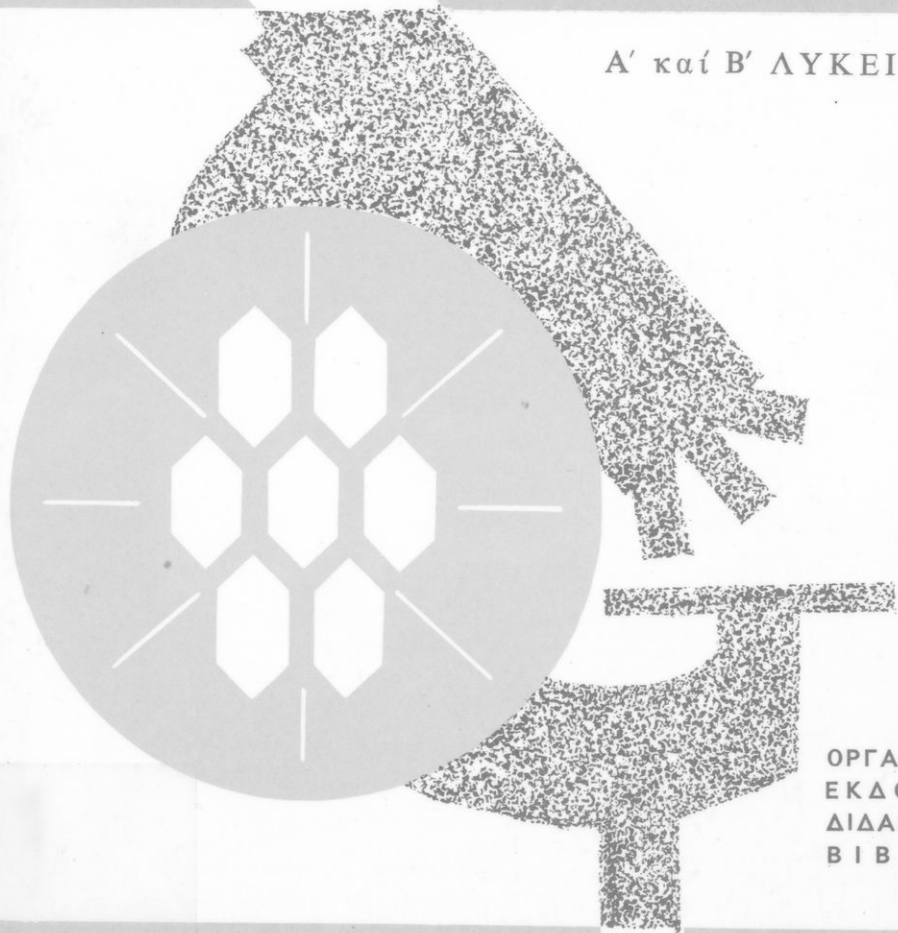


ΛΕΩΝΙΔΑ ΣΠ. ΛΙΩΚΗ

# ΑΝΟΡΓΑΝΗ ΧΗΜΕΙΑ

Α' καί Β' ΛΥΚΕΙΟΥ



ΟΡΓΑΝΙΣΜΟΣ  
ΕΚΔΟΣΕΩΣ  
ΔΙΔΑΚΤΙΚΩΝ  
ΒΙΒΛΙΩΝ





ΛΕΩΝΙΔΑ Σ. ΠΑΙΩΚΗ  
ΔΙΔΑΚΤΟΥΡΟΣ ΤΗΣ ΒΑΣΙΚΗΣ ΧΗΜΕΙΑΣ  
Διεύθυνση: Εργαστήριο Πείραμα Χημείας

# ΑΝΟΡΓΑΝΗ ΧΗΜΕΙΑ

## ΑΝΟΡΓΑΝΗΣ ΧΗΜΕΙΑΣ

Α΄ ΚΑΙ Β΄ ΛΥΚΕΙΟΥ

Το βιβλίο αποτελείται από τρεις μέρη: Α) Θεωρητική Χημεία, Β) Πειράματα Χημείας, Γ) Λύσεις Ασκήσεων. Η έκδοση είναι η πρώτη. Η τιμή του βιβλίου είναι 8,70 ευρώ.

17548

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

---

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

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

## ΣΤΟΙΧΕΙΑ

# ΑΝΟΡΓΑΝΗΣ ΧΗΜΕΙΑΣ

Α' ΚΑΙ Β' ΛΥΚΕΙΟΥ

ΟΡΓΑΝΙΣΜΟΣ ΕΚΔΟΣΕΩΣ ΔΙΔΑΚΤΙΚΩΝ ΒΙΒΛΙΩΝ

ΑΘΗΝΑ 1978

ΛΕΩΝΙΔΑ ΣΠ. ΛΙΩΚΗ  
ΔΙΔΑΚΤΟΡΟΣ ΤΩΝ ΦΥΣΙΚΩΝ ΕΠΙΣΤΗΜΩΝ  
π. Διεύθυνση της Εκπαίδευσης Ηρακλείου 2007

ΣΤΟΙΧΕΙΑ  
ΑΝΟΡΤΑΝΗΣ ΧΗΜΕΙΑΣ

Α' ΚΑΙ Β' ΛΥΚΕΙΩΝ

ΕΛΛΗΝΙΚΗ ΔΗΜΟΚΡΑΤΙΑ  
ΥΠΟΥΡΓΕΙΟ ΠΑΙΔΕΙΑΣ, ΕΡΕΥΝΑΣ ΚΑΙ ΘΡΗΣΚΕΥΜΑΤΩΝ  
ΙΝΣΤΙΤΟΥΤΟ ΤΕΧΝΟΛΟΓΙΑΣ ΥΠΟΛΟΓΙΣΤΩΝ ΚΑΙ ΕΚΔΟΣΕΩΝ ΔΙΑΔΙΚΤΥΚΩΝ ΒΙΒΛΙΩΝ  
ΑΘΗΝΑ 1978

# ΕΙΣΑΓΩΓΗ

## ΥΛΗ — ΕΝΕΡΓΕΙΑ — ΦΑΙΝΟΜΕΝΑ

**Φύση — 'Υλη — 'Ενέργεια.** Τά σώματα πού εἶναι ὀλόγουρά μας καθώς κι οἱ διάφορες μεταβολές τους, ἀποτελοῦν ἕνα σύνολο πού λέγεται φύση.

Ἡ οὐσία τῶν σωμάτων γενικά λέγεται ὕλη ἐνῶ ἡ αἰτία πού προκαλεῖ τίς μεταβολές ἢ τίς ἀλλοιώσεις τους, ὀφείλεται στίς μετατροπές ἑνός φυσικοῦ μεγέθους, πού ὀνομάζεται ἐνέργεια. Κύρια χαρακτηριστικά τῆς ὕλης εἶναι ὁ ὄγκος, ἡ μάζα καί τό βάρος, καί τῆς ἐνέργειας ἡ ἱκανότητα γιά τήν παραγωγή ἔργου.

**Φαινόμενα.** Φαινόμενα στήν ἐπιστημονική γλώσσα, λέγονται οἱ μεταβολές τῶν σωμάτων πού προκαλοῦνται μέ τήν ἐπίδραση διάφορων αἰτίων. Ἐτσι ἡ πτώση μιᾶς πέτρας, ὁ βρασμός τοῦ νεροῦ, ἡ μαγνήτιση τοῦ σιδήρου, τό κάψιμο τοῦ ξύλου εἶναι διάφορα φαινόμενα.

Ἀπό αὐτά μερικά ἔχουν παροδικό χαρακτήρα χωρίς νά προκαλοῦν καμιά ριζική καί μόνιμη ἀλλοίωση τῆς ὕλης. Τέτοια φαινόμενα εἶναι : ἡ μεταβολή τοῦ νεροῦ σέ πάγο ἢ ὕδρατους, γιατί μέ τή θέρμανση τοῦ πάγου ἢ τήν ψύξη τῶν ὕδρατων, ξαναγυρίζει τό νερό στήν προηγούμενη του κατάσταση ἢ διάλυση τοῦ ἀλατιοῦ στό νερό, γιατί μέ τή ἐξάτμιση τοῦ νεροῦ, ξαναπαίρνουμε τό ἀλάτι κτλ. Αὐτά τά φαινόμενα λέγονται φυσικά φαινόμενα καί τά ἐξετάζει ἡ ἐπιστήμη πού λέγεται Φυσική.

Ἄλλα ὅμως φαινόμενα καταλήγουν σέ μόνιμο ἀποτέλεσμα, γιατί προκαλοῦν ριζική μεταβολή στά σώματα κι ἔτσι αὐτά μεταβάλλονται σ' ἄλλα ὀλότελα διαφορετικά. Τέτοια φαινόμενα εἶναι : τό κάψιμο τοῦ ξύλου, πού μᾶς δίνει διάφορα ἀέρια κι ἕνα ποσό ἀπό στάχτη πού ἀπό αὐτά εἶναι ἀδύνατο νά ξαναπαίρνουμε τό ξύλο ἢ μετατροπή τοῦ μούστου σέ κρασί καί τοῦ κρασιοῦ σέ ξίδι κτλ. Αὐτά τά φαινόμενα λέγονται χημικά φαινόμενα καί ἡ ἐπιστήμη πού τά ἐξετάζει ὀνομάζεται Χημεία.

