαλεί πήξη στο λεύκωμα κι αφήνει μαύρες κηλίδες στο δέρμα. Χρησιμοποιείται στην Ιατρική για καυτήριο, άνακατεμένος μέ νιτρικό κάλιο και λέγεται πέτρα κολάσεως. Χρησιμεύει ακόμα για νά παρασκευάζουν μελάνι που δέ βγαίνει (μαύρο μελάνι) και άλλα άλατα του άργύρου.

**"Άλατα του άργύρου μέ άλατογόνα AgCl, AgBr, AgI.** Δύσκολα διαλύονται στο νερό και παρασκευάζονται μέ διπλή άντικατάσταση

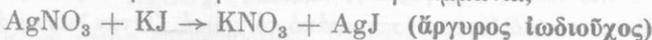
ὅταν ἐπιδρᾷ διάλυμα ἀλογονοῦχου ἄλατος καλίου ἢ νατρίου σέ διάλυμα νιτρικοῦ ἀργύρου :



ἴζημα λευκό εὐδιάλυτο στήν ἄμμωνία,



ἴζημα λευκοκίτρινο λίγο διαλυτό στήν ἄμμωνία,



ἴζημα κίτρινο ἀδιάλυτο στήν ἄμμωνία.

Τό φῶς διασπᾷ τά ἄλατα αὐτά σιγά σιγά πού στήν ἀρχή παίρνουν χρῶμα ἐλαφρό ἰώδες, ὕστερα ἰώδες καί τελικά μαῦρο ἀπό τό μεταλλικό ἄργυρο πού ἐλευθερώνεται στό τέλος.

Γι' αὐτό τό λόγο χρησιμοποιοῦνται στή φωτογραφική καί πιά πολύ ὁ βρωμιούχος ἄργυρος πού εἶναι πιά εὐαίσθητος στό φῶς.

## Π Ρ Ο Β Λ Η Μ Α Τ Α

35) Κατεργαζόμαστε μέ πυκνό καί θερμό θεικό ὀξύ 12,8 γραμμ. χαλκῶ. Νά βρεθεῖ ὁ ὄγκος τοῦ παραγόμενου ἀερίου. Ἄν αὐτό τό ἀέριο διοχετευθεῖ σέ διάλυμα κανστικοῦ νατρίου πόσο θά ἀξήθει τό βᾶρος τοῦ διαλύματος ;

36) Σέ μίγμα 12,5 γραμμ. θειούχου ἀργύρου  $\text{Ag}_2\text{S}$  καί χλωριούχου ἀργύρου  $\text{AgCl}$  διοχετεύουμε ρεῦμα ὑδρογόνου πού μετατρέπει τό θεῖο τοῦ θειούχου ἀργύρου σέ ὑδρόθειο  $\text{H}_2\text{S}$ , τό χλώριο τοῦ χλωριούχου ἀργύρου σέ ὑδροχλώριο καί ἐλευθερώνεται σέ ἴζημα 10 γραμμ. ἄργυρος. Νά λογαριασθεῖ τό βᾶρος κάθε συστατικοῦ τοῦ μίγματος.

## Χ Ρ Υ Σ Ο Σ - Λ Ε Υ Κ Ο Χ Ρ Υ Σ Ο Σ

### Χ Ρ Υ Σ Ο Σ

Σύμβολο **Au**

Ἄτομικό βᾶρος 197,20

Σθένος I, III

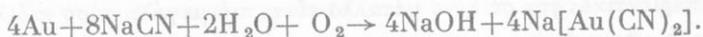
**Προέλευση.** Ὁ χρυσός εἶναι τό πιά εὐγενές μέταλλο καί βρίσκεται στή φύση αὐτοφύης σέ πολύ λεπτά κομματάκια ἢ μέσα στά χαλαζιακά πετρώματα ἢ μέσα στήν ἄμμο τῶν ποταμῶν πού δημιουργήθηκε ἀπό τήν ἀποσάθρωση χρυσοφόρων πετρωμάτων. Βρίσκεται σέ πολλά μέρη

της γής, πιά πολύ όμως στο Τράνσβααλ της Νότιας 'Αφρικής πού βγά-  
ζει τό 1/3 περίπου της παγκόσμιας παραγωγής.

**Μεταλλουργία.** Γίνεται με δύο τρόπους:

1) **Με άμαλγάμωση.** Μ' αυτό τον τρόπο τή χρυσοφόρα άμμο ή τό χρυσοφόρο πέτρωμα σέ σκόνη τά κατεργάζονται με ύδράργυρο καί ό χρυσός γίνεται με τον ύδράργυρο άμάλγαμα, ύστερα με άπόσταξη χωρί-  
ζεται ό ύδράργυρος καί μένει ό χρυσός σέ μεταλλική κατάσταση.

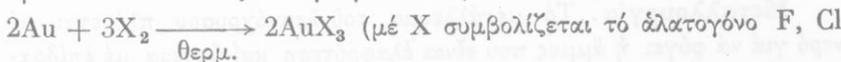
2) **Με διάλυση καί καθίζηση.** Τό χρυσοφόρο πέτρωμα γίνεται σκόνη πού τήν κατεργάζονται με διάλυμα κυανιούχου νατρίου καί άέρα. 'Ο χρυσός διαλύεται σιγά σιγά καί σχηματίζει σύμπλοκο άλας:



"Υστερα από τό διάλυμα του άλατος αυτού παίρνουν τό χρυσό ή με ήλεκτρόλυση ή με καθίζηση προσθέτοντας ψευδάργυρο:



**'Ιδιότητες.** 'Ο χρυσός έχει ώραϊο κίτρινο χρώμα καί εξαιρετική λάμψη. Είναι μαλακός, έχει Ειδ. Β. 19,3 gr\*/cm<sup>3</sup> καί λιώνει στους 1063° C. Είναι τό πιό έλατό καί δλιμο μέταλλο καί μπορεί νά γίνει φύλλα με πάχος 0,0001 mm πού τό φώς πού περνά μέσα άπ' αυτά έχει πρασινωπό χρώμα. Σάν εύγενές μέταλλο, δέν όξειδώνεται καί δέν προσβάλλεται από τά όξέα. Προσβάλλεται μόνο από τά άλατογόνα στοιχεία



κτλ.). Προσβάλλεται ακόμα από τά λιωμένα καυστικά άλκάλια, τό κυανιούχο νάτριο ή κάλιο καί τό βασιλικό νερό πού είναι μίγμα 3:1 ύδρο-  
χλωρικού καί νιτρικού όξέος, πού διαλύει τό χρυσό καί τον μετατρέπει σέ χλωριούχο χρυσό:



**Χρήσεις.** 'Ο χρυσός χρησιμοποιειϊται στην κατασκευή νομισμάτων καί κοσμημάτων, στο σφράγισμα των δοντιών καί για έπιχρύσωση αντικειμένων. 'Επειδή είναι μαλακός άνακατεύεται με τό χαλκό ή τον άργυρο καί σχηματίζει κράμα σκληρότερο. 'Ο χαλκός του δίνει κοκκινωπή άπόχρωση κι ό άργυρος λιγοστεύει τό κίτρινο χρώμα του. Στο έμπόριο λογαριάζουν τήν περιεκτικότητα σέ χρυσό ενός κράματος σέ καράτια ή είκοστά τέταρτα. Δηλαδή ένα κράμα του χρυσοϋ 20 καρατιών περιέ-

χει 20/24 χρυσό. 'Ο καθαρός χρυσός είναι 24 καρατιών. 'Επιστημονικά ή περιεκτικότητα λογαριάζεται σε χιλιοστά. "Ετσι τά χρυσά νομίσματα έχουν  $\frac{800}{1000}$  χρυσοῦ δηλαδή 22 καράτια, τά κοσμήματα  $\frac{750}{1000}$  ή 18

καράτια κτλ. Μποροῦμε ἐμπειρικά νά βροῦμε τήν περιεκτικότητα ἑνός κράματος σέ χρυσό, παρατηρώντας τήν ἐπίδραση πού ἔχει τό νιτρικό ὀξύ ὀρισμένου ειδ. βάρους (1,36 gr\*/cm<sup>3</sup>) πάνω στή γραμμή πού ἀφήνει τό κράμα πού ἐξετάζουμε σέ μιά εἰδική σκληρή πέτρα πού τή λένε **λυδία λίθο**. "Όταν εἶναι καθαρός χρυσός ή γραμμή αὐτή δέν ἀλλοιώνεται, ὅταν ἔχει κι ἄλλο μέταλλο ή γραμμή γίνεται πιό λεπτή και ὅσο ή περιεκτικότητά σέ ξένο μέταλλο εἶναι πιό μεγάλη τόσο πιό λεπτή γίνεται ή γραμμή.

## Λ Ε Υ Κ Ο Χ Ρ Υ Σ Ο Σ

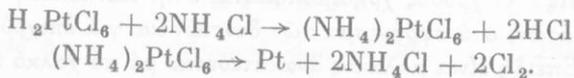
Σύμβολο **Pt**

'Ατομικό βάρος **195,23**

Σθένος **II, IV**

**Προέλευση.** Βρίσκεται πάντα αὐτοφυῆς σέ μικρά ποσά μέσα στήν ἄμμο πού δημιουργεῖται ἀπό τήν ἀποσάθρωση πολύ παλιῶν πετρωμάτων. Μαζί του βρίσκονται πάντα κι ἄλλα σπάνια μέταλλα ὅπως τό ἱρίδιο, τό παλλάδιο και τό ὄσμιο. Βρίσκεται στή γῆ σέ λίγα μέρη, κυρίως στά Οὐράλια ὄρη πού δίνουν τά 90% τῆς παγκόσμιας παραγωγῆς.