**Ἰδιότητες.** Ὅταν συγκρίνουμε τά διάφορα σώματα μεταξύ τους, π.χ. τό ἀλάτι, τό θειάφι, τή ζάχαρη, τό νερό, τό φωταέριο κτλ. παρατηροῦμε πώς διαφέρουν στή φυσική κατάσταση, στό χροῶμα, στή γεύση κτλ. Ἀπό τ' ἄλλο μέρος γνωρίζουμε πώς ὅλα τά σώματα ἔχουν βάρος κι ὅταν τά θερμαίνουμε διαστελλονται. Ἡ φυσική κατάσταση τῶν 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 οί διάφοροι τρόποι πού μ' αὐτούς παρουσιάζονται στίς αἰσθήσεις μας καί τά ἀντιλαμβανόμεστε, λέγονται **ιδιότητες τῶν σωμάτων**. Ἀπ' αὐτές ἄλλες εἶναι κοινές σ' ὅλα τά σώματα χωρίς ἐξαιρέση, ὅπως τό βάρος καί ή διαστολή καί λέγονται **Γενικές ιδιότητες τῶν σωμάτων** καί ἄλλες, ὅπως ή φυσική κατάσταση, τό χρώμα, ή όσμή, ή γεύση, ή πυκνότητα, διαφέρουν ἀπό τό ἓνα σῶμα σ' ἄλλο καί ὀνομάζονται **Χαρακτηριστικές ιδιότητες τῶν σωμάτων**. Οἱ χαρακτηριστικές ιδιότητες λέγονται καί **Φυσικές ιδιότητες** ὅταν οἱ μεταβολές τους δέν ἀλλοιώνουν τή σύσταση τῶν σωμάτων καί **Χημικές ιδιότητες** ὅταν προκαλοῦν ριζική μεταβολή στή σύσταση τῶν σωμάτων ὅπως εἶναι ή καύση κ.ά.

**Σκοπός τῆς Χημείας.** Χημεία εἶναι ή ἐπιστήμη πού ἀσχολεῖται μέ τήν ὕλη τῶν διάφορων σωμάτων καί ἐξετάζει τή σύστασή της, τίς ιδιότητές της καί τίς ριζικές μεταβολές (τά χημικά φαινόμενα) πού παθαίνει κάτω ἀπό τήν ἐπίδραση τῶν διάφορων αἰτίων. Ἀκόμη ἐξετάζει τόν τρόπο τῆς παρασκευῆς τῶν διάφορων σωμάτων καί τίς πρακτικές ἐφαρμογές τους.

## ΑΠΛΑ ΣΩΜΑΤΑ ἢ ΣΤΟΙΧΕΙΑ

Ἀπό τό πλῆθος τῶν ὑλικῶν σωμάτων πού βρίσκονται γύρω μας, ὑπάρχουν μερικά πού μέ κανένα τρόπο φυσικό ἢ χημικό δέν ἔγινε δυνατό νά ἀποσυντεθοῦν σ' ἄλλα πιό ἀπλά συστατικά. Τά σώματα αὐτά λέγονται **ἀπλά σώματα ἢ στοιχεία**.

Τά στοιχεία εἶναι σχετικά πολὺ λίγα, ἕκατό περίπου, καί διαιροῦνται σέ δύο μεγάλες κατηγορίες, τά **μέταλλα** καί τά **ἀμέταλλα**. Τά μέταλλα εἶναι στερεά σώματα ἐκτός ἀπό τόν ὑδράργυρο, πού εἶναι ὑγρός στή συνηθισμένη θερμοκρασία. Ἐχουν κάποια ιδιαίτερη λάμψη σέ μιά πρόσφατη τομή πού τή λένε **μεταλλική**, εἶναι καλοί ἀγωγοί τῆς θερμότητας καί τοῦ ἤλεκτρισμοῦ, μποροῦν εὐκόλα νά γίνουν ἐλάσματα (λεπτά φύλλα) καί σύρματα καί ἔχουν τά πιό πολλά μεγάλη πυκνότητα. Τά ἀμέταλλα εἶναι σώματα ἀέρια ἢ στερεά ἐκτός ἀπό τό βρώμιο πού εἶναι ὑγρό στή συνηθισμένη πίεση καί θερμοκρασία, γενικά δέν ἔχουν μεταλλική λάμψη, εἶναι κακοί ἀγωγοί τῆς θερμότητας καί τοῦ ἤλεκτρισμοῦ, δέ γίνονται ἐλάσματα ἢ σύρματα καί ἔχουν 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 δυό στερεά στοιχεῖα πού τό πρῶτο εἶναι μέταλλο καί τό δεύτερο ἀμέταλλο.

Παίρουμε 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 (τῆκεται) εὐκόλα, 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 παίρουμε 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 καμιᾶ 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. θειοῦχου 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.ἄ.



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 τών σταθερών λόγων (Proust).** Βρέθηκε πειραματικά πώς για την παραγωγή νερού ένώνονται πάντοτε τά στοιχειά υδρογόνο και οξυγόνο σε αναλογία 2 μέρη βάρους υδρογόνου με 16 μέρη βάρους οξυγόνου· και γενικά εξακριβώθηκε πώς σε κάθε χημική ένωση υπάρχει πάντα σταθερή αναλογία βαρών τών στοιχείων που την αποτελούν. "Αν κατά τύχη ανακατευτούν τά στοιχειά σε διαφορετική αναλογία από αυτή που χρειάζεται, τότε τό στοιχείο που πήρε μέρος σε μεγαλύτερη ποσότητα μένει στό τέλος τής αντίδρασης ελεύθερο. 'Απ' αυτές τίς παρατηρήσεις συμπεραίνεται ο νόμος για τίς σταθερές αναλογίες βάρους που διατυπώθηκε από τό Γάλλο χημικό Proust έτσι : **«Οί λόγοι τών βαρών δυό ή περισσότερων στοιχείων που ένώνονται μεταξύ τους, για να σχηματίσουν όρισμένη χημική ένωση, είναι σταθεροί».** Έτσι κάθε ένωση με όποιοδήποτε τρόπο και αν παρασκευάστηκε, έχει πάντα την ίδια σύνθεση, π.χ. 18 γραμμ. καθαρό νερό, που τό πήραμε με απόσταξη φυσικού νερού, ή με καύση υδρογόνου στον αέρα ή στό οξυγόνο αποτελούνται πάντα από 2 γραμμ. υδρογόνου και 16 γραμμ. οξυγόνου.

**Νόμος τών άπλών πολλαπλασιών (Dalton).** Μερικές φορές δυό στοιχειά που ένώνονται μεταξύ τους, σχηματίζουν πίο πολλές από μία ένώσεις. Έτσι ο άνθρακας και τό οξυγόνο σχηματίζουν δυό ένώσεις : τό μονοξείδιο του άνθρακα και τό διοξείδιο του άνθρακα. Στο μονοξείδιο ένώνονται 12 γραμμ. άνθρακας με 16 γραμμ. οξυγόνο, και στό διοξείδιο ένώνονται 12 γραμμ. άνθρακας με 32 γραμμ. οξυγόνο. Βλέπουμε δηλαδή, πώς σ' αυτές τίς δυό ένώσεις για τό ίδιο βάρος του άνθρακα (12 γραμμ.) τά βάρη του οξυγόνου είναι 16 γραμμ. και 32 γραμμ., έχουν δηλαδή μεταξύ τους λόγο 1 : 2. 'Από τή μελέτη πολλών παρόμοιων παραδειγμάτων ο Άγγλος χημικός Dalton συμπέρανε τό νόμο τών άπλών πολλαπλασιών που διατυπώνεται έτσι : **«Όταν δυό στοιχειά ένώνονται για να σχηματίσουν διάφορες χημικές ένώσεις, τά βάρη του ενός στοιχείου που ένώνεται με τό ίδιο βάρος του άλλου στοιχείου έ-**

χουν σχέση άπλών άκεραίων πολλαπλασίων δηλαδή πάνε ύπως οι άριθμοί 1, 2, 3...».

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

1 όγκος ύδρογόνου + 1 όγκος χλωρίου δίνουν 2 όγκους ύδροχλωρίου (1 : 1 : 2)

2 όγκοι ύδρογόνου + 1 όγκος όξυγόνου δίνουν 2 όγκους ύδρατμών (2 : 1 : 2)

3 όγκοι ύδρογόνου + 1 όγκος άζώτου δίνουν 2 όγκους άμμωνίας (3 : 1 : 2)

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

## ΑΤΟΜΙΚΗ ΘΕΩΡΙΑ

**Άτομα.** Άπό τούς άρχαίους Έλληνες φιλόσοφους και ιδιαίτερα από τό Δημόκριτο, διατυπώθηκε ή υπόθεση πώς ή ύλη δέν είναι έπ' άπειρο διαιρετή αλλά άποτελείται από μικρότερα σωματία πού δέν μπορούν νά διαιρεθοϋν και πού γι' αύτό όνομάστηκαν άτομα. Τήν υπόθεση αύτή 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 διαιρεθοϋν 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. Έπάρχουν τόσα είδη άτόμων όσα είναι και τά στοιχεία.

**Μόρια.** "Όταν διαιρέσουμε τήν ὕλη μέ μηχανικά ἢ φυσικά μέσα φτάνουμε σέ μικρότερα κομματάκια —τά μόρια— πού ἀποτελοῦν τή μικρότερη μονάδα, πού ἔνα στοιχεῖο ἢ μιά 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 εὐγενή 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. Ἔτσι 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 ὁμοίομορφα, δηλαδή μέ τό ἴδιο ποσοστό. Ἄπ' 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 αὐτή θεωρήθηκε πολύ τολμηρή στήν ἀρχή, ἀποδείχτηκε ὅμως ἀργότερα, πώς ἔχει ἰσχύ νόμου. Ἄπό 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.

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

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

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

«**Άτομικό βάρος** ἑνός στοιχείου εἶναι ὁ ἀριθμὸς πού φανερώνει πόσες φορές εἶναι βαρύτερο τὸ ἄτομο αὐτοῦ τοῦ στοιχείου ἀπὸ τὸ 1)<sup>16</sup> τοῦ βάρους ἑνός ἀτόμου ὀξυγόνου» καὶ

«**Μοριακό βάρος** ἑνός στοιχείου ἢ μῆς χημικῆς ἔνωσης εἶναι ὁ ἀριθμὸς πού φανερώνει πόσες φορές τὸ μόριο τοῦ στοιχείου ἢ τῆς χημικῆς ἔνωσης εἶναι βαρύτερο ἀπὸ τὸ 1)<sup>16</sup> τοῦ βάρους ἑνός ἀτόμου ὀξυγόνου».

Μὲ αὐτὴ τὴ μονάδα σάν βάση τὸ ἀτομικὸ βάρος τοῦ ὕδρογόνου εἶναι ἴσο μὲ 1,008 καὶ τοῦ ὀξυγόνου ἴσο μὲ 16.

Τὰ ἀτομικὰ βάρη τῶν στοιχείων γράφονται στὸ σχετικὸ πῖνακα (σελ. 13).

Τελευταῖα, ἀντὶ γιὰ τοὺς ὄρους «**ἀτομικὸ καὶ μοριακὸ βάρος**», χρησιμοποιοῦνται οἱ ὄροι «**ἀτομικὴ καὶ μοριακὴ μάζα**». Ἡ μονάδα ἀτομικῆς μάζας συμβολίζεται μὲ 1u ἢ 1amu ἢ 1MAM καὶ εἶναι ἴση μὲ τὸ  $\frac{1}{12}$  τῆς μάζας τοῦ ἰσότοπου  $^{12}\text{C}$  τοῦ ἀνθρακα. Δηλαδή :

$1u = \frac{\text{μάζα 1 ἀτόμου } ^{12}\text{C}}{12}$ . Μὲ βάση τὸ ἰσότοπο  $^{12}\text{C}$  ἄρχισε ὁ προσδιο-

ρισμὸς τῶν ἀτομικῶν μαζῶν ἀπὸ τὸ 1961.

**Γραμμομόριο - Γραμμοάτομο.** Τὸ μοριακὸ βάρος καὶ τὸ ἀτομικὸ ὅταν ἐκφραστοῦν σὲ γραμμάρια δίνουν μονάδες μάζας χρήσιμες γιὰ τοὺς ὑπολογισμοὺς.

**Γραμμομόριο στοιχείου ἢ χημικῆς ἔνωσης** εἶναι ποσότητα τοῦ στοιχείου ἢ τῆς χημικῆς ἔνωσης σὲ ἀριθμὸ γραμμαρίων ἴσο μὲ τὸ μοριακὸ βάρος καὶ συμβολίζεται μὲ τὸ mol.

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

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

**Γραμμομοριακός ὄγκος.** Παρατηρήθηκε πὺς τὰ γραμμομόρια ὄλων τῶν στοιχείων, ἢ τῶν χημικῶν ἐνώσεων, στήν ἀέριο κατάσταση καὶ σὲ κανονικὲς συνθῆκες πίεσης καὶ θερμοκρασίας \* ἔχουν τὸν ἴδιον ὄγκο,

\* Πίεση 1At καὶ θερμοκρασία 0° C.

ΠΙΝΑΚΑΣ ΤΩΝ ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ (1959)

Α.Υ.Φ. αριθ.	ΣΤΟΙΧΕΙΟ	Σύμβολο	Ατομικό βάρος	Ατομ. αριθ. (Z)	Α.Υ.Φ. αριθ.	ΣΤΟΙΧΕΙΟ	Σύμβολο	Ατομικό βάρος	Ατομ. αριθ. (Z)
1	ΰζωτο	N	14,008	7	52	Μεντελέβιο	Mv	256	101
2	ΰνιοσταίνιο	E	254	99	53	Μολυβδαίνιο	Mo	95,95	42
3	ΰκτινίο	Ac	227	89	54	Μόλυβδος	Pb	207,21	82
4	ΰμερίκιο	Am	241	95	55	Μπερκέλιο	Bk	243	97
5	ΰανθρακας	C	12,01	6	56	Νάτριο	Na	22,997	11
6	ΰαντιμόνιο	Sb	121,76	51	57	Νέο	Ne	20,183	10
7	ΰργύλλιο	Al	26,97	13	58	Νεοδύμιο	Nd	144,27	60
8	ΰργό	Ag	39,944	18	59	Νεπτούνιο	Np	239	93
9	ΰργυρος	Ag	107,88	47	60	Νικέλιο	Ni	58,69	28
10	ΰρσενικό	As	74,91	33	61	Νομπέλιο	No	:	102
11	ΰσβέστιο	Ca	40,08	20	62	Ξένο	Xe	131,3	54
12	ΰστατίο	At	210	85	63	ΰολμιο	Ho	164,94	67
13	ΰφνιο	Hf	178,6	72	64	ΰξυγγόνο	O	16,000	8
14	ΰβανάδιο	V	50,95	23	65	ΰοσμιο	Os	190,2	76
15	ΰβάριο	Ba	137,36	56	66	ΰούράνιο	U	238,07	92
16	ΰβηρύλλιο	Be	9,02	4	67	ΰπαλλάδιο	Pd	105,7	46
17	ΰβισμούθιο	Bi	209,00	83	68	ΰπλουτώνιο	Pu	239	94
18	ΰβολφράμιο	W	183,92	74	69	ΰπολώνιο	Po	210	84
19	ΰβόριο	B	10,82	5	70	ΰπρασινούδμιο	Pr	140,92	59
20	ΰβρώμιο	Br	79,916	35	71	ΰπρομήθειο	Pm	147	61
21	ΰγαδολίνιο	Gd	156,9	64	72	ΰπρωτακτίνιο	Pa	231	91
22	ΰγάλλιο	Ga	69,72	31	73	ΰπυρίτιο	Si	28,06	14
23	ΰγερμάνιο	Ge	72,60	32	74	ΰράδιο	Ra	226,05	88
24	ΰδημήτριο	Ce	140,13	58	75	ΰραδόνιο	Rn	222	86
25	ΰδυσπρόσιο	Dy	162,46	66	76	ΰρήνιο	Re	186,31	75
26	ΰερβιο	Er	167,2	68	77	ΰρόδιο	Rh	102,91	45
27	ΰερώπιο	Eu	152,0	63	78	ΰρουβίδιο	Rb	85,48	37
28	ΰζιρκόνιο	Zr	91,22	40	79	ΰρουθίνιο	Ru	101,7	44
29	ΰήλιο	He	4,003	2	80	ΰσαμάριο	Sm	150,43	62
30	ΰάλλιο	Tl	204,39	81	81	ΰσελήνιο	Se	78,96	34
31	ΰεϊτο	S	32,066	16	82	ΰσίδηρος	Fe	55,85	26
32	ΰθόριο	Th	232,12	90	83	ΰσκάνδιο	Sc	45,10	21
33	ΰθούλιο	Tm	169,4	69	84	ΰστρόντιο	Sr	87,63	38
34	ΰνδιο	In	114,76	49	85	ΰταντάλιο	Ta	180,88	73
35	ΰιρίδιο	Ir	193,1	77	86	ΰτελλούριο	Te	127,61	52
36	ΰϊώδιο	J	126,92	53	87	ΰτέρβιο	Tb	159,2	65
37	ΰκάδμιο	Cd	112,41	48	88	ΰτεχνήτιο	Tc	99	43
38	ΰκάσιο	Cs	132,91	55	89	ΰτιτάνιο	Ti	47,90	22
39	ΰκάλιο	K	39,096	19	90	ΰυδράργυρος	Hg	200,61	80
40	ΰκαλιφόρνιο	Cf	244	98	91	ΰυδρογόνο	H	1,008	1
41	ΰκασσίτερος	Sn	118,70	50	92	ΰytterβιο	Yb	173,04	70
42	ΰκιούριο	Cm	242	96	93	ΰγττριο	Y	88,92	39
43	ΰκοβάλτιο	Co	58,94	27	94	ΰφέρμιο	Fm	255	100
44	ΰκολούμβιο	Cb	92,91	41	95	ΰφθόριο	F	19,00	9
45	ΰκρυπτό	Kr	83,7	36	96	ΰφράγγιο	Fr	223	87
46	ΰλανθάνιο	La	138,92	57	97	ΰφωσφόρος	P	30,98	15
47	ΰλευκόχρυσος	Pt	195,23	78	98	ΰχαλκός	Cu	63,54	29
48	ΰλίθιο	Li	6,94	3	99	ΰχλώριο	Cl	35,457	17
49	ΰλουτέτσιο	Lu	174,99	71	100	ΰχρυσός	Au	197,2	79
50	ΰμαγγάνιο	Mn	54,92	25	101	ΰχρώμιο	Cr	52,01	24
51	ΰμαγνήσιο	Mg	24,32	12	102	ΰψευδάργυρος	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 τού σώματος, από τή φυσική του κατάσταση κι από τίς έξωτερικές συνθήκες και αποτελεί μιá παγκόσμια σταθερά. Λέγεται αριθμός τού Avogadro ή σταθερά τού 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 τού στοιχείου αυτού 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 τού στοιχείου ή τῆς ένωσης.

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

Άς πούμε πώς τό μοριακό βάρος ενός άερίου είναι  $M$ · αυτό σημαίνει πώς 22,4 λίτρα τού άερίου αυτού σέ κανονικές συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας ζυγίζουν  $M$  γραμμάρια. Άλλά κάτω άπ' αυτές τίς συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας 22,4 λίτρα άέρα, ζυγίζουν  $22,4 \times 1,299 = 28,96$  γραμμάρια, άφοϋ ξέρουμε πώς 1 λίτρο άέρα ζυγίζει 1,299 γραμμάρια. Έπομένως ή σχετική πυκνότητα τού άερίου αυτού θά είναι

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

Μέ τούς τύπους αυτούς ύπολογίζουμε (κατά προσέγγιση) α) τή σχετική πυκνότητα ενός άερίου 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 να εξηγηθούν οι νόμοι τῆς Χημείας με τὴν ἄτομικὴ θεωρία καὶ τὸ νόμο τοῦ Avogadro, ὅπως παρακάτω :

**Νόμος τῆς ἀφθαρσίας τῆς ὕλης.** "Ὅταν γίνεται μιὰ ἀντίδραση ἀνάμεσα σὲ διάφορα σώματα, μόνο τὰ μόριά τους παθαίνουν μεταβολή, τὰ ἄτομα ὅμως τῶν μορίων αὐτῶν, μένουν ἄθικτα καὶ ξαναενώνονται γιὰ νὰ σχηματίσουν νέα μόρια διαφορετικὰ ἀπὸ τὰ ἀρχικά. Ἀφοῦ ὅμως τὰ ἄτομα ὅπως ὀρίστηκαν εἶναι ἀδιαίρετα καὶ ἀφθαρτα εἶναι φανερό πὼς τὸ ἄθροισμα τῶν ἀτόμων πού παίρνουν μέρος σὲ μιὰ ἀντίδραση θὰ εἶναι ἴσο με τὸ ἄθροισμα τῶν ἀτόμων τῶν προϊόντων τῆς ἀντίδρασης. Αὐτό, ἐξηγεῖ τὸ νόμο τῆς ἀφθαρσίας τῆς ὕλης.