**Μεταλλουργία.** Τό μετάλλευμα τοῦ λευκόχρυσου πλύνεται μέ νερό γιά νά φύγει ή ἄμμος πού εἶναι ἐλαφρότερη και ὕστερα μέ ἐπίδραση ἀραιοῦ βασιλικοῦ νεροῦ ἀπομακρύνεται ὁ χρυσός κι ὁ σίδηρος. "Υστερα ἐπιδροῦν μέ πυκνό βασιλικό νερό και ὁ λευκόχρυσος διαλύεται και σχηματίζει τό χλωριολευκοχρυσικό ὀξύ  $H_2PtCl_6$  πού μέ ἐπίδραση χλωριούχου ἀμμωνίου σχηματίζει κίτρινο ἕζημα ἀπό χλωριολευκοχρυσικό ἀμμώνιο κι ἀπό αὐτό τελικά μέ θέρμανση παίρνουν τό μεταλλικό λευκόχρυσο :



**'Ιδιότητες.** 'Ο λευκόχρυσος ή πλατίνα εἶναι λευκό μέταλλο μέ ἰσχυρή μεταλλική λάμψη, πολύ ἐλατό και ὀλιμο, πιό σκληρό ἀπό τό χρυσό, μέ Εἰδ. Β. 21,5 gr\*/cm<sup>3</sup> και λιώνει στους 1775° C. Εἶναι εὐγενές μέταλλο και δέν προσβάλλεται ἀπό τό ὀξυγόνο και τά ὀξέα. Προ-

σβάλλεται μόνο από τό πυκνό καί θερμό βασιλικό νερό καί τά λιωμένα καυστικά άλκάλια.

Σέ κατάσταση σκόνης λέγεται **μέλαν τοῦ λευκοχρύσου** γιατί εἶναι μαύρη βαριά σκόνη καί ἔχει τήν ιδιότητα νά ἀπορροφᾷ μεγάλες ποσότητες ἀερίων πού τά κάνει ἔτσι πολύ πιά δραστικά καί γι' αὐτό χρησιμοποιεῖται σάν καταλύτης σέ πολλές ἀντιδράσεις ἀερίων. Τίς ἴδιες ιδιότητες ἔχει καί ὁ **σπογγώδης λευκόχρυσος** πού εἶναι μιά μάζα σταχτιά καί σπογγώδης.

**Χρήσεις.** Σάν μέταλλο πού δέν προσβάλλεται ἀπό τά ὀξέα καί λιώνει πολύ δύσκολα χρησιμοποιεῖται στήν κατασκευή ἐπιστημονικῶν ὀργάνων (ἤλεκτροδία, κάψες, χωνευτήρια κτλ.). Τό κράμα του μέ ἰρίδιο (10%) εἶναι πιά σκληρό καί λιώνει πιά δύσκολα ἀπό τό λευκόχρυσο κι ἀκόμα δέν ἐπηρεάζεται ἀπό τίς μεταβολές τῆς θερμοκρασίας. Γι' αὐτό φτιάχνουν ἀπό αὐτό **πρότυπα μέτρα** καί σταθμά.

## Ρ Α Δ Ι Ε Ν Ε Ρ Γ Ε Ι Α

**Ραδιενέργεια.** Ὁ Γάλλος φυσικός Becquerel παρατήρησε τὸ 1896, πὼς τὰ ἄλατα τοῦ οὐρανίου ἐκπέμπουν συνέχεια ἀόρατες ἀκτίνες πού μποροῦν νά περάσουν μέσα ἀπὸ μαῦρο χαρτί καί νά προσβάλλουν φωτογραφικές πλάκες ἢ νά προκαλέσουν ἐκφόρτιση τοῦ ἠλεκτροσκόπιου. Αὐτὸ τὸ φαινόμενο ὀνομάστηκε **ραδιενέργεια** (ἢ ἀκτινενέργεια) καί βρέθηκε πὼς ἡ ἔντασή της εἶναι ἀνάλογη μὲ τὴν περιεκτικότητα τῶν ἀλάτων σέ οὐράνιο χωρὶς νά ἐξαρτᾶται ἀπὸ τὸ εἶδος τοῦ ἄλατος ἢ ἀπὸ τίς ἐξωτερικές συνθήκες πού βρίσκεται. Εἶναι μιά ιδιότητα τοῦ ἀτόμου τοῦ οὐρανίου. Ἀργότερα ἡ Marie Curie μὲ τὸ σύζυγό της Pierre Curie παρατήρησαν πὼς ὁ **πισσουρανίτης**, τὸ ὄρυκτό πού ἀπ' αὐτὸ βγαίνει τὸ οὐράνιο, παρουσιάζει ἀκτινοβολία πολὺ μεγαλύτερη ἀπὸ αὐτὴ πού δικαιολογεῖται ἀπὸ τὴν περιεχόμενη ποσότητα σέ οὐράνιο. Ἀπὸ αὐτὸ ἔβγαλαν τὸ συμπέρασμα, πὼς στὸ ὄρυκτό αὐτὸ ὑπάρχουν στοιχεῖα μὲ ραδιενέργεια πολὺ πιὸ ἰσχυρὴ ἀπὸ τὴ ραδιενέργεια τοῦ οὐρανίου. Πραγματικά ἀνάλυσαν συστηματικά τὸν πισσουρανίτη κι ἀνακάλυψαν τὸ 1898 δύο νέα ραδιενεργά στοιχεῖα, τὸ πολώνιο καί τὸ ράδιο πού τὸ δεύτερο εἶχε ραδιενέργεια πολὺ πιὸ ἰσχυρὴ ἀπὸ τὸ οὐράνιο.

**Ἀκτινοβολία τῶν ραδιενεργῶν στοιχείων.** Ἡ ἔρευνα ἀπόδειξε πὼς ἡ ἀκτινοβολία τοῦ ραδίου καί τῶν ἄλλων ραδιενεργῶν στοιχείων μπορεῖ νά ξεχωριστεῖ σέ τρία εἶδη ἀκτίνες πού παριστάνονται διεθνῶς μὲ τὰ ἑλληνικά γράμματα α, β, γ. Οἱ **ἀκτίνες α** ἀποτελοῦνται ἀπὸ πυρῆνες τοῦ στοιχείου ἥλιο μὲ θετικὸ ἠλεκτρικὸ φορτίο. Οἱ **ἀκτίνες β** ἀποτελοῦνται ἀπὸ ἠλεκτρόνια μὲ ἀρνητικὸ ἠλεκτρικὸ φορτίο. Οἱ **ἀκτίνες γ** δὲν εἶναι ὕλικά σωματίδια, ἡ φύση τους εἶναι ἀνάλογη μὲ τὸ φῶς, ἢ τίς ἀκτίνες Ραϊντγκεν, μὲ μῆκος κύματος πολὺ πιὸ μικρό. Οἱ ἀκτίνες αὐτές ἔχουν μεγάλη διεισδυτικὴ δύναμη (ἐμβέλεια) καί διαπεροῦν μεταλλικά στρώματα μὲ ἀρκετὸ πάχος.

**Μεταστοιχείωση.** Ἡ ραδιενέργεια εἶναι ἀποτέλεσμα τῆς αὐτόματης διάσπασης τῆς ὕλης, πού ὅταν συμβαίνει, τὰ ἄτομα τῶν ραδιενεργῶν στοιχείων μετατρέπονται αὐτόματα σέ ἄτομα ἄλλων στοιχείων, παθαίνουν δηλαδή **μεταστοιχείωση**. Ἐτσι τὸ ράδιο πού ἔχει ἀτομικὸ βᾶρος 226

εκπέμπει ακτίνες α πού είναι πυρήνες του στοιχείου ήλιο με ατομικό βάρος 4 και μετατρέπεται σ' ένα αέριο στοιχείο, τό **ραδόνιο**, με ατομικό βάρος 222. Τό ραδόνιο εκπέμπει κι αυτό ακτίνες α και μετατρέπεται σέ στερεό, τό **ράδιο Α**, με ατομικό βάρος 218. Νέα έκπομπή ακτίνων α μετατρέπει τό ράδιο Α σέ **ράδιο Β** πού κι αυτό με έκπομπή ακτίνων β μετατρέπεται σέ **ράδιο C** κ.ο.κ. Ή μεταστοιχείωση αυτή συνεχίζεται ώσπου νά σχηματιστεί τελικά ένα σταθερό στοιχείο πού έχει ατομικό βάρος 206 κι είναι **ισότοπο του μολύβδου**. Καθεμιά από τίς μεταστοιχειώσεις αυτές είναι αποτέλεσμα τής αυτόματης διάσπασης τών ατομικών πυρήνων του ραδιενεργού στοιχείου κι είναι αδύνατο νά επιδράσουμε στήν ταχύτητα τών μετασχηματισμών όπως επιδρούμε στήν ταχύτητα μιās χημικής αντίδρασης, με τήν αύξηση τής θερμοκρασίας, τής πίεσης κτλ. Κάθε ραδιενεργό στοιχείο έχει δική του ταχύτητα μεταστοιχείωσης. Για κάθε ραδιενεργό στοιχείο ό χρόνος πού χρειάζεται για νά μεταστοιχειωθεί τό μισό τής μάζας του λέγεται **ήμιπερίοδος ζωής** κι είναι διαφορετικός στά διάφορα ραδιενεργά στοιχεία. "Ετσι ή ήμιπερίοδος ζωής του ούρανίου είναι 4.600.000.000 χρόνια, του ραδίου 1590 χρόνια, του ραδονίου 4 ήμέρες κτλ.

**Τεχνητή μεταστοιχείωση.** "Όπως είδαμε παραπάνω ή αυτόματη διάσπαση τών ατόμων τών ραδιενεργών στοιχείων έχει σαν αποτέλεσμα τή φυσική τους μεταστοιχείωση, τή μετατροπή τους δηλαδή σ' άλλο είδος στοιχείων. Τέτοια μεταστοιχείωση πέτυχαν και τεχνητά και πρώτος ό Rutherford πέτυχε μεταστοιχείωση του άζώτου τό 1919 με βομβαρδισμό τών ατόμων του άζώτου με ακτίνες α από κάποιο ραδιενεργό στοιχείο. Τό 1934 τό ζευγάρι τών Γάλλων επιστημόνων Irène Curie και F. Joliot απέδειξαν πώς σέ μερικές **τεχνητές μεταστοιχειώσεις** σχηματίζονται άσταθή στοιχεία πού είναι άληθινά τεχνητά ραδιενεργά στοιχεία με ήμιπερίοδο ζωής πολύ σύντομη. Αυτά τά νέα στοιχεία είναι ισότοπα άλλων στοιχείων, λέγονται **ραδιοϊσότοπα**, παριστάνονται με τά γνωστά σύμβολα τών στοιχείων αυτών και με ένα άστερίσκο πού δείχνει πώς τό στοιχείο αυτό είναι ραδιενεργό. "Ετσι έχουμε τά στοιχεία: ραδιοάνθρακας C\*, ραδιοφωσφόρος P\*, ραδιοάζωτο N\*. Τά ραδιοϊσότοπα, χρησιμοποιούνται πολύ σήμερα από τούς γιατρούς για θεραπευτικούς σκοπούς π.χ. για τή θεραπεία του καρκίνου, από τούς βιολόγους για νά δείχνουν τήν κυκλοφορία τών διάφορων στοιχείων στον οργανισμό τών ζώων ή τών φυτών.