**Νόμος τῶν σταθερῶν λόγων.** Ἀφοῦ οἱ διάφορες χημικὲς ἐνώσεις ἀποτελοῦνται ἀπὸ μόρια ὅμοια μεταξύ τους εἶναι φανερό πὼς οἱ ἀναλογίες τῶν βαρῶν τῶν στοιχείων, πού ἀποτελοῦν τὴν ἔνωση αὐτή, θὰ εἶναι οἱ ἴδιες με τίς ἀναλογίες τῶν βαρῶν τῶν ἀτόμων, πού ἀποτελοῦν ἓνα μόριό της. Κι ὅπως ξέρουμε τὰ βάρη τῶν ἀτόμων εἶναι ἀμετάβλητα. Ἔτσι, ἀφοῦ τὸ μόριο τοῦ νεροῦ ἀποτελεῖται ἀπὸ 2 ἄτομα ὕδρογόνου με ἄθροισμα ἄτομ. βαρ.  $1 + 1 = 2$  καὶ ἀπὸ 1 ἄτομο ὀξυγόνου με ἄτομ. βάρος 16 ὁ λόγος τῶν βαρῶν τῶν στοιχείων αὐτῶν θὰ εἶναι  $2 : 16$  ἢ  $1 : 8$  καὶ ἐπομένως τὸν ἴδιο λόγο θὰ ἔχουν καὶ τὰ βάρη ὕδρογόνου, καὶ ὀξυγόνου ὅποιασδήποτε ποσότητας νεροῦ, γιὰτὶ ἀποτελεῖται ἀπὸ ἀκέραιο ἀριθμὸ μορίων. Αὐτό λέει κι ὁ νόμος τῶν σταθερῶν λόγων.

**Νόμος τῶν ἀπλῶν πολλαπλασίων.** "Ὅταν πρόκειται νὰ συγκρίνουμε δύο χημικὲς ἐνώσεις πού ἀποτελοῦνται ἀπὸ τὰ ἴδια στοιχεῖα, π.χ. τὸ μονοξειδίου καὶ τὸ διοξειδίου τοῦ ἄνθρακα, φτάνει νὰ συγκρίνουμε τὰ μόριά τους. Τὸ μόριο τοῦ μονοξειδίου τοῦ ἄνθρακα, ἀποτελεῖται ἀπὸ ἓνα ἄτομο ἄνθρακα, πού ἔχει ἀτομικὸ βάρος 12 κι ἓνα ἄτομο ὀξυγόνου, πού ἔχει ἀτομικὸ βάρος 16. Γιὰ νὰ κάνουμε μιὰ ἄλλη ἔνωση ἀπ' αὐτὰ τὰ δύο στοιχεῖα, πού νὰ ἔχει περισσότερο ὀξυγόνο θὰ πρέπει νὰ πάρουμε τὸ λιγότερο ἓνα ἄτομο ἀκόμη ὀξυγόνο, ἀφοῦ τὰ ἄτομα δὲ διαιροῦνται. Ἡ πρόσθεση ὅμως ἑνὸς ἀτόμου ὀξυγόνου παραπάνω διπλασιάζει τὴν ἀναλογία αὐτοῦ τοῦ στοιχείου ἐνῶ ἡ ποσότητα τοῦ ἄνθρακα, μένει σταθερή. Ἔτσι οἱ ἀναλογίες ἄνθρακα καὶ ὀξυγόνου στὸ διοξειδίου τοῦ ἄνθρακα θὰ εἶναι  $12 : 32$  ἢ  $12 : 2 \times 16$ . Αὐτό ἀκριβῶς λέει κι ὁ νόμος τῶν ἀπλῶν πολλαπλασίων.



**Νόμος τῶν ἀερίων ὀγκῶν.** Σύμφωνα μ' αὐτό τὸ νόμο ὅταν ἀντιδρῶν ἀέρια στοιχεῖα καὶ σχηματίζου ἀέριο προϊόν, ἡ σχέση τῶν ὀγκῶν τους εἶναι ἀπλή κι ὁ ὀγκος τοῦ ἀερίου πού παράγεται εἶναι τὶς περισσότερες φορές διπλάσιος ἀπὸ τὸν ὀγκο τοῦ ἀερίου πού παίρνει μέρος στὴν ἀντίδραση, μὲ τὸ μικρότερο ὀγκο. Σύμφωνα μ' αὐτὰ ἔχουμε:

1 λίτρο ὑδρογόνου + 1 λίτρο χλωρίου = 2 λίτρα ὑδροχλωρίου

2 λίτρα ὑδρογόνου + 1 λίτρο ὀξυγόνου = 2 λίτρα ὕδατος

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

Ἄλλὰ σύμφωνα μὲ τὸ νόμο τοῦ Avogadro ἴσοι ὀγκοι ἀερίων ἔχουν τὸν ἴδιο ἀριθμὸ μορίων κι ἐπομένως ἡ σχέση τῶν μορίων τῶν παραπάνω σωμάτων θά εἶναι ἡ παρακάτω :

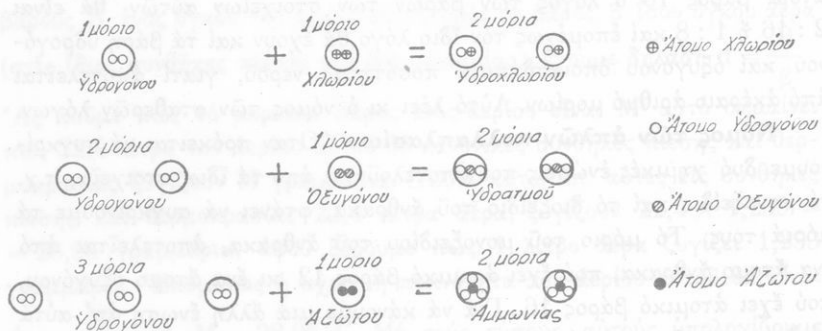
1 μόριο ὑδρογόνου + 1 μόριο χλωρίου = 2 μόρια ὑδροχλωρίου

2 μόρια ὑδρογόνου + 1 μόριο ὀξυγόνου = 2 μόρια ὕδατος

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

Ἀπὸ τὸ ἄλλο μέρος ξέρουμε πὼς τὰ στοιχεῖα, ὑδρογόνο, ὀξυγόνο, χλώριο, ἄζωτο εἶναι διάτομα, δηλαδή τὸ μόριό τους ἀποτελεῖται ἀπὸ δύο ἄτομα.

Μποροῦμε λοιπὸν νὰ παραστήσουμε γραφικὰ τὶς παραπάνω ἀντιδράσεις ἔτσι :



Ἀπὸ τὰ παραπάνω παραδείγματα εὐκόλα φαίνεται ἡ ἀπλότητα στὶς σχέσεις τῶν ὀγκῶν τῶν ἀερίων στοιχείων πού ἀντιδρῶν καὶ τῶν ἀερίων πού σχηματίζονται ἀπὸ τὴν ἀντίδρασή τους. Ἀκόμη στὰ παραδείγματα αὐτὰ βλέπουμε, πὼς ὁ ἀριθμὸς τῶν ἀτόμων τῶν διάφορων στοιχείων εἶναι ὁ ἴδιος κι ὕστερα ἀπὸ τὴν ἀντίδραση καὶ καταλαβαίνουμε γιὰτὶ σὲ μερικές περιπτώσεις γίνεται συστολή τοῦ ὀγκο.



## ΧΗΜΙΚΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ

**Όρισμοί.** Τά διάφορα χημικά φαινόμενα λέγονται καί **χημικές αντιδράσεις** καί τά κυριώτερα είδη απ' αὐτές εἶναι : ἡ χημική σύνθεση, ἡ χημική ἀποσύνθεση καί ἡ χημική ἀντικατάσταση.

**Χημική σύνθεση** λέγεται ἡ χημική ἔνωση δύο ἢ περισσότερων στοιχείων ἢ χημικῶν ἐνώσεων γιά τό σχηματισμό νέου σύνθετου σώματος.

**Χημική ἀποσύνθεση** λέγεται ἡ διάσπαση μιᾶς χημικῆς ἔνωσης στά στοιχεῖα πού τήν ἀποτελοῦν, ἢ σέ πιά ἀπλές χημικές ἐνώσεις.

**Χημική ἀντικατάσταση** εἶναι τό χημικό φαινόμενο πού ἔνα στοιχεῖο παίρνει τή θέση ἑνός ἄλλου σέ μιά χημική ἔνωση.

Μιά χημική ἀντίδραση, ἀνάλογα μέ τίς συνθήκες, μπορεῖ νά γίνει σέ δύο ἀντίθετες διευθύνσεις. Ἔτσι τό ὑπεροξειδίο τοῦ Βαρίου στή θερμοκρασία τῶν  $750^{\circ}\text{C}$  διασπᾶται σέ ὀξειδίο τοῦ Βαρίου καί ὀξυγόνο καί ξανασχηματίζεται ἀπό τά προϊόντα τῆς διάσπασης στούς  $450^{\circ}\text{C}$ . Αὐτές οἱ ἀντιδράσεις λέγονται ἀμφίδρομες.

**Μέσα πού ἐπηρεάζουν τίς ἀντιδράσεις — Καταλύτες.** Γιά νά γίνει μιά χημική ἀντίδραση, μερικές φορές φτάνει μιά ἀπλή ἐπαφή τῶν σωμάτων, π.χ. τοῦ φωσφόρου μέ τό ἰώδιο. Πιο συχνά ὅμως πετυχαίνει μέ τήν αὔξηση τῆς θερμοκρασίας ἢ τῆς πίεσης, μέ τόν ἤλεκτρισμό ἢ μέ τό φῶς.

Πολλές φορές μιά ἀντίδραση γίνεται πιο εὐκόλα μέ τήν παρουσία ἑνός σώματος, σέ μικρή σχετικά ποσότητα, πού μέ τήν παρουσία του μεταβάλλει τήν ταχύτητα μιᾶς ἀντίδρασης, χωρίς τό ἴδιο νά παθαίνει καμιά μεταβολή, οὔτε στή μάζα του οὔτε στή σύστασή του. Τέτοια σώματα λέγονται **καταλύτες**.

## ΧΗΜΙΚΑ ΣΥΜΒΟΛΑ — ΧΗΜΙΚΟΙ ΤΥΠΟΙ

**Χημικά σύμβολα τῶν στοιχείων.** Κάθε στοιχεῖο παριστάνεται γραφικά μ' ἕνα σύμβολο, πού εἶναι ἢ τό ἀρχικό κεφαλαῖο γράμμα, ἀπό τό ὄνομά του στά Λατινικά ἢ μ' αὐτό καί τό δεύτερο ἢ μέ τό πρῶτο καί τό τρίτο μικρό γράμμα ἄν ὑπάρχουν κι ἄλλα στοιχεῖα πού ἀρχίζουν ἀπό τό ἴδιο ἀρχικό κεφαλαῖο γράμμα. Ἔτσι τό ὀξυγόνο (Oxygenium)

παριστάνεται με τό σύμβολο O, τό υδρογόνο (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 ασβέστιο (Calsium) με τό Ca, τό κάδμιο (Cadmium) με τό Cd κ.ο.κ. (βλ. σχετικό πίνακα σελ. 13).

Ύστερα 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 ακόμη 16 μέρη βάρους όξυγόνου.

Άν θέλουμε νά παραστήσουμε δυό ή περισσότερα άτομα ενός στοιχείου, γράφουμε μπροστά στο σύμβολο τόν αριθμό των ατόμων σαν συντελεστή π.χ. δυό άτομα υδρογόνου παριστάνονται γραφικά με 2H.

**Χημικοί τύποι.** Όπως τά στοιχεΐα παριστάνονται με σύμβολα, έτσι κι οι χημικές ενώσεις παριστάνονται με τούς χημικούς τύπους. Για νά γράψουμε τό χημικό τύπο μιās χημικής ένωσης, γράφουμε τό ένα κοντά στο άλλο τά σύμβολα των στοιχείων, που αποτελούν τό μόριο της, βάζοντας στο καθένα κι ένα δείκτη που γράφεται δεξιά από τό σύμβολο και κάτω και δείχνει τόν αριθμό των ατόμων του στοιχείου αυτού που βρίσκονται στο μόριο της χημικής ένωσης. Έτσι ό χημικός τύπος του νερού είναι  $H_2O$  γιατί τό μόριό του αποτελείται από δυό άτομα υδρογόνου και ένα άτομο όξυγόνου, της άμμωνίας  $NH_3$  κ.ο.κ. Άν θέλουμε νά παραστήσουμε τό μόριο ενός στοιχείου, γράφουμε τό σύμβολο του στοιχείου και δεξιά του και κάτω ένα δείκτη που δείχνει από πόσα άτομα αποτελείται 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,  $2O_2$  δυό μόρια όξυγόνου κ.ο.κ.

Ό χημικός τύπος ενός σώματος έχει συμφωνηθεί 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.

**Ύπολογισμός του μοριακού βάρους.** Άφου τό μόριο ενός σώματος αποτελείται από άτομα φτάνουμε στο συμπέρασμα πως τό μοριακό του βάρος θά είναι ίσο με τό άθροισμα των ατομικών βαρών των ατόμων που τό αποτελούν. Έπομένως για τόν ύπολογισμό των μορια-

κῶν βαρῶν τῶν ἀπλῶν ἢ σύνθετων σωμάτων, πρέπει νά ξέροουμε 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 ἀτομικό του βάρους 16. Ἐπομένως τό μοριακό του βάρους θά εἶναι  $16 \times 2 = 32$ . Ὁ μοριακός τύπος τοῦ χλωρικοῦ καλίου εἶναι  $KClO_3$ . Τά ἀτομικά βάρη τῶν στοιχείων πού τό ἀποτελοῦν εἶναι  $K = 39$ ,  $Cl = 35,5$ ,  $O = 16$ , ἐπομένως τό μοριακό του βάρους θά εἶναι  $39 + 35,5 + 16 \times 3 = 122,5$ .

**Ἵπολογισμός 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 ἀτομικά 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 βάρους εἶναι 122,5 πού βρήκαμε πύ πάνω, σκεφτόμαστε ἔτσι:

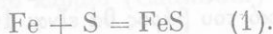
Στά 122,5 μ.β.  $KClO_3$  βρίσκονται 39 μ.β. K, 35,5 μ.β. Cl καί 48 μ.β. O. Στά 100 μ.β.  $KClO_3$  θά βρίσκονται ἀντίστοιχα  $X_1 X_2 X_3$  βάρη τῶν παραπάνω στοιχείων. Ἐπομένως θά ἔχουμε  $X_1 = \frac{39 \times 100}{122,5} = 31,8$  μ.β. K,  $X_2 = \frac{35,5 \times 100}{122,5} = 29$  μ.β. Cl καί  $X_3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

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

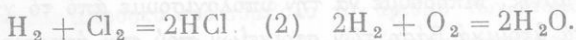
## ΧΗΜΙΚΕΣ ΕΞΙΣΩΣΕΙΣ

Καθώς τά στοιχεῖα παριστάνονται γραφικά μέ τά χημικά σύμβολα κι οἱ χημικές ἐνώσεις μέ τούς χημικούς τύπους ἔτσι κι 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. Ἐτσι ἡ παραγωγή τοῦ ὕδροχλωρίου ἀπό τά στοιχεῖα ὕδρογόνο καί χλώριο παριστάνεται μέ τήν ἐξίσωση:

$H + Cl = HCl$ . Ἡ παραγωγή τοῦ νεροῦ ἀπό τὰ στοιχεῖα ὑδρογόνο καὶ ὀξυγόνο μέ τήν ἐξίσωση:  $2H + O = H_2O$ . Καί ἡ παραγωγή τοῦ θειούχου σιδήρου ἀπό τὰ στοιχεῖα σίδηρο καὶ θειο μέ τήν ἐξίσωση:



Ἐπειδή ἡ μάζα τῶν στοιχείων, ὑδρογόνο, χλωριο, ὀξυγόνο, ἀποτελεῖται ἀπό μόρια πού τό καθένα πάλι ἀποτελεῖται ἀπό δύο ἄτομα, οἱ δύο πρῶτες ἐξισώσεις — ἐπειδή ἡ ἀντίδραση γίνεται μεταξύ τῶν μορίων τῶν στοιχείων κι ὄχι μεταξύ τῶν ἀτόμων — μέ μεγαλύτερη ἀκρίβεια, μποροῦν νά γραφοῦν ἔτσι:



Κάθε χημική ἐξίσωση, ἔχει συνάμα καί ποσοτική σημασία καί δείχνει καί τὰ βάρη τῶν σωμάτων πού παίρνουν μέρος στήν ἀντίδραση. Ἐτσι ἡ ἐξίσωση (1) φανερώνει πώς 56 γραμμ. σιδήρου ἐνώνονται μέ 32 γραμμ. θειοῦ γιά νά σχηματίσουν 88 γραμμ. θειούχου σιδήρου.

Ἄν τὰ σώματα πού ἀντιδροῦν εἶναι ἀέρια ἢ ἀτμοί ἢ χημική ἐξίσωση δείχνει καί τοὺς ὄγκους τους. Ἐτσι ἡ χημική ἐξίσωση (2) δείχνει ὅτι 1 ὄγκος ὑδρογόνου ἐνώνεται μ' ἓνα ὄγκο χλωρίου γιά τήν παραγωγή 2 ὄγκων ὑδροχλωρίου (βλέπε σελ. 16).

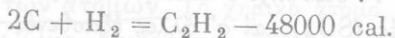
**Θερμοχημικές ἐξισώσεις.** Ὅταν γίνονται χημικές ἀντιδράσεις, ἔξωρα ἀπό τή μεταβολή τῆς ὕλης τῶν σωμάτων, συμβαίνει πάντα καί μεταβολή τῆς χημικῆς ἐνέργειας, πού κλείνεται μέσα σ' αὐτά, ἔτσι πού τὰ νέα σώματα πού παράγονται, εἶναι πιό φτωχά ἢ πιό πλούσια σ' ἐνέργεια.

Αὐτή ἡ διαφορά σέ ἐνέργεια τοῦ συστήματος, πρὶν ἀπό τήν ἀντίδραση καί μετά, γίνεται θερμότητα, πού μετριέται σέ **θερμίδες** (cal). Ἄν ἐλευθερώνεται ἐνέργεια οἱ ἀντιδράσεις λέγονται **ἐξώθερμες** κι ἡ παραγόμενη θερμότητα προστίθεται στό 2ο μέλος τῆς χημικῆς ἐξίσωσης· ἂν ἀπορροφᾶται ἐνέργεια οἱ ἀντιδράσεις λέγονται **ἐνδόθερμες** κι ἡ ἐνέργεια πού προσφέρεται ἀπ' ἔξω μέ τή μορφή τῆς θερμότητας ἀφαιρεῖται. Αὐτές οἱ ἀντιδράσεις παριστάνονται μέ ἰδιαιτερες ἐξισώσεις πού λέγονται **θερμοχημικές ἐξισώσεις**.

Ἡ σύνθεση τοῦ νεροῦ εἶναι μιά ἐξώθερμη ἀντίδραση καί σημειώνεται μέ τή θερμοχημική ἐξίσωση:



Ἐνάντιστα ἡ σύνθεσις τοῦ ἀκετυλενίου εἶναι ἐνδόθερμη ἀντίδρασις καί παριστάνεται ἀπὸ τῆς θερμοχημικῆς ἐξίσωσις:



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

## ΧΗΜΙΚΗ ΣΥΓΓΕΝΕΙΑ — ΣΘΕΝΟΣ — ΡΙΖΕΣ

**Χημικὴ συγγένεια.** Χημικὴ συγγένεια λέγεται ἡ ἐκλεκτικὴ τάσις, πού ἔχουν τὰ στοιχεῖα νὰ ἐνώνουνται μὲ ἄλλα στοιχεῖα, γιὰ νὰ σχηματίσῃν χημικὰς ἐνώσεις.