## ΔΙΑΣΠΑΣΗ - ΣΧΑΣΗ - ΣΥΝΤΗΞΗ ΤΩΝ ΑΤΟΜΩΝ ΑΤΟΜΙΚΗ ΚΑΙ ΘΕΡΜΟΠΥΡΗΝΙΚΗ ΕΝΕΡΓΕΙΑ

**Διάσπαση - Σχάση τῶν ἀτόμων.** Στό ράδιο καί στά ἄλλα ἀκτινεργά στοιχεῖα, τό ἀτόμο τους διασπᾶται σέ δύο ἄλλα ἀτομα πού τό ἓνα ἔχει μικρό ἀτομικό βάρος καί τό ἄλλο μεγάλο. Ἔτσι τό ράδιο πού ἔχει ἀτομικό βάρος 226 διασπᾶται στό ραδόνιο μέ ἀτομικό βάρος 222 καί τό ἥλιο μέ ἀτομικό βάρος 4. Σύγχρονα παράγονται καί ἀκτινοβολίες α, β καί γ ὅπως στήν περίπτωση τοῦ ραδίου καί ἐλευθερώνεται τεράστιο ποσό ἐνέργειας. Αὐτό τό φαινόμενο λέγεται **διάσπαση τοῦ ἀτόμου**.

Τό 1939 παρατηρήθηκε πώς τό ἀτομο τοῦ ἰσότοπου τοῦ οὐρανίου 235 διασπᾶται σέ πολύ λίγο βαθμό σέ δύο ἀτομα μέ ἴσο περίπου ἀτομικό βάρος, σύγχρονα χάνεται ἓνα μικρό μέρος τῆς μάζας του (περίπου τό ἓνα χιλιοστό) καί ἐλευθερώνεται τεράστιο ποσό ἐνέργειας. Αὐτό τό φαινόμενο τῆς διάσπασης τοῦ ἀτόμου σέ δύο ἄλλα, μέ ἴσο ἀτομικό βάρος περίπου, ὀνομάστηκε **σχάση τοῦ ἀτόμου** (fission). Αὐτή τή **σχάση** μπόρεσαν στίς Ἠνωμένες Πολιτεῖες τῆς Ἀμερικῆς νά τήν ἀναπτύξουν τεχνητά μέ τή λεγόμενη **άλυσωτή ἀντίδραση** καί νά κατασκευάσουν τήν **ἀτομική βόμβα**. Δυό τέτοιες βόμβες πού ρίχτηκαν σέ δύο μεγάλες Ἰαπωνικές πόλεις, τή Χιροσίμα καί τό Ναγκασάκι, εἶχαν σάν ἀποτέλεσμα τήν ἐξαφάνισή τους ἀπό τό πρόσωπο τῆς γῆς σέ ἐλάχιστα δευτερόλεπτα, μέ περισσότερα ἀπό 200.000 ἀνθρώπινα θύματα. Ἡ Ἰαπωνία ἀναγκάστηκε τότε (Αὐγούστος 1945) νά συνθηκολογήσει.

**Ἀτομική ἐνέργεια.** Ἡ τεράστια ἐνέργεια πού ἐλευθερώνεται μέ τή **σχάση** τοῦ ἀτόμου καί προκάλεσε τίς χωρίς προηγούμενο παραπάνω καταστροφές ὀνομάζεται **ἀτομική ἐνέργεια**. Ἀπό τά στοιχεῖα πού ὑπάρχουν στή φύση, **σχάση** παθαίνει μόνο ἓνα ἰσότοπο τοῦ οὐρανίου, τό οὐράνιο 235 (ἀτομικός βάρος 235) πού ἀποτελεῖ μόνο τά 0,7% τοῦ φυσικοῦ οὐρανίου. Τεχνητά ὅμως παρασκευάστηκαν ἄλλα δύο **σχάσιμα** στοιχεῖα: τό **πλουτώνιο** ( $Z = 94$ ) καί τό οὐράνιο 233.

Ἦστερα ἀπό τόν πόλεμο κατώρθωσαν νά θέσουν σέ ἔλεγχο τήν τεράστια ἐνέργεια πού ἐλευθερώνεται μέ τήν ἀτομική **σχάση** (δηλαδή τή δύναμη τῆς ἀτομικῆς βόμβας) μέ τή λεγόμενη **ἀτομική στήλη** ἢ ὅπως ὀνομάζεται τώρα μέ τόν **ἀτομικό ἀντιδραστήρα**.

Σήμερα παράγεται βιομηχανική ἐνέργεια, στήν Ἀγγλία, στίς Ἠνωμένες Πολιτεῖες τῆς Ἀμερικῆς καί στή Ρωσία μέ τή χρησιμοποίηση τῆς

ατομικής σχάσης. Ἡ χρησιμοποίηση τῆς ἐνέργειας αὐτῆς μελλοντικά θά ἀντικαταστήσει τὴν ἐνέργεια πού παίρνουν σήμερα ἀπὸ τὴν καύση τοῦ ἄνθρακα καὶ τοῦ πετρελαίου γιατί αὐτά τὰ καύσιμα κάποτε θά τελειώσουν.

**Σύντηξη τῶν ἀτόμων - Θερμοπυρηνική ἐνέργεια.** Ἀκόμα πιό μεγάλο ποσό ἐνέργειας κι ἀπὸ αὐτὴ πού παράγεται μὲ τὴ σχάση τοῦ ἀτόμου, τὴν ἀτομικὴ ἐνέργεια, ἐλευθερώνεται μὲ τὴ λεγόμενη **σύντηξη** (fusion) τῶν ἀτόμων τοῦ ὕδρογόνου ἢ ἀκτινέστερα τὴ σύντηξη τῶν πυρῆνων τῶν ἀτόμων τοῦ ὕδρογόνου. Τέσσερις πυρῆνες ὕδρογόνου σὲ θερμοκρασία δεκάδων ἑκατομμυρίων βαθμῶν **συντήκονται (συγχωνεύονται)** καὶ σχηματίζουν τὸ στοιχεῖο ἥλιο, μὲ ἀτομικὸ βάρος σχεδόν τετραπλάσιο τοῦ ὕδρογόνου. Κατὰ τὴ σύντηξη αὐτὴ ἓνα μέρος τῆς μάζας μετατρέπεται σὲ ἐνέργεια πού ἡ ποσότητά της εἶναι τεράστια. Αὐτὴ ἡ ἐνέργεια λέγεται **θερμοπυρηνική ἐνέργεια**.

Τὴ σύντηξη τοῦ ὕδρογόνου πέτυχαν στὴ βόμβα τοῦ ὕδρογόνου (πρώτη ἐκρηξη τὴν 1 τοῦ Νοέμβρη 1952 στίς Ἠνωμένες Πολιτεῖες τῆς Ἀμερικῆς) μὲ καταστρεπτικὰ ἀποτελέσματα ἀσύγκριτα μεγαλύτερα ἀπὸ τῆς ἀτομικῆς βόμβας.

Σήμερα γίνονται ἐρευνες γιὰ νὰ θέσουν κάτω ἀπὸ ἔλεγχο τὴ δύναμη τῆς ὕδρογονικῆς βόμβας. Μόλις τὸ πετύχουν ἡ βιομηχανικὴ ἐνέργεια θά εἶναι τόσο ἄφθονη πού ἡ ὄψη τοῦ κόσμου θά ἀλλάξει καὶ ἀφάνταστη εὐημερία θά ἐξασφαλιστεῖ γιὰ τὸν ἄνθρωπο. Ὑπάρχει ὅμως ὁ κίνδυνος νὰ χρησιμοποιηθεῖ γιὰ πολεμικοὺς σκοποὺς καὶ αὐτὸ θά σημάνει τὴν ἐξαφάνιση τῆς ἀνθρωπότητας.

## ΡΑΔΙΟ — ΟΥΡΑΝΙΟ — ΥΠΕΡΟΥΡΑΝΙΑ ΣΤΟΙΧΕΙΑ

### Ρ Α Δ Ι Ο

Σύμβολο **Ra**

Ἀτομικὸ βάρος **226,05**

Σθένος **II**

**Προέλευση - Παρασκευή.** Τὸ ράδιο βρίσκεται σὲ πολὺ μικρὰ ποσὰ στὰ ὄρυκτά τοῦ οὐρανίου προπάντων στὸν **πισσουρανίτη**, πού βρίσκεται στὴ Βοημία, στὸ Ζαίρ (τὸ ἄλλοτε Βελγικὸ Κογκό) καὶ στὸν Καναδά, καὶ τὸν **καρνοτίτη** πού βρίσκεται στὸ Κολοράδο τῶν Η.Π.Α. Τὸ παίρνουν ἀπὸ τὰ ὄρυκτά του μὲ πολὺπλοκὴ χημικὴ κατεργασία καὶ

για πρώτη φορά παρασκευάστηκε τό 1900 από τή Marie Curie μέ ηλεκτρόλυση τοῦ χλωριούχου ραδίου.

**Ίδιότητες - Χρήσεις.** Τό ράδιο εἶναι μέταλλο ραδιενεργό, λευκό καί λιώνει στούς  $960^{\circ}$  C. Ἔχει Εἰδ. Β.  $6 \text{ gr}^* / \text{cm}^3$  κι ἀλλοιώνεται γρήγορα στόν ἀέρα.

Μοιάζει πολύ μέ τό βόριο ἀλλά εἶναι πιό δραστικό· διασπᾶ τό νερό κι ἐλευθερώνεται ὕδρογόνο. Οἱ ἀκτινοβολίες του, πού γι' αὐτές ἀναφέραμε παραπάνω, διευκολύνουν τίς χημικές ἀντιδράσεις π.χ. τήν ἔνωση τοῦ χλωρίου μέ τό ὕδρογόνο κτλ., προκαλοῦν τό φθορισμό πολλῶν οὐσιῶν καί γι' αὐτό μικρές ποσότητες ἀπό ἄλατα τοῦ ραδίου χρησιμοποιοῦνται στήν κατασκευή χρωμάτων πού φθορίζουν, γιά πλάκες ρολογιῶν κτλ. Τό ράδιο χρησιμοποιεῖται στή θεραπεία τοῦ καρκίνου καί ἄλλων σχετικῶν ἀσθενειῶν.