Ἀνάλογα μὲ τὴ ζωηρότητα πού ἐπιδρῶν τὸ ἓνα στοῦ ἄλλο, δίνουμε καὶ ὀρισμένες διαβαθμίσεις στὴ χημικὴ συγγένεια. Ἔτσι λέμε πὼς ὁ φωσφόρος ἔχει πῶς μεγάλη χημικὴ συγγένεια μὲ τὸ ἰώδιο, πού ἐνώνεται μαζί του μόλις ἔλθῃ σ' ἐπαφή μ' αὐτό, παρὰ μὲ τὸ θεῖο πού γιὰ νὰ ἐνωθεῖ χρειάζεται νὰ θερμανθεῖ. Ἄλλα πάλι στοιχεῖα δὲν ἐνώνουνται μὲ κανένα ἄλλο, γιὰτί 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 ἐνωθεῖ μὲ ἓνα ἄτομο τοῦ στοιχείου ἢ νὰ τὸ ἀντικαταστήσῃ.

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

Στὴν πρώτη, 1 ἄτομο χλωρίου ἐνώνεται μὲ 1 ἄτομο ὑδρογόνου, στὴ δεύτερη, 1 ἄτομο ὀξυγόνου ἐνώνεται μὲ 2 ἄτομα ὑδρογόνου, στὴ τρίτη, 1 ἄτομο ἀζώτου ἐνώνεται μὲ 3 ἄτομα ὑδρογόνου καὶ στὴν τέταρτη, 1 ἄτομο ἀνθρακα ἐνώνεται μὲ 4 ἄτομα ὑδρογόνου. Στὶς περιπτώσεις αὐτὰς λέμε πὼς τὸ χλώριο εἶναι μονοσθενές, τὸ ὀξυγόνο δισθενές, τὸ ἀζωτο τρισθενές καὶ ὁ ἀνθρακας τετρασθενής.

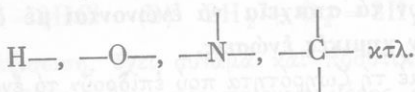
Ἄν κάποιον στοιχεῖο δὲν ἐνώνεται μὲ τὸ ὑδρογόνο, προσδιορίζουμε τὸ σθένος του ἀπὸ τὴν ἐνώσιν του μὲ ἄλλο στοιχεῖο πού εἶναι γνωστὸ τὸ σθένος του, π.χ. ἀπὸ τὸ χλώριο.

Τὸ σθένος δὲν εἶναι σταθερὴ καὶ ἀμετάβλητη ιδιότης τῶν στοι-

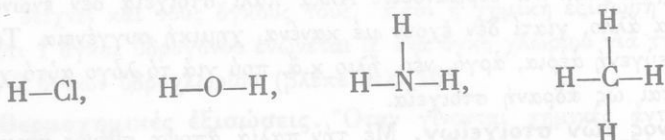
χείων. Πολλά στοιχεία στις διάφορες ενώσεις τους παρουσιάζονται με διαφορετικό σθένος. Τό θείο π.χ. σ' άλλες ενώσεις είναι δισθενές ( $H_2S$ ), σ' άλλες τετρασθενές ( $SO_2$ ) και σ' άλλες έξασθενές ( $SO_3$ ). Τό σθένος τών στοιχείων σημειώνεται με ρωμαϊκούς αριθμούς πού γράφονται συνήθως πάνω από τό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



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



Μέ βάση αυτή τή συμβολική παράσταση τοῦ σθένους τών στοιχείων, ό τρόπος τῆς σύνδεσης τών διάφορων ατόμων μέ άλλα, για να σχηματιστεί τό μόριο τῆς χημικῆς ένωσης, παριστάνεται έτσι :



Αυτοί οι χημικοί τύποι τών διάφορων χημικῶν ενώσεων λέγονται **συντακτικοί τύποι**. Αυτοί πού χρησιμοποιούνται πίο συχνά στην πράξη, λέγονται **μοριακοί τύποι** π.χ. για τήν άμμωνία ό τύπος  $NH_3$  είναι μο-

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

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

Οι ρίζες αυτές συμπεριφέρονται σαν ένα μόνο άτομο, έχουν δικό τους σθένος και πάρα πολύ σπάνια και για πολύ λίγο χρόνο μπορεί να βρεθούν σ' έλεύθερη κατάσταση. Οι πίο γνωστές ρίζες είναι τό υδροξύλιο  $OH$ , τό άμμώνιο  $NH_4$ , ή θειική  $SO_4$ , ή νιτρική  $NO_3$  και ή άνθρακική  $CO_3$ .

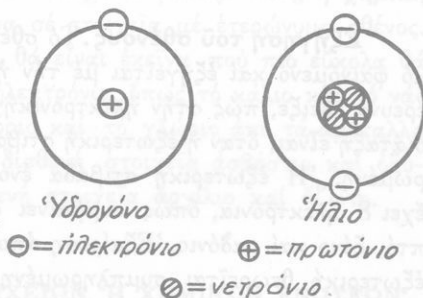
## ΕΣΩΤΕΡΙΚΗ ΚΑΤΑΣΚΕΥΗ ΤΩΝ ΑΤΟΜΩΝ

**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 κι 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 κι τά νετρόνια,

συγκολλημένα κατὰ κάποιον 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 ἐλλειπτικές τροχιές (στιβάδες), πού πιό ἀπλά τίς παραδεχόμεστε κυκλικές κι ὁμόκεντρες. Οἱ στιβάδες τό πιό πολύ εἶναι 7 κι χαρ-



Σχ. 1. Ἄτομα τῶν στοιχείων ὕδρογόνου κι ἡλίου.

κτηρίζονται 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, ἢ L πιό πολλά ἀπό 8, ἢ M πιό πολλά ἀπό 18. Οἱ στιβάδες πού ἀκολουθοῦν μποροῦν νά ἔχουν κι μεγαλύτερο ἀριθμό. Ἡ τελευταία πρὸς τά ἔξω στιβάδα κάθε ἀτόμου εἶναι ἢ πιό σημαντική, γιατί ἀπ' αὐτή ἐξαρτᾶται ἡ χημική συμπεριφορά τοῦ στοιχείου κι ὀνομάζεται κι στιβάδα σθένους.



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

**Σύσταση τῶν διάφορων 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 ἐδείξε, πὼς στήν ἠλεκτρονική δομὴ κάθε ἀτόμου, ἡ πιό σταθερὴ διάταξη εἶναι, ὅταν ἡ ἐξωτερικὴ στιβάδα τῶν ἠλεκτρονίων εἶναι συμπληρωμένη. Ἡ ἐξωτερικὴ στιβάδα ἐνὸς 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 ἐνὸς 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 αὐτό



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

Ἡ πρόσληψη ὅμως ἑνός ηλεκτρονίου ἀπό τό ἄτομο τοῦ χλωρίου, ἔχει ἀποτέλεσμα τή φόρτισή του μέ ένα στοιχειῶδες ἀρνητικό φορτίο, κι ἔτσι ἐνῶ 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 ὑδρογόνο, ἔχουν τήν τάση νά χάνουν ηλεκτρόνια καί νά γίνονται ηλεκτροθετικά ἰόντα, καί τό σθένος τους χαρακτηρίζεται θετικό. Τά ἀμέταλλα (ἐκτός ἀπό τό ὑδρογόνο) 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 ἕτεράνωμο σθένος. Τά πιό δραστικά ἀπό τά στοιχεῖα, θά εἶναι ἐκεῖνα πού πιό εύκολα θά μπορούῦν 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 Ἡ ΧΗΜΙΚΩΝ ΕΝΩΣΕΩΝ

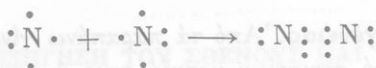
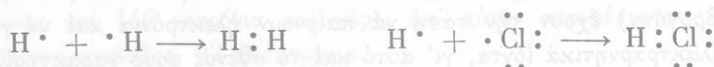
Γιά νά σχηματιστεῖ τό μόριο ἑνός στοιχείου ἢ μιᾶς χημικῆς ἔνωσης πρέπει τά ἄτομα τοῦ ἴδιου στοιχείου ἢ διαφορετικῶν νά ἔλθουν τό ένα κοντά στό ἄλλο καί νά συκρατηθοῦν μέ τό λεγόμενο **χημικό δεσμό**, πού εἶναι ὁ τρόπος πού συνενώνονται γιά νά αποκτήσουν σταθερή ηλεκτρονική δομή μέ ἐνεργειακές μεταβολές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

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

Τά άτομα πού πλησιάζουν ἔλκουν μέ τήν ἴδια δύναμη τά ἐξωτερικά τους ἠλεκτρόνια· τότε μπορεῖ νά σχηματιστοῦν ἓνα ἢ περισσότερα κοινά ζεύγη ἠλεκτρονίων μέ ἀμοιβαία συνεισφορά τῶν ἐξωτερικῶν ἠλεκτρονίων τῶν δυό ἀτόμων πού ἔτσι τό καθένα ἀποκτᾷ τή σταθερή ἠλεκτρονική του δομή.

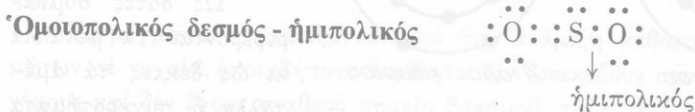
Ἐπιπλέον, ὁ δεσμός αὐτός πού τά συνδεόμενα άτομα συγκρατοῦνται μέ κοινά ζεύγη ἠλεκτρονίων ἀπό ἀμοιβαία συνεισφορά λέγεται ὁμοιοπολικός δεσμός.

Ἐπιπλέον, ὁμοιοπολικός δεσμός παρουσιάζεται στά μόρια τῶν πολυατομικῶν στοιχείων καί στίς χημικές ἐνώσεις μεταξύ ἀμετάλλων στοιχείων ὅπως :



Ἐπιπλέον, ὁ ὁμοιοπολικός δεσμός διακρίνεται σέ **μή πολικό, πολικό καί ἡμιπολικό**.