## Ο Υ Ρ Α Ν Ι Ο

Σύμβολο **U**

Ἀτομικό βάρος **238,07**

Σθένος **IV, V, VI**

**Προέλευση - Παρασκευή.** Τά πιό σπουδαῖα ὀρυκτά τοῦ οὐρανίου εἶναι ὁ πρισουρανίτης  $\text{U}_3\text{O}_8$ , ὁ καρνοτίτης  $\text{K}(\text{UO}_2)\text{VO}_4$  καί ὁ οὐρανίτης  $\text{UO}_2$  πού βρίσκονται στή Βοημία, στό Ζαῖρ, τόν Καναδά καί ἄλλοῦ. Σ' ἄλλα τά ὀρυκτά του βρίσκεται ὡς ὀξειδιο κι ἀπ' αὐτό μέ ἀναγωγή μέ ἀνθρακα ἢ ὕδρογόνο ἐξάγεται τό μεταλλικό οὐράνιο.

**Ίδιότητες - Χρήσεις.** Ἔχει τό μεγαλύτερο ἀτομικό βάρος ἀπό τά στοιχεῖα πού βρίσκονται στή φύση κι εἶναι τό τελευταῖο στό περιοδικό σύστημα μέ ἀτομικό ἀριθμό 92. Εἶναι μέταλλο ἀργυρόλευκο, ραδιενεργό, γυαλιστερό, ἔλατό καί ἄκτιμο, πιό μαλακό ἀπό τό χάλυβα, ἔχει Εἰδ. Β.  $18,7 \text{ gr}^* / \text{cm}^3$  καί λιώνει στούς  $1689^{\circ}$  C. Σέ συμπαγή κατάσταση εἶναι σταθερό στόν ἀέρα καί δέν προσβάλλεται ἀπό τά ψυχρά ὀξέα. Χρησιμοποιεῖται στήν κατασκευή εἰδικῶν εἰδῶν χάλυβα. Τίς ἐνώσεις του χρησιμοποιοῦν γιά νά χρωματίζουν τήν πορσελάνη, τό γυαλί, στή φωτογραφική καί σάν ἀντιδραστήρια στά χημικά ἐργαστήρια.

## Υ Π Ε Ρ Ο Υ Ρ Α Ν Ι Α Σ Τ Ο Ι Χ Ε Ι Α

Μέ ἐφαρμογή τῶν ἀντιδράσεων μεταστοιχείωσης στό πιό βαρῦ στοιχεῖο στή φύση τό οὐράνιο, παρασκευάστηκαν τεχνητά καί μελετήθηκαν

στοιχεία με ατομικό αριθμό πιά μεγάλο από 92. Έπειδή τά στοιχεία αυτά πήραν θέση στο περιοδικό σύστημα πέρα από τό ούράνιο ονομάστηκαν **υπερουράνια** ή **τρανσουράνια στοιχεία**. Τέτοια στοιχεία γνωστά ως σήμερα είναι έντεκα :

Τό **ποσειδώνιο** ή **νεπτούνιο** Np με ατομικό αριθμό 93.

Τό **πλουτώνιο** Pu με ατομικό αριθμό 94.

Τό **άμερίκιο** Am με ατομικό αριθμό 95.

Τό **κιούριο** ή **κούριο** Cm με ατομικό αριθμό 96.

Τό **βερκέλιο** Bk με ατομικό αριθμό 97.

Τό **καλιφόρνιο** Cf με ατομικό αριθμό 98.

Τό **Άϊνσταϊνιο** E με ατομικό αριθμό 99.

Τό **Φέρμιο** Fm με ατομικό αριθμό 100.

Τό **Μεντελέβιο** Mn με ατομικό αριθμό 101.

Τό **Νομπέλιο** No με ατομικό αριθμό 102

καί τό **Λωρέντσιο** Lw με ατομικό αριθμό 103.

## Π Α Ρ Α Ρ Τ Η Μ Α

### ΤΥΠΟΙ ΤΗΣ ΦΥΣΙΚΗΣ ΚΑΙ ΕΝΝΟΙΕΣ ΤΗΣ ΧΗΜΕΙΑΣ ΧΡΗΣΙΜΕΣ ΓΙΑ ΤΗ ΛΥΣΗ ΤΩΝ ΠΡΟΒΛΗΜΑΤΩΝ ΤΗΣ ΧΗΜΕΙΑΣ

#### ΣΧΕΣΗ ΟΓΚΟΥ, ΠΙΕΣΗΣ ΚΑΙ ΘΕΡΜΟΚΡΑΣΙΑΣ ΤΩΝ ΑΕΡΙΩΝ

Όταν οι όγκοι των αερίων δίνονται σε συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας διαφορετικές από την κανονική τότε τους ανάγουμε στη θερμοκρασία  $0^{\circ}$  και πίεση 760 mm στήλης υδραργύρου με τη γνωστή εξίσωση των τελείων αερίων της Φυσικής :

$$(1) P.V = P_0 V_0 (1 + \alpha \theta) \text{ πού}$$

$P$  = ή πίεση πού μετρήθηκε ο όγκος του αερίου

$V$  = ο όγκος του αερίου στην πίεση  $P$

$P_0$  = ή κανονική πίεση των 760 mm στήλης υδραργύρου

$V_0$  = ο όγκος του αερίου στη θερμοκρασία  $0^{\circ} C$

$\theta$  = ή θερμοκρασία πού μετρήθηκε ο όγκος του αερίου

$\alpha = \frac{1}{273}$  ο συντελεστής της διαστολής των αερίων.

**Παράδειγμα.** Ο όγκος ενός αερίου είναι ίσος με  $600 \text{ cm}^3$  σε πίεση 750 mm στήλης υδραργύρου και θερμοκρασία  $15^{\circ} C$ . Ποιός θά είναι ο όγκος του αερίου σε κανονικές συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας ;

**Λύση.** Θέτουμε στον παραπάνω τύπο (1)

$$P = 750 \text{ mm} \quad V = 600 \text{ cm}^3 \quad \theta = 15^{\circ} \quad P_0 = 760 \text{ mm}$$

$$\alpha = \frac{1}{273} \text{ και θά έχουμε :}$$

$$750.600 = 760 V_0 \left( 1 + \frac{15}{273} \right). \text{ Λύνοντας ως προς } V_0 \text{ βρίσκουμε :}$$

$$V_0 = \frac{750.600.273}{760.(273+15)} = 561,26 \dots \text{ cm}^3.$$

Δηλαδή ο όγκος του αερίου σε κανονικές συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας θά είναι ίσος με  $561,26 \dots \text{ cm}^3$ .

## ΜΕΡΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ ΤΗΣ ΧΗΜΕΙΑΣ

**Γραμμοάτομο** = ποσότητα του στοιχείου σε γραμμάρια ίση με τό άτομικό του βάρος.

**Γραμμομόριο** = ποσότητα του στοιχείου ή τής χημικής ένωσης σε γραμμάρια ίση με τό μοριακό τους βάρος.

**Γραμμομοριακός όγκος** = ό όγκος πού έχει ένα γραμμομόριο ενός στοιχείου ή μιās χημικής ένωσης σε άέρια κατάσταση, σε κανονικές συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας και πού είναι ίσος (μέ προσέγγιση) μέ 22,4 λίτρα.

### ΣΧΕΣΗ ΜΟΡΙΑΚΟΥ ΒΑΡΟΥΣ

#### ΚΑΙ ΣΧΕΤΙΚΗΣ ΜΕ ΤΟΝ ΑΕΡΑ ΠΥΚΝΟΤΗΤΑΣ ΕΝΟΣ ΑΕΡΙΟΥ

Άνάμεσα στό μοριακό βάρος  $M$  ενός αερίου στοιχείου ή μιās χημικής ένωσης σε άέρια κατάσταση και τής σχετικής μέ τόν άέρα πυκνότητάς τους  $d$  ύπάρχει ή σχέση  $M = 28,96 \cdot d$  ή  $d = \frac{M}{28,96}$ .

$M'$  αútους τούς τύπους ύπολογίζουμε (μέ προσέγγιση) ή τό μοριακό βάρος ενός αερίου άν ξέρουμε τή σχετική του πυκνότητα, ή αντίστροφα τή σχετική του πυκνότητα άν ξέρουμε τό μοριακό του βάρος.

## ΤΡΟΠΟΣ ΛΥΣΗΣ ΤΩΝ ΠΡΟΒΛΗΜΑΤΩΝ ΤΗΣ ΧΗΜΕΙΑΣ

Γιά νά λύσουμε προβλήματα Χημείας ακολουθοϋμε τήν παρακάτω γενική μέθοδο.

Γράφουμε τή χημική έξίσωση πού πάνω της στηρίζεται όλο τό πρόβλημα. Κάτω από τά στοιχεΐα ή τίς χημικές ενώσεις πού παίρνουν μέρος σ' αútή, σημειώνουμε τά άτομικά ή μοριακά τους βάρη ή τούς μοριακούς όγκους.

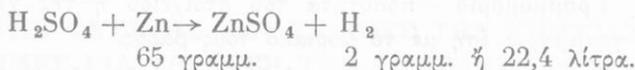
Προχωροϋμε ύστερα στή λύση του προβλήματος, συχνά μέ τήν άπλή μέθοδο ή και άλγεβρικά.

Παρακάτω αναφέρουμε τρία παραδείγματα λύσης τέτοιων προβλημάτων.