Ἐπιπλέον, ὅταν οἱ πυρήνες τῶν ἀτόμων πού συνδέονται ἔλκουν μέ τήν ἴδια δύναμη τό κοινό ζεύγος ἢ κατανομή τοῦ ἠλεκτρικοῦ φορτίου εἶναι συμμετρική καί ὁ δεσμός χαρακτηρίζεται **μή πολικός**. Αὐτό συμβαίνει στά μόρια τῶν στοιχείων πού τά άτομα τους εἶναι ὅμοια, π.χ. τό χλώριο, ἄζωτο κτλ. Ἐπιπλέον, ὅταν ἡ ἔλκτική δύναμη τῶν πυρήνων τῶν ἀτόμων πού συνδέονται στό κοινό ζεύγος εἶναι λίγο διαφορετική, τό κοινό ζεύγος μετατοπίζεται πρὸς τόν πυρήνα τοῦ ἀτόμου πού τό ἔλκει πιο πολύ μέ ἀποτέλεσμα τό άτομο αὐτό μέσα στό συνολικά οὐδέτερο μόριο νά παρουσιάζεται λίγο πιο ἀρνητικό ἀπό τό ἄλλο. Ἐπιπλέον, ὁ δεσμός τότε λέγεται **ὁμοιοπολικός - πολικός** καί παρουσιάζεται στά μόρια τῶν ἐνώσεων πού τά ἀτομά τους εἶναι διαφορετικά, π.χ. HCl, HBr κτλ. Ἐπιπλέον, ὅταν τό κοινό ζεύγος τῶν ἠλεκτρονίων τό δίνει μόνο τό ἓνα ἀπό τά δυό συνδεόμενα άτομα καί τό συγκρατοῦν καί τά δυό, ὁ ὁμοιοπολικός δεσμός λέγεται **ἡμιπολικός** καί τό άτομο πού τό δίνει γίνεται πιο θετικό ἀπό ἐκεῖνο πού τό δέχεται. Ἐπιπλέον, ἔτσι ἔχουμε π.χ.



Η δομική μονάδα όλων τών ενώσεων πού τά άτομα μεταξύ τους συνδέονται μέ όμοιοπολικό δεσμό είναι γιά όλες τίς καταστάσεις (στερεά, υγρή, αέρια) τό μόριο.

## 2) Έτεροπολικός ή ιοντικός δεσμός.

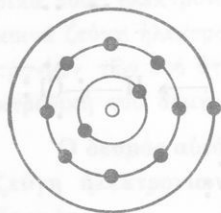
Όταν ή έλκτική επίδραση τών πυρήνων τών ατόμων πού πλησιάζουν στά έξωτερικά ήλεκτρόνια, είναι σημαντικά πολύ διαφορετική, τότε, προκαλείται μετακίνηση ενός, δύο ή τριών ήλεκτρονίων από τό ένα άτομο στό άλλο. Τά άτομα πού ή έλκτική τους δύναμη στά έξωτερικά τους ήλεκτρόνια είναι ασθενής δίνουν (δότες) ήλεκτρόνια τόσα ώσπου νά αποκτήσουν σταθερή ήλεκτρονική δομή, αλλά εξαιτίας τώρα του πλεονασμού τών πρωτονίων είναι φορτισμένα θετικά, γίνονται δηλαδή **θετικά ιόντα**. Έκείνα πού έλκουν ισχυρά τά έξωτερικά ήλεκτρόνια παίρνουν τά ήλεκτρόνια (δέκτες). Αποκοιούν έτσι πάλι σταθερή ήλεκτρονική δομή, αλλά πλεονάζουν τά άρνητικά φορτία και παρουσιάζονται άρνητικά φορτισμένα, δηλαδή γίνονται **άρνητικά ιόντα**.

Τά ιόντα πού σχηματίστηκαν έτσι έτερόνυμα ήλεκτρισμένα συγκρατούνται σέ όρισμένη απόσταση από δυνάμεις ήλεκτροστατικής φύσης (δυνάμεις Coulomb) κι έτσι σ' αυτή τήν περίπτωση δέ σχηματίζεται μόριο, δηλαδή συγκεκριμένο σωματίδιο, πού νά περιλαμβάνει τά συνδεδεμένα άτομα, αλλά στερεό σωμα πού περιέχει μεγάλο αριθμό αντίθετα φορτισμένων ιόντων σέ όρισμένη απόσταση μεταξύ τους. Ο δεσμός αυτός, πού τό ένα από τά συνδεδεμένα άτομα μεταβιβάζει ήλεκτρόνια στό άλλο, λέγεται **ετεροπολικός δεσμός** και έπειδή έχει σαν αποτέλεσμα τό σχηματισμό όχι μορίων αλλά ιόντων, πού συγκρατούνται σέ όρισμένη απόσταση μέσα στό σχηματιζόμενο στερεό σωμα, λέγεται και **ιοντικός**

**δεσμός.** Ἡ δομικὴ μονάδα ὄλων τῶν ἑτεροπολικῶν ἐνώσεων εἶναι τὰ

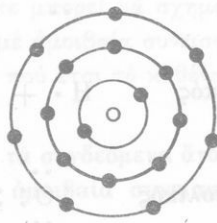
ἰόντα καὶ ὅλες οἱ ἑτεροπολικές ἐνώσεις εἶναι στερεές καὶ μάλιστα κρυσταλλικές στίς συνηθισμένες συνθήκες.

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



Ἄτομο νατρίου

Σχ. 2.

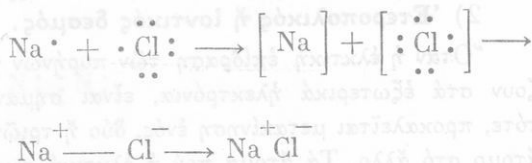


Ἄτομο χλωρίου

Σχ. 3.

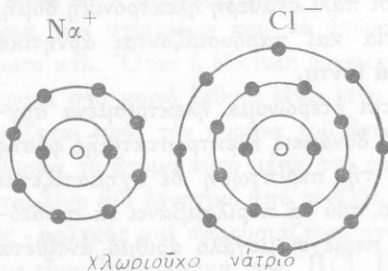
Οἱ βάσεις, τὰ ἄλατα, τὰ ὀξειδία μετάλλων εἶναι ἐνώσεις μὲ ἰοντικὸ δεσμό.

Ἑτεροπολικὸς δεσμός



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

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



χλωριούχο νάτριο

Σχ. 4.

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 στοιχειά 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 δυό ή περισσότερα καθορισμένα σώματα πού δέ διακρίνονται ούτε μέ γυμνό μάτι ούτε μέ μικροσκόπιο. Σ' αυτή 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 των συστατικών 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 ξεχωριστούν τά συστατικά ενός όμογενοϋς 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 στον όρό διακρίνονται τά αίμοσφαίρια 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 χωριστούν 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 σῶμα πού ἀποτελεῖται ἀπό δύο ἢ πῖο πολλά καθορισμένα σώματα λέγεται **διάλυμα**.

**Κατηγορίες διαλυμάτων.** Διακρίνονται :

1) Μὲ βάση τή φυσική τους κατάσταση στίς συνηθισμένες συνθη-  
κες: α) **Ἀέρια διαλύματα.** Π.χ. ἀτμοσφαιρικός ἀέρας.

β) **Στερεά διαλύματα.** Π.χ. τὰ κράματα τῶν μετάλλων ἢ ὁ Pt πού ἔχει τήν ἰκανότητα νά διαλύει τό ὕδρογόνο.

γ) **Υγρά διαλύματα.** Εἶναι τὰ πῖο συνηθισμένα καί μποροῦν νά σχηματιστοῦν ἀπό δύο ὑγρά (οἰνόπνευμα - νερό), ἀπό ἕνα ἀέριο κι ἕνα ὑγρό (ἀμμωνία - νερό) καί ἀπό ἕνα στερεό κι ἕνα ὑγρό (ζάχαρη - νερό).

**Διαλύτης - Διαλυτικό μέσο.** "Ὅταν ἕνα διάλυμα ἀποτελεῖται ἀπό δύο συστατικά, διαλυτικό μέσο ἢ διαλύτης θά χαρακτηριστεῖ αὐτό πού βρίσκεται στήν πῖο μεγάλη ἀναλογία, τό ἄλλο θά εἶναι τό διαλυμέ-  
νο σῶμα.

**Διαλυτότητα.** Ὀνομάζουμε διαλυτότητα ἑνός σώματος, τήν πῖο μεγάλη ποσότητά του πού μπορεῖ νά διαλυθεῖ σέ ὀρισμένη ποσότητα διαλύτη. Ἡ διαλυτότητα ἑνός σώματος ἐξαρτᾶται ἀπό διάφορους παρά-  
γοντες: θερμοκρασία, πίεση κτλ. κι ἐκφράζεται ἐπί τοῖς ἑκατό σέ ὄγκο, δηλ. σέ γραμμ. τοῦ διαλυμένου σώματος στά 100 cm<sup>3</sup> τοῦ διαλυτικοῦ μέσου σέ ὀρισμένες συνθήκες, ἢ ἐπί τοῖς ἑκατό κατά βάρος, δηλ. σέ γραμμ. τοῦ διαλυμένου σώματος στά 100 γραμμ. τοῦ διαλυτικοῦ μέσου.

Διακρίνονται ἀκόμα τὰ διαλύματα σέ **κορεσμένα** καί **ἀκόρεστα**.

**Κορεσμένο** λέγεται ἕνα διάλυμα σ' ὀρισμένη θερμοκρασία ὅταν περιέχει τόση ποσότητα διαλυμένου σώματος ὅση ὀρίζει ἡ διαλυτότη-  
τά του σ' αὐτή τή θερμοκρασία. Στήν περίπτωση πού ἡ ποσότητα εἶναι μικρότερη τό διάλυμα εἶναι ἀκόρεστο.

**Περιεκτικότητα — Συγκέντρωση τῶν ὑγρῶν διαλυμάτων.**

Ἡ **περιεκτικότητα** ἑνός διαλύματος δείχνει τήν ποσότητα τοῦ δια-  
λυμένου σώματος σέ ὀρισμένη ποσότητα διαλύματος καί ἐκφράζεται  
μέ τούς παρακάτω τρόπους :

1) **Περιεκτικότητα ἐπί τοῖς ἑκατό κατά βάρος (% κ.β.)** πού δεί-  
χνει τὰ γραμμ. τοῦ διαλυμένου σώματος στά 100 γραμμ. τοῦ διαλύ-  
ματος.