**Παράδειγμα 1ο.** Πόσο είναι τό βάρος και πόσος ό όγκος του ύδρο-

γόνου πού παίρνουμε όταν επίδρασει άραιό θειικό όξύ σέ 13 γραμμάρια ψευδάργυρο ;

**Λύση.** 'Η επίδραση τοῦ θειικοῦ όξέος στόν ψευδάργυρο παριστά-  
νεται μέ τήν εξίσωση :



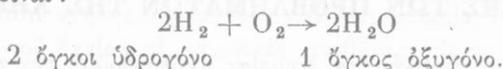
'Η εξίσωση αὐτή λέει πώς ἡ επίδραση θειικοῦ όξέος σέ 65 γραμμ. ψευδάργυρο ἐλευθερώνει 2 γραμμ. ὑδρογόνο πού ἔχει όγκο 22,4 λίτρα (στίς κανονικές συνθήκες). 'Επομένως μέ 13 γραμμ. ψευδάργυρο θά ἔχουμε :

$$\frac{2 \times 13}{65} = 0,4 \text{ γραμμ. ὑδρογόνο πού θά ἔχει όγκο}$$

$$\frac{22,4 \times 13}{65} = 4,48 \text{ λίτρα.}$$

**Παράδειγμα 2ο.** Μίγμα από ὑδρογόνο καί όξυγόνο μέσα στό εὐδιό-  
μετρο ἔχει όγκο 60 cm<sup>3</sup>. Προκαλοῦμε ἔκρηξη ἡλεκτρικοῦ σπινθήρα  
καί σχηματίζεται νερό πού συμπυκνώνεται κι ἀπομένει ἀέριο πού όταν  
ξαναγυρίσει στήν ἀρχική πίεση καί θερμοκρασία ἔχει όγκο 12 cm<sup>3</sup>  
καί ἀπορροφᾶται όλόκληρο από τό φωσφόρο. Νά βρεθεῖ ἡ σύνθεση τοῦ  
μίγματος.

**Λύση.** 'Η εξίσωση τῆς χημικῆς ἔνωσης τοῦ ὑδρογόνου μέ τό  
όξυγόνο εἶναι :

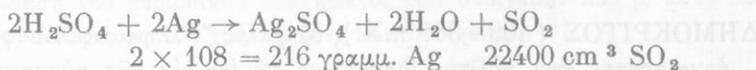


'Αφοῦ τό ἀέριο πού μένει ἀπορροφᾶται από τό φωσφόρο, βγαίνει  
τό συμπέρασμα πώς εἶναι όξυγόνο. 'Επομένως τά 60 — 12 = 48 cm<sup>3</sup>  
τοῦ όγκου πού ἐξαφανίστηκαν θά εἶναι τό μίγμα ὑδρογόνου καί όξυγό-  
νου στήν ἀναλογία τοῦ νεροῦ 2:1 δηλαδή τά  $\frac{2}{3}$  θά εἶναι ὑδρογόνο καί  
τό  $\frac{1}{3}$  όξυγόνο. Μέσα στό εὐδιόμετρο λοιπόν ἦταν  $48 \cdot \frac{2}{3} = 32$  cm<sup>3</sup>  
ὑδρογόνο καί 60 — 32 = 28 cm<sup>3</sup> όξυγόνο.

**Παράδειγμα 3ο.** Κατεργαζόμαστε κράμα ἀργύρου καί χαλκοῦ  
πού ἔχει βάρος 2,8 γραμμ. μέ πυκνό καί θερμό θειικό όξύ. Τό ἀέριο πού

μαζεύουμε, αφού αποξηρανθεί κατάλληλα, έχει όγκο σέ κανονικές συν-  
θήκες  $448 \text{ cm}^3$ . Νά βρεθεί ή σύνθεση του κράματος.

**Λύση.** 'Ονομάζουμε  $\chi$  τό βάρος του άργύρου και  $\psi$  τό βάρος του  
χαλκού. 'Ετσι έχουμε στην αρχή τήν εξίσωση  $\chi + \psi = 2,8$  (1). 'Η  
άντιδραση είναι :



2  $\times$  108 = 216 γραμμ. Ag      22400  $\text{cm}^3$   $\text{SO}_2$   
δταν έχουμε                     $\chi$     »                    πόσο ;  $\text{SO}_2$

'Ετσι ύπολογίζουμε πώς τά  $\chi$  γραμμ. άργύρου ελευθερώνουν

$$\frac{22400 \cdot \chi}{216} \text{ cm}^3 \text{ διοξειδίο του θείου.}$$

Τό ίδιο από τήν εξίσωση :



δταν έχουμε      64 γραμμ. Cu                    22400  $\text{cm}^3$   $\text{SO}_2$   
για                     $\psi$  γραμμ.                                    πόσο ;  $\text{SO}_2$

'Ετσι ύπολογίζουμε πώς τά  $\psi$  γραμμ. χαλκού ελευθερώνουν

$$\frac{22400 \cdot \psi}{64} \text{ cm}^3 \text{ διοξειδίο του θείου.}$$

'Ο όλικός έπομένως όγκος του παραγόμενου διοξειδίου του θείου είναι

$$\frac{22400 \cdot \chi}{216} + \frac{22400 \cdot \psi}{64} = 448 \quad (2)$$

'Όταν λύσουμε τό σύστημα τών εξισώσεων (1) και (2) βρίσκουμε

$$\chi = 2,16 \quad \text{και} \quad \psi = 0,64.$$

Τό κράμα έπομένως περιέχει 2,16 γραμμ. άργυρο και 0,64 γραμμ.  
χαλκό.

## ΒΙΟΓΡΑΦΙΕΣ ΜΕΓΑΛΩΝ ΕΠΙΣΤΗΜΟΝΩΝ ΠΟΥ ΣΥΝΤΕΛΕΣΑΝ ΣΤΗΝ ΠΡΟΟΔΟ ΤΗΣ ΧΗΜΕΙΑΣ

**ΔΗΜΟΚΡΙΤΟΣ** (469 - 369 π.Χ.). Μεγάλος Έλληνας φιλόσοφος τῆς ἀρχαιότητος πού πρῶτος διατύπωσε τή θεωρία τῆς σύστασης τῆς ὕλης ἀπό ἄτομα. Γεννήθηκε κι ἔζησε στήν πόλη Ἀβδηρα τῆς Θράκης κι ἦταν μαθητής τοῦ Λεύκιππου.

**LAVOISIER** (1743 - 1794). Ὀνομαστός Γάλλος χημικός. Ἀνῆκε σ' εὐπορη οἰκογένεια, μορφώθηκε ἐξαιρετικά και πολύ νέος ἔγινε Ἀκαδημαϊκός. Εἶναι ὁ πρῶτος πού ἔδωσε τήν ἐξήγηση τῆς καύσης, τοῦ πύθ σπουδαίου ἀπό τά χημικά φαινόμενα κι ἀνακάλυψε τή σύσταση τοῦ ἀέρα. Χρησιμοποίησε πρῶτος τό ζυγὸ στά πειράματά του και ἀπόδειξε τό ἀξίωμα τῆς ἀφθαρσίας τῆς ὕλης. Ἐξαιτίας αὐτῶν τῶν ἐργασιῶν του θεωρεῖται ὁ πατέρας τῆς νεώτερης Χημείας.

**DALTON** (1766 - 1844). Διάσημος Ἀγγλος φυσικός και χημικός. Μελέτησε τή διαστολή και τή μίξη τῶν ἀερίων. Ἡ πύθ σπουδαία ἐργασία του πού μ' αὐτή συντέλεσε στήν πρόοδο τῆς Χημείας εἶναι ἡ σύγχρονη διατύπωση τῆς ἀτομικῆς θεωρίας και τοῦ νόμου τῶν πολλαπλῶν ἀναλογιῶν.

**PROUST** (1754 - 1826). Γάλλος χημικός, γνωστός πύθ πολύ γιά τό νόμο τῶν ὀρισμένων ἀναλογιῶν πού πῆρε και τό ὄνομά του.

**GAY - LUSSAC** (1778 - 1850). Γάλλος φυσικός και χημικός. Ἀνακάλυψε τό νόμο τῆς διαστολῆς τῶν ἀερίων και τήν ἔνωσή τους μέ ἀπλές ἀναλογίες ὄγκου. Ἐκαμε και πολλές ἄλλες ἐργασίες στή Χημεία και στή Φυσική.

**AVOGADRO** (1776 - 1856). Ἰταλός φυσικός, πύθ πολύ γνωστός γιά τή μοριακή ὑπόθεση πού ἔχει τό ὄνομά του και πού σύμφωνα μ' αὐτή ὅλα τά ἀέρια στίς ἴδιες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας, περιέχουν σέ ἴσους ὄγκους τόν ἴδιο ἀριθμὸ μορίων.

**RUTHERFORD** (1871 - 1937). Νεοζηλανδός επιστήμονας, πού ἐργάστηκε στήν Ἀγγλία. Εἶναι γνωστός ἀπό τίς ἐργασίες του σχετικά μέ τήν ἐσωτερική κατασκευή τοῦ ἀτόμου.

**MENDELEEFF** (1834 - 1907). Ρῶσος χημικός, γνωστός γιά τήν ἐπινόηση τοῦ περιοδικοῦ συστήματος τῶν στοιχείων πού μ' αὐτό πέτυχε νέα καί σωστή ταξινόμηση τῶν στοιχείων.

**PRISTLEY** (1733 - 1804). Ἀγγλος χημικός. Ἀνακάλυψε τό ὀξυγόνο τό 1774 καί διάφορα ἄλλα ἀέρια κι ἀσχολήθηκε μέ τήν ἀνάλυση τοῦ ἀτμοσφαιρικοῦ ἀέρα.

**SCHEELE** (1742 - 1786). Σουηδός χημικός. Εἶναι γνωστός γιά τίς ἐργασίες του στό ὀξυγόνο πού ἀνακάλυψε σύγχρονα μέ τόν PRISTLEY. Θεωρεῖται ἀπό τούς μεγάλους χημικούς τοῦ κόσμου.

**CAVENDISH** (1731 - 1810). Ἀγγλος φυσικός καί χημικός. Οἱ πιό σπουδαῖες ἐργασίες του στή Χημεία εἶναι ἡ ἀνάλυση τοῦ ἀτμοσφαιρικοῦ ἀέρα μέ ἀκρίβεια, ἡ μελέτη τῶν ἰδιοτήτων τοῦ ὕδρογόνου πού εἶχε παρασκευαστεῖ ἀπό τούς ἀλχημιστές κι ὁ καθορισμός τῆς σύνθεσης τοῦ νεροῦ.

**MOISSAN** (1852 - 1907). Γάλλος χημικός διάσημος γιά τίς ἐργασίες του πάνω στό ἠλεκτρικό καμίσι καί γιά τήν παρασκευή μικρῶν κρυστάλλων διαμαντιῶν. Ἄλλη ὀνομαστή ἐργασία του εἶναι ἡ ἀπομόνωση τοῦ φθορίου (1886).

**RAMSAY** (1852 - 1916). Ἀγγλος χημικός, καθηγητής στό Πανεπιστήμιο τοῦ Λονδίνου. Ἀνακάλυψε μαζί μέ τό φυσικό RAYLEIGH τά εὐγενή ἀέρια.

**DAVY** (1778 - 1828). Φημισμένος Ἀγγλος χημικός. Μελέτησε τήν ἐπίδραση τοῦ ἠλεκτρικοῦ ρεύματος στίς χημικές ἐνώσεις, γι' αὐτό θεωρεῖται ὁ πατέρας τῆς ἠλεκτροχημείας. Ἀνακάλυψε τό νάτριο, τό κάλιο κι ἄλλα στοιχεῖα. Εἶναι κι ὁ ἐφευρέτης τῆς ἀσφαλιστικῆς λάμπας τῶν ἀνθρακωρυχείων πού ἔχει καί τό ὄνομά του.

CURIE (1867 - 1934). Ἡ MARIE SKLODOWSKA CURIE γεννήθηκε στή Βαρσοβία τῆς Πολωνίας, σπούδασε στό Παρίσι καί παντρεύτηκε τό Γάλλο καθηγητή PIERRE CURIE. Εἶναι ὀνομαστή γιά τήν ἀνακάλυψη μαζί μέ τό σύζυγό της τοῦ στοιχείου ράδιο πού παρουσιάζει σέ μεγάλο βαθμό τό φαινόμενον τῆς ραδιενέργειας.

## ΑΛΦΑΒΗΤΙΚΟ ΕΥΡΕΤΗΡΙΟ

(Οι αριθμοί οδηγούν στις σελίδες)

Α			
		"Ανθρακα διοξειδίο	109
		"Ανθρακα μονοξειδίο	108
"Αγγλεσίτης	145	"Ανθρακας	103
"Αδάμας	103	"Ανθρακας άποστακτήρων	106
"Αζουρίτης	148	"Ανθρακας ζωικός	106
"Αζωτο	85	"Ανόπτηση χάλυβα	140
"Αζώτου μονοξειδίο	93	"Αντίδραση άλκαλική	35
"Αζώτου διοξειδίο	93	"Αντίδραση άμφίδρομη	17
"Αζώτου πεντοξειδίο	93	"Αντίδραση βασική	35
"Αζώτου τetroξειδίο	93	"Αντίδραση όξινη	35
"Αζώτου τριοξειδίο	93	"Αντίδραση ούδέτερη	36
"Αζώτου ύποξειδίο	93	"Αντιδραστήρας	160
"Αέρας άτμοσφαιρικός	87	"Αντιμόνιο	101
Αιθάλη	107	"Απατίτης	97
Αιματίτης	136	"Απόσταξη	57
"Αϊνσταϊνιο	163	"Αποσύνθεση χημική	17
"Ακτίνες α, β γ	158	"Αργλιοθερμική μέθοδος	132
"Αλάβαστρο	130	"Αργίλιο	131
"Αλατα	35	"Αργίλος	133
"Αλατογόνα ή άλογόνα στοιχεία	63	"Αργό	90
"Αλκάλια	119	"Αργυραδάμας	69
"Αλκαλικές γαιές	125	"Αργυρος	152
"Αλλοτροπία	50	"Αργυρος βρωμιούχος	154
"Αμερίκιο	163	"Αργυρος ιωδιούχος	154
"Αμέταλλα στοιχεία	45	"Αργυρος νιτρικός	153
"Άμμος	113	"Αργυρος χλωριούχος	154
"Άμμωνία	90	"Αργυρίτης	152
"Άμμωνία καυστική	92	"Άρσενικό	101
"Άμμωνιακά άλατα	92	"Άρσενιοπυρίτης	101
"Αναγωγή	55, 71	"Άσβέστιο	127
"Αναγωγικά σώματα	55	"Άσβέστιο άνθρακικό	129
"Αναπνοή	48	"Άσβέστιο θεικό	130
"Ανθρακαέριο	109	"Άσβέστιο φωσφορικό	131
"Ανθρακασβέστιο	130	"Άσβέστιο χλωριούχο	130
"Ανθρακικό όξύ	111	"Άσβέστιο ύδωρ (άσβεστόνερο)	128
"Ανθρακίτης	105	"Άσβέστιο όξειδίο	127
"Ανθρακοπυρίτιο	113	"Άσβέστιο ύδροξειδίο	127

"Ασβεστος	127		
"Ασβεστόλιθος	127		
"Αστριος	131		
"Ατομα	10		
"Ατομική ενέργεια	160		
"Ατομική στήλη	160		
"Ατομικός αριθμός	43		
"Ατομικό βάρος	11, 12		
Avogadro αριθμός	14		
Avogadro νόμος	11		
"Αχνη ύδραργύρου	152		
<b>B</b>			
Βάμμα ήλιοτροπίου	35		
Βάμμα ιωδίου	71		
Βαρύ υδρογόνο	44		
Βαρύ υδωρ	61		
Βάσεις	35		
Βάσεων δύναμη (ισχύς)	38		
Βάρος ατομικό	12		
Βάρος μοριακό	12		
Βασιλικό νερό	96		
Βασιλίσκος αργύρου	152		
Βερκέλιο	163		
Βισμούθιο	102		
Βόρακας	116		
Βορικό όξύ	116		
Βόριο	115		
Βρώμιο	70		
Βωξίτης	131		
<b>Γ</b>			
Γαϊάνθρακας	104		
Γαλαζόπετρα	150		
Γαληνίτης	145		
Γαρνιερίτης	142		
Γραμμοάτομο	12		
Γραμμομοριακός όγκος	12, 14		
Γραμμομόριο	12		
Γραφίτης	104		
Γυαλί	114		
Γύψος	130		
<b>Δ</b>			
		Δευτέριο	44
		Διαλύματα	29
		Διαπίδωση	53
		Διάσπαση ατόμου	160
		Διάσταση του νερού	39
		Διήθηση	56
		Δολομίτης	125
		Δομή ατόμου	23
<b>E</b>			
		"Ενδόθερμες αντιδράσεις	20
		"Ενέργεια	5
		"Εξώθερμες αντιδράσεις	20
		"Εξισώσεις χημικές	19
		Εύγενή αέρια	89
<b>Z</b>			
		Ζωικός άνθρακας	106
<b>H</b>			
		"Ηλεκτρόλυση	32
		"Ηλεκτρολύτες	32
		"Ηλεκτρόνια	23
		"Ηλιο	90
<b>Θ</b>			
		Θεϊο	73
		Θείου διοξειδίο	78
		Θείου τριοξειδίο	80
		Θεϊκό όξύ	81
		Θερμότης	132
		Θερμοπυρηνική ενέργεια	160
		Θερμοχημικές εξισώσεις	20
<b>I</b>			
		"Ιδιότητες	5
		"Ιόντα	32

Ίσλανδική κρύσταλλος	129
Ίσότοπα	43
Ίώδιο	70
Ίωδίου βάμμα	71

**K**

Καλαμίνα	134
Κάλιο	124
Κάλιο άνθρακικό	125
Κάλιο διχρωμικό	143
Κάλιο νιτρικό	125
Κάλιο χλωρικό	125
Κάλιο ύπερμαγγανικό	144
Καλλίου ύδροξείδιο	125
Καλιφόρνιο	163
Καλομέλας	151
Καολίνης	133
Καρναλλίτης	125
Καρνοτίτης	161
Κασσιτερίτης	147
Κασσίτερος	147
Καταλύτες	17
Καύση	47
Καυστικό κάλιο (καλλίου ύδροξείδιο)	125
Καυστικό νάτριο	121
Κεραμειτική	133
Κεραμίδια	134
Κεραργυρίτης	152
Κιμωλία	129
Κιννάβαρι	151
Κοβάλτιο	142
Κοβαλίτης	142
Κονιάματα	128
Κορούνδιο	131
Κούριο & Κιούριο	163
Κράματα	118
Κροκοίτης	145
Κροτούν άέριο	54
Κρυόλιθος	69, 131
Κρυπτό	90
Κυπέλλωση	152
Κώκ	105

**Λ**

Λειμωνίτης	136
Λευκόλιθος	125
Λευκοχρυσικό όξό	156
Λευκόχρυσος	156
Λευκόχρυσος σπογγώδης	157
Λευκοχρύσου μέλαν	157
Λιγνίτης	105
Λιθάνθρακας	105
Λιθάργυρος	146
Λυδία λίθος	156
Λωρέντσιο	163

**M**

Μαγγάνιο	144
Μαγνάλιο	126
Μαγνησία	126
Μαγνήσιο	125
Μαγνήσιο άνθρακικό	126
Μαγνήσιο θεικό	126
Μαγνησίου όξείδιο	126
Μαγνησίτης	125
Μαγνητίτης	136
Μαλαχίτης	148
Μάρμαρο	129
Μαρμαρυγία	131
Μεντελέβιο	163
Μέταλλα	117
Μεταλλεύματα	118
Μεταλλουργία	118
Μεταστοιχείωση	158
Μετεωρίτες	136
Μίγματα	7
Μικτό άέριο	109
Μίνιο	146
Μόλυβδος	145
Μόλυβδος άνθρακικός	146
Μολύβδου έπιτεταρτοξείδιο	146
Μολύβδου όξείδιο	146
Μόρια	11
Μοριακό βάρος	11, 12

## N

Νάτριο	119
Νάτριο άνθρακικό	122
Νάτριο νιτρικό	124
Νάτριο θξίνο άνθρακικό	124
Νάτριο χλωριούχο	121
Νατρίου ύδροξειδίο	121
Νατρίου ύπεροξειδίο	120
Νεάργυρος	142
Νέο	90
Νεπτούνιο	163
Νερό	56
Νερό άποσταγμένο	57
Νερό βασιλικό	96
Νετρόνια	23
Νικέλιο	142
Νικελιοπυρίτης	142
Νικελίτης	142
Νιτρικό όξύ	94
Νίτρο	125
Νίτρο τής Χιλής	124
Νόμοι Χημείας	8
Νομπέλιο	163
Νόμων Χημείας εξήγηση	15
Ντουραλουμίνιο	126, 133

## Ξ

Ξένο	90
Ξυλάνθρακας	106

## O

Όζο	49
Όξεία	34
Όξειδια	37
Όξειδωση	47, 71
Όξειδωτικά σώματα	47
Όξείων δύναμη (ισχύς)	38
Όξυγόνο	45
Όξυγονούχο νερό	61
Όξύλιθος	46

Όξυυδρική φλόγα	54
Ούράνιο	162

## Π

Περιοδικό σύστημα στοιχείων	42
Πέτρα κόλασης	153
Πηλός	133
Πίνακας τών στοιχείων	13
Πισσουρανίτης	158, 161
Πλουτόνιο	163
Πολόνιο	158
Πορσελάνη	134
Ποσειδώνιο	163
Ποτάσσα	125
Πρωτόνια	23
Πυραργυρίτης	152
Πυριτικό όξύ	114
Πυρίτιο	112
Πυριτίου διοξειδίο	113
Πυρολουσίτης	144

## P

Ραδιενέργεια	158
Ραδιοϊσότοπα	159
Ράδιο	158, 161
Ραδόνιο	159
Ρίζες	22

## Σ

Σανδαράχη	101
Σθένος τών στοιχείων	21
Σθένος - εξήγηση	24
Σιδηρίτης	136
Σιδηρομαγγάνιο	144
Σιδηροπυρίτης	136
Σίδηρος	136
Σμαλτίτης	142
Σμιθσωνίτης	134
Σόδα	122
Σπίρτα	99
Σταλαγμίτες	129

Σταλακτίτες	129	Φρεόν	70
Στοιχεία	6	Φωσφορικά άλατα	100
Στουπέτσι	147	Φωσφορικά όξέα	100
Στυπτηρίες	133	Φωσφορίτης	97
Σύντηξη ατόμου	161	Φωσφόρος	97
Σφαλερίτης	134	Φωσφόρου όξειδία	99
Σχάση ατόμου	160	Φύση	5
Σώματα άπλά	6		
Σώματα σύνθετα	7		

## X

		Χαλαζίας	113
		Χαλκολαμπρίτης	148
		Χαλκοπυρίτης	148
		Χαλκοσίνης	148
		Χαλκός	148
		Χαλκός θειικός	150
		Χάλυβας	136, 138, 139, 140
		Χημεία	6, 44
		Χημικές αντιδράσεις	17
		Χημικές ενώσεις	7
		Χημικές εξισώσεις	19
		Χημικοί τύποι	18
		Χημική συγγένεια	21
		Χημικής συγγένειας εξήγηση	25
		Χλωράσβεστος	130
		Χλώριο	64
		Χλωριολευκοχρυσικό άμμώνιο	156
		Χρυσός	154
		Χρώμιο	143
		Χρωμίτης	143
		Χρωμονικελίνη	143
		Χυτοσίδηρος	136, 138

## Ψ

		Ψευδάργυρος	134
		Ψευδάργυρος θειικός	135
		Ψευδαργύρου όξειδίο	135
		Ψιμμυθίτης	145, 146



## ΠΙΝΑΚΑΣ ΠΕΡΙΕΧΟΜΕΝΩΝ

### ΕΙΣΑΓΩΓΗ

	Σελίς
"Υλη - 'Ενέργεια - Φαινόμενα . . . . .	5 - 6
Φύση - "Υλη - 'Ενέργεια - Φαινόμενα - 'Ιδιότητες - Σκοπός τῆς Χημείας.	
'Απλά καί σύνθετα σώματα . . . . .	6 - 8
'Απλά σώματα ἢ στοιχεῖα - Μίγματα καί χημικές ενώσεις - Διαφορές μίγματος καί χημικῆς ἔνωσης.	
Θεμελιώδεις νόμοι τῆς Χημείας . . . . .	8 - 10
Νόμος τῆς ἀφθαρσίας τῆς ὕλης (Lavoisier) - Νόμος τῶν σταθερῶν λόγων (Proust) - Νόμος τῶν ἀπλῶν πολλαπλασίων (Dalton) - Νόμος τῶν ἀερίων ὄγκων (Gay - Lussac).	
'Ατομική θεωρία . . . . .	10 - 14
'Ατομα - Μόρια - Νόμος τοῦ Avogadro - 'Ατομικό καί μοριακό βάρους - Γραμμομόριο - Γραμμοάτομο - Γραμμομοριακός ὄγκος - 'Αριθμός τοῦ Avogadro - Πίνακας τῶν στοιχείων - Σχέση ἀνάμεσα στό μοριακό βάρους καί στή σχετική μέ τόν ἀέρα πυκνότητα ἑνός ἀερίου.	
'Εξήγηση τῶν νόμων τῆς Χημείας . . . . .	15 - 16
Νόμος τῆς ἀφθαρσίας τῆς ὕλης - Νόμος τῶν σταθερῶν λόγων - Νόμος τῶν ἀπλῶν πολλαπλασίων - Νόμος τῶν ἀερίων ὄγκων.	
Χημικές ἀντιδράσεις - Καταλύτες . . . . .	17
'Ορισμοί - Μέσα πού προκαλοῦν τίς ἀντιδράσεις - Καταλύτες.	
Χημικά σύμβολα - Χημικοί τύποι . . . . .	17 - 19
Χημικά σύμβολα τῶν στοιχείων - Χημικοί τύποι - 'Υπολογισμός τοῦ μοριακοῦ βάρους - 'Υπολογισμός τῆς ἑκατοστιαίας σύνθεσης.	
Χημικές ἐξισώσεις . . . . .	19 - 21
Γενικά - Θερμοχημικές ἐξισώσεις.	
Χημική συγγένεια - Σθένος - Ρίζες . . . . .	21 - 22
Χημική συγγένεια - Σθένος τῶν στοιχείων - Ρίζες.	
'Εσωτερική κατασκευή τῶν ἀτόμων . . . . .	23 - 24
Συστατικά τῶν ἀτόμων - Δομή τῶν ἀτόμων - Σύσταση τῶν διάφορων ἀτόμων.	
'Εξήγηση τοῦ σθένους καί τῆς χημικῆς συγγένειας . . . . .	24 - 25
'Εξήγηση τοῦ σθένους - 'Εξήγηση τῆς χημικῆς συγγένειας.	
Σχηματισμός μορίων, στοιχείων ἢ χημικῶν ἐνώσεων . . . . .	25 - 28
Χημικός δεσμός - 'Ομοιοπολικός δεσμός - 'Ετεροπολικός δεσμός - Πῶς ἐνάγονται τά στοιχεῖα Na καί Cl.	

	Σελίς
<i>Διαλύματα</i> .....	29 - 30
Καθορισμένα σώματα καί μίγματα — 'Όμογενή μίγματα — 'Ετερογενή μίγματα — Διάλυμα.	
<i>Κατηγορίες διαλυμάτων</i> .....	30
'Αέρια, στερεά, υγρά διαλύματα — Διαλυτής — Διαλυτικό μέσο — Διαλυτότητα — Κορεσμένα, ακόρεστα.	
<i>Περιεκτικότητα — Συγκέντρωση υγρών διαλυμάτων</i> .....	30 - 32
Περιεκτικότητα — Περιεκτικότητα επί τοις εκατό κατά βάρος — Περιεκτικότητα επί τοις εκατό κατ' όγκο — Συγκέντρωση — Μοριακότητα — Γραμμομοριακότητα — Κανονικότητα — Γραμμοισοδύναμο — Μοριακά, ιοντικά διαλύματα.	
<i>'Ιόντα — 'Ηλεκτρολύτες — 'Ηλεκτρόλυση</i> .....	32 - 34
Θεωρία τής ηλεκτρολυτικής διάστασης του Arrhenius ή θεωρία των ιόντων — 'Ηλεκτρολύτες — 'Ηλεκτρόλυση — Μηχανισμός — 'Ορισμός.	
<i>Ταξινόμηση των χημικών ενώσεων</i> .....	34 - 38
'Οξέα — Γενικές ιδιότητες των όξέων — Βάσεις — Γενικές ιδιότητες των βάσεων — 'Αλατα — 'Οξειδία.	
<i>Δύναμη (ισχύ) όξέων καί βάσεων — PH</i> .....	38 - 41
Δύναμη όξέων καί βάσεων — Διάσταση του νερού PH (πέ-χά) — 'Εξουδετέρωση — 'Υδρόλυση.	
<i>Περιοδικό σύστημα των στοιχείων</i> .....	41 - 44
Ταξινόμηση των στοιχείων — Πίνακας του περιοδικού συστήματος — 'Ατομικός αριθμός — 'Ισότοπα.	
<i>Λιείωση τής Χημείας</i> .....	44
'Ανόργανη — 'Οργανική.	

## ΑΜΕΤΑΛΛΑ ΣΤΟΙΧΕΙΑ

Γενικά .....	45
'Οξυγόνο — 'Υδρογόνο .....	45 - 63
'Οξυγόνο — 'Όζο — Προβλήματα — 'Υδρογόνο — Νερό — 'Υπεροξείδιο του υδρογόνου — Προβλήματα.	
'Ομάδα των αλογόνων .....	63 - 71
Γενικά — Χλώριο — 'Υδροχλώριο ή υδροχλωρικό όξύ — Προβλήματα — Φθόριο — Βρώμιο — 'Ιώδιο.	
'Οξειδωση — 'Αναγωγή .....	71 - 73
'Οξειδωση — 'Αναγωγή — 'Οξειδοαναγωγή.	
'Ομάδα του όξυγόνου .....	73 - 84
Θείο — 'Υδρόθειο — Διοξείδιο του θείου — Τριοξείδιο του θείου — Θεϊκό όξύ — Προβλήματα.	
'Ομάδα του άζώτου .....	84 - 90
Γενικά — "Αζωτο — 'Ατμοσφαιρικός άέρας — Εύγενή άέρια.	

'Ενώσεις τοῦ ἀζώτου . . . . .	90 - 102
'Αμμωνία — 'Οξειδία τοῦ ἀζώτου — Νιτρικό δξύ — Προβλήματα — Φωσφόρος — Σπίρτα — 'Οξειδία τοῦ φωσφόρου — 'Οξεία τοῦ φωσφόρου — Φωσφορικό δξύ — Φωσφορικά ἄλατα — 'Αρσενικό — 'Αντιμόνιο — Βισμούθιο.	
'Ομάδα τοῦ ἄνθρακα . . . . .	102 - 116
"Ανθρακας — Μονοξειδίο τοῦ ἄνθρακα — Διοξειδίο τοῦ ἄνθρακα — 'Ανθρακικό δξύ — Προβλήματα — Πυρίτιο — Διοξειδίο τοῦ πυριτίου — Γυαλί — Βόριο — Βόρκαας.	

## ΜΕΤΑΛΛΑ

Γενικές ιδιότητες τῶν μετάλλων . . . . .	117 - 118
Διάκριση μετάλλων καί ἀμετάλλων — Φυσικές ιδιότητες — Μηχανικές ιδιότητες — Χημικές ιδιότητες.	
Κράματα — 'Εξαγωγή τῶν μετάλλων . . . . .	118 - 119
Κράματα — Μεταλλεύματα — Μεταλλουργία.	
'Ομάδα τῶν ἀλκαλιῶν . . . . .	119 - 125
Νάτριο — 'Υπεροξειδίο τοῦ νατρίου — 'Υδροξειδίο τοῦ νατρίου — Χλωριοῦχο νάτριο — 'Ανθρακικό νάτριο — "Οξίνο ἀνθρακικό νάτριο — Νιτρικό νάτριο — Κάλιο — 'Υδροξειδίο τοῦ καλίου — 'Ανθρακικό κάλιο — Νιτρικό κάλιο — Μαύρη πυρίτιδα — Χλωρικό κάλιο.	
'Ομάδα τῶν ἀλκαλιῶν γαιῶν . . . . .	125 - 131
Μαγνήσιο — 'Οξειδίο τοῦ μαγνησίου — Θεϊκό μαγνήσιο — 'Ανθρακικό μαγνήσιο — 'Ασβέστιο — 'Υδροξειδίο τοῦ ἀσβεστίου — Κονιάματα — 'Ανθρακικό ἀσβέστιο — Θεϊκό ἀσβέστιο — Χλωριοῦχο ἀσβέστιο — Χλωράσβεστος — Προβλήματα.	
'Αργίλιο — Ψευδάργυρος . . . . .	131 - 136
'Αργίλιο — Στυπτηρίες — "Αργίλος — Κεραμευτική — Ψευδάργυρος — 'Οξειδίο τοῦ ψευδαργύρου — Θεϊκός ψευδάργυρος.	
Σίδηρος — Νικέλιο — Κοβάλτιο . . . . .	136 - 143
Σίδηρος — Προβλήματα — Νικέλιο — Κοβάλτιο.	
Χρῶμιο — Μαγγάνιο . . . . .	143 - 144
Χρῶμιο — Διχρωμικό κάλιο — Μαγγάνιο — 'Ενώσεις τοῦ μαγγανίου.	
Μόλυβδος — Κασσίτερος . . . . .	145 - 148
Μόλυβδος — 'Ενώσεις τοῦ μολύβδου (λιθάργυρος — μίνιο — διοξειδίο τοῦ μολύβδου — στουπέτσι) — Κασσίτερος.	
Χαλκός — 'Υδράργυρος — "Αργυρος . . . . .	148 - 154
Χαλκός — Θεϊκός χαλκός — 'Υδράργυρος — 'Ενώσεις τοῦ ὑδραργύρου (καλομέλας — ἄχνη ὑδραργύρου) — "Αργυρος — 'Ενώσεις τοῦ ἀργύρου — Προβλήματα.	

Χρυσός — Λευκόχρυσος .....	154 - 157
Χρυσός — Λευκόχρυσος.	

### ΡΑΔΙΕΝΕΡΓΕΙΑ

Ραδιενέργεια — Ἀκτινοβολία τῶν ραδιενεργῶν στοιχείων — Μεταστοιχείωση — Τεχνητὴ μεταστοιχείωση.	158 - 159
Διάσπαση — Σχάση — Σύντηξη τῶν ἀτόμων — Ἀτομικὴ καὶ πυρηνικὴ ἐνέργεια .....	160 - 161
Διάσπαση — Σχάση τῶν ἀτόμων — Ἀτομικὴ ἐνέργεια — Σύντηξη τῶν ἀτόμων — Θερμοπυρηνικὴ ἐνέργεια.	
Ράδιο — Οὐράνιο — Ὑπερουράνια στοιχεῖα .....	161 - 163
Ράδιο — Οὐράνιο — Ὑπερουράνια στοιχεῖα.	

### ΤΥΠΟΙ ΤΗΣ ΦΥΣΙΚΗΣ ΚΑΙ ΕΝΝΟΙΕΣ ΤΗΣ ΧΗΜΕΙΑΣ ΧΡΗΣΙΜΕΣ ΓΙΑ ΤΗ ΛΥΣΗ ΤΩΝ ΠΡΟΒΛΗΜΑΤΩΝ ΤΗΣ ΧΗΜΕΙΑΣ

Σχέση ὄγκου, πίεσης καὶ θερμοκρασίας τῶν ἀερίων — Μερικὲς ἐννοιες τῆς Χημείας — Σχέση μοριακοῦ βάρους καὶ σχετικῆς μετὸν ἀέρα πυκνότητος ἑνὸς ἀερίου — Τρόπος τῆς λύσεως τῶν προβλημάτων τῆς Χημείας.	164 - 167
Βιογραφίαι τῶν μεγάλων ἐπιστημόνων ποὺ συντέλεσαν στὴν πρόοδο τῆς Χημείας. ....	168 - 170
Ἀλφαβητικὸ εὐρετήριον .....	171 - 175
Πίνακας περιεχομένων .....	177 - 180

---

ΕΞΩΦΥΛΛΟ : ΤΑΣΟΥ ΧΑΤΖΗ

Υπόμνημα...  
Αριθμός...

ΠΑΡΕΧΟΜΕΝΑ

Εισαγωγή...	175
Κεφάλαιο I...	176
Κεφάλαιο II...	177
Κεφάλαιο III...	178
Κεφάλαιο IV...	179
Κεφάλαιο V...	180
Κεφάλαιο VI...	181
Κεφάλαιο VII...	182
Κεφάλαιο VIII...	183
Κεφάλαιο IX...	184
Κεφάλαιο X...	185
Κεφάλαιο XI...	186
Κεφάλαιο XII...	187
Κεφάλαιο XIII...	188
Κεφάλαιο XIV...	189
Κεφάλαιο XV...	190
Κεφάλαιο XVI...	191
Κεφάλαιο XVII...	192
Κεφάλαιο XVIII...	193
Κεφάλαιο XIX...	194
Κεφάλαιο XX...	195
Κεφάλαιο XXI...	196
Κεφάλαιο XXII...	197
Κεφάλαιο XXIII...	198
Κεφάλαιο XXIV...	199
Κεφάλαιο XXV...	200

ΕΥΡΗΜΕΝΑ ΤΑ ΕΠΙΣΤΗΜΟΝΙΚΑ ΚΑΙ ΕΚΠΑΙΔΕΥΤΙΚΑ  
ΚΑΡΤΕΛΑ ΤΩΝ ΕΠΙΣΤΗΜΟΝΙΚΩΝ ΚΑΙ ΕΚΠΑΙΔΕΥΤΙΚΩΝ  
ΤΩΝ ΕΠΙΣΤΗΜΟΝΙΚΩΝ ΚΑΙ ΕΚΠΑΙΔΕΥΤΙΚΩΝ

Εισαγωγή...	201
Κεφάλαιο I...	202
Κεφάλαιο II...	203
Κεφάλαιο III...	204
Κεφάλαιο IV...	205
Κεφάλαιο V...	206
Κεφάλαιο VI...	207
Κεφάλαιο VII...	208
Κεφάλαιο VIII...	209
Κεφάλαιο IX...	210
Κεφάλαιο X...	211
Κεφάλαιο XI...	212
Κεφάλαιο XII...	213
Κεφάλαιο XIII...	214
Κεφάλαιο XIV...	215
Κεφάλαιο XV...	216
Κεφάλαιο XVI...	217
Κεφάλαιο XVII...	218
Κεφάλαιο XVIII...	219
Κεφάλαιο XIX...	220
Κεφάλαιο XX...	221
Κεφάλαιο XXI...	222
Κεφάλαιο XXII...	223
Κεφάλαιο XXIII...	224
Κεφάλαιο XXIV...	225
Κεφάλαιο XXV...	226
Κεφάλαιο XXVI...	227
Κεφάλαιο XXVII...	228
Κεφάλαιο XXVIII...	229
Κεφάλαιο XXIX...	230
Κεφάλαιο XXX...	231
Κεφάλαιο XXXI...	232
Κεφάλαιο XXXII...	233
Κεφάλαιο XXXIII...	234
Κεφάλαιο XXXIV...	235
Κεφάλαιο XXXV...	236
Κεφάλαιο XXXVI...	237
Κεφάλαιο XXXVII...	238
Κεφάλαιο XXXVIII...	239
Κεφάλαιο XXXIX...	240
Κεφάλαιο XXXX...	241
Κεφάλαιο XXXXI...	242
Κεφάλαιο XXXXII...	243
Κεφάλαιο XXXXIII...	244
Κεφάλαιο XXXXIV...	245
Κεφάλαιο XXXXV...	246
Κεφάλαιο XXXXVI...	247
Κεφάλαιο XXXXVII...	248
Κεφάλαιο XXXXVIII...	249
Κεφάλαιο XXXXIX...	250
Κεφάλαιο XXXXX...	251

ΕΠΙΣΤΗΜΟΝΟΝ ΚΑΙ ΕΚΠΑΙΔΕΥΤΩΝ

ΕΠΙΣΤΗΜΟΝΟΝ ΚΑΙ ΕΚΠΑΙΔΕΥΤΩΝ

ΕΚΔΟΣΗ ΙΣΤ΄, 1977 (ΙΧ) — ΑΝΤΙΤ. 490.000 — ΣΥΜΒΑΣΗ: 2863/16-5-77

---

ΣΤΟΙΧΕΙΟΘΕΣΙΑ - ΕΚΤΥΠΩΣΗ - ΒΙΒΛΙΟΔΕΣΙΑ :  
«ΑΤΛΑΝΤΙΣ - Μ. ΠΕΧΛΙΒΑΝΙΔΗΣ & ΣΙΑ» Α.Ε.