2) **Περιεκτικότητα ἐπί τοῖς ἑκατό κατ' ὄγκο (% κ.ὀ.)** πού δεί-  
χνει τὰ γραμμ. τοῦ διαλυμένου σώματος στά 100 cm<sup>3</sup> τοῦ διαλύματος.

Ἡ **Συγκέντρωση** ἑνός διαλύματος δείχνει τόν ἀριθμό τῶν γραμμο-

μορίων (mol), γραμμοϊσοδύναμων 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 (Molarity)**: δείχνει τόν αριθμό των γραμμομορίων (moles) του διαλυμένου σώματος στο 1 λίτρο ( $1000 \text{ cm}^3$ ) του διαλύματος. Έτσι διάλυμα  $0,2 \text{ M H}_2\text{SO}_4$  σημαίνει πώς στα  $1000 \text{ cm}^3$  του διαλύματος περιέχονται  $0,2 \text{ moles H}_2\text{SO}_4$ .

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

3) **Κανονικότητα διαλύματος N**. χρησιμοποιείται μόνο για τά υδατικά διαλύματα των ηλεκτρολυτών (όξέων, βάσεων, αλάτων) και δείχνει τόν αριθμό των γραμμοϊσοδύναμων της διαλυμένης ουσίας σε  $1$  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 των θετικών ιόντων (ή αρνητικών) επί τόν αριθμόν των φορτίων του καθενός που περιέχονται στο χημικό τύπο της ένωσης. Έτσι π.χ. τό γραμμοϊσοδύναμο του  $\text{HCl}$  είναι  $\frac{36,5}{1}$

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

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

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

της  $\text{Mg(OH)}_2 = \frac{58}{2 \cdot 1} = 29$  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. Αντί γι' αυτή τήν έννοια χρησιμοποιούμε τόν όρο τυπικό βάρος που βρίσκεται με τόν ίδιο τρόπο, δηλαδή με τήν πρόσθεση των ατομικών βαρών των στοιχείων της ένωσης.



Τό γραμμοϊσοδύναμο τοῦ ἄλατος  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  εἶναι  $\frac{142}{2 \cdot 1} = 71$  γραμμ.,

καί τοῦ  $\text{AlCl}_3$  εἶναι  $\frac{133,5}{3 \cdot 1} = 44,5$  γραμμ.

**Γραμμοῖόν** ἰοντικῆς ἔνωσης εἶναι μάζα τόσων γραμμαρίων ὅσο εἶναι τό ἄθροισμα τῶν ἀτομικῶν βαρῶν ὅλων τῶν ἀτόμων τοῦ ἰόντος· π.χ. γραμμοῖόν ὑδρογόνου H 1 γραμμ. καί γραμμοῖόν ὑδροξυλίου (OH) 17 γραμμ.

**Μοριακά - Ἴοντικά διαλύματα.** Μοριακό λέγεται τό διάλυμα πού τό διαλυμένο σῶμα βρίσκεται μέσα στό διαλυτικό μέσο μέ τή μορφή μορίων, π.χ. διάλυμα ζάχαρης σέ νερό. Ἴοντικό λέγεται τό διάλυμα πού τό διαλυμένο σῶμα βρίσκεται μέ τή μορφή ἰόντων, π.χ. διάλυμα  $\text{NaCl}$  στό νερό. Τά ἰοντικά διαλύματα λέγονται καί ἠλεκτρολυτικά.

### ΙΟΝΤΑ — ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΤΕΣ — ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΣΗ

**Θεωρία τῆς ἠλεκτρολυτικῆς διάστασης τοῦ Arrhenius ἢ θεωρία τῶν ἰόντων.** Ὁ Σουηδός χημικός Arrhenius διατύπωσε τό 1887 τή γνώμη, πού μετά ἐπιβεβαιώθηκε ἐντελῶς, πώς στά ἀραιά ὕδατικά διαλύματα τῶν ἠλεκτρολυτῶν (ὀξέων, βάσεων, ἀλάτων) τά πιό πολλά ἀπό τά μόρια τους ἤ καί ὅλα, διαχωρίζονται σέ δύο μέρη, πού λέγονται **ἰόντα** κι εἶναι ἠλεκτρικά φορτισμένα μέ ἴση κι ἀντίθετη ποσότητα ἠλεκτρισμοῦ.

Ἐτσι τό σύνολο εἶναι ἠλεκτρικά οὐδέτερο. Τά ἰόντα τά φορτισμένα μέ θετικό ἠλεκτρισμό λέγονται **κατιόντα** καί συμβολίζονται μέ τό (+) καί τά ἄλλα πού εἶναι φορτισμένα μέ ἀρνητικό ἠλεκτρισμό λέγονται **ἀνιόντα** καί συμβολίζονται μέ τό (-).

Ἐτσι σέ ἀραιό ὕδατικό διάλυμα χλωριούχου νατρίου  $\text{NaCl}$  τά μόρια του εἶναι διαχωρισμένα σέ κατιόντα νατρίου ( $\text{Na}^+$ ) καί ἀνιόντα ( $\text{Cl}^-$ ). Στό ὕδατικό διάλυμα τοῦ ὑδροχλωρικοῦ ὀξέος  $\text{HCl}$  τά μόρια του εἶναι διαχωρισμένα σέ κατιόντα ὑδρογόνου ( $\text{H}^+$ ) καί ἀνιόντα χλωρίου ( $\text{Cl}^-$ ) καί στό ὕδατικό διάλυμα τοῦ καυστικοῦ νατρίου  $\text{NaOH}$  τά μόρια του εἶναι διαχωρισμένα σέ κατιόντα νατρίου ( $\text{Na}^+$ ) καί ἀνιόντα ὑδροξυλίου ( $\text{OH}^-$ ).

Ὁ διαχωρισμός αὐτός τῶν μορίων τῶν ἠλεκτρολυτῶν, πού συμβαίνει ὅταν διαλυθοῦν μέσα στό νερό, λέγεται **ἠλεκτρολυτική διάσταση**.



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

**Ἡλεκτρολύτες** λέγονται τὰ ὀξέα, οἱ βάσεις καὶ τὰ ἅλατα, πού στὰ διαλύματά τους παρουσιάζεται διαχωρισμός τῶν μορίων τους σέ ἰόντα καὶ παρουσιάζουν ἠλεκτρικὴ ἀγωγιμότητα.

**Ἡλεκτρόλυση — Μηχανισμός Ὁρισμός.** Ὄταν 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 στὰ δύο ἠλεκτρόδια, προσανατολίζονται 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.

Ὄταν 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 ὑγροῦ. 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 ἠλεκτραρνητικά στοιχεῖα. Ἡ ἀποφόρτιση τῶν ἰόντων στὰ 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 ἢ πηγῆ, τὰ ἠλεκτρόδια καὶ ὁ ἠλεκτρολύτης. Ἀπό ὅλα αὐτά, καταλήγουμε στόν ὄρισμό τῆς ἠλεκτρόλυσης. Ἡλεκτρόλυση λέγεται ἢ ἀποσύνθεση τοῦ ἠλεκτρολύτη, πού πραγματοποιεῖται ὅταν μέσα σέ ὕδατικό διάλυμα ἢ τῆγμα του βυθιστοῦν δύο ἠλεκτρόδια ἀπό μιὰ πηγῆ 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

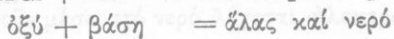
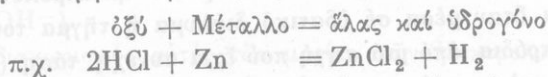
Οι πολυάριθμες χημικές ενώσεις των διάφορων στοιχείων ταξινομούνται σε ομάδες που έχουν κοινές ιδιότητες. Απ' αυτές τις ομάδες οι πιο σπουδαίες στην ανόργανη χημεία είναι τα οξέα, οι βάσεις, τα άλατα και τα οξείδια.

**ΟΞΕΑ.** Τα οξέα είναι ηλεκτρολύτες που σε υδατικό διάλυμα δίνουν κοινό συστατικό υδρογόνο, ως μοναδικό κατιόν, και άνιόν, 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 δέ 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 ήλιοτροπίου 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:



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 ὑδροξύλιο (OH) καί κατιόν κάποιο μέταλλο ἢ κάποια ἠλεκτροθετική ρίζα. Οἱ κοινές ιδιότητες τῶν βάσεων ὀφείλονται στή ρίζα ὑδροξύλιο, μόνο ὅταν ἡ ρίζα αὐτή παρουσιάζεται σάν ἀνιόν. Γιατί ὑπάρχουν καί ἐνώσεις πού ἔχουν τή ρίζα ὑδροξύλιο ἀλλά δέν εἶναι βάσεις ὅπως π.χ. ἡ μεθυλική ἀλκοόλη  $\text{CH}_3\text{OH}$ .

Τά ὀνόματα τῶν βάσεων σχηματίζονται ἀπό τή λέξη ὑδροξείδιο καί τό ὄνομα τοῦ περιεχομένου μετάλλου. Π.χ. ὑδροξείδιο νατρίου  $\text{NaOH}$ , ὑδροξείδιο 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 ἡλιοτροπίου πού ἔχει γίνει κόκκινο ἀπό ἓνα ὀξύ. Ἀκόμη κάνουν κόκκινο τό ἀχρωμο διάλυμα τῆς φαινοolphθαλεΐνης. 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**.

**ἈΛΑΤΑ.** 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 ὑδρογόνου τῶν ὀξέων, ἀπό κάποιο μέταλλο ἢ ἠλεκτροθετική ρίζα ἢ ἀπό τήν ἀντικατάσταση τοῦ ὑδροξυλίου μιᾶς βάσης, ἀπό ἀμέταλλο ἢ ἠλεκτραρνητική ρίζα.

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

Ο ὐ δ έ τ ε ρ α λέγονται τά ἄλατα πού δέν περιέχουν ὑδρογόνο στό μόριό τους, καί ὀξίνα ὅσα περιέχουν. Ἄν π.χ. στό θεϊκό ὀξύ  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ἀντικατασταθεῖ μόνο τό ἓνα ἀπό τά δύο ἄτομα ὑδρογόνου πού ἔχει στό μόριό του, μ' ἓνα 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 ὑδρογόνου τότε παίρνουμε τό

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

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

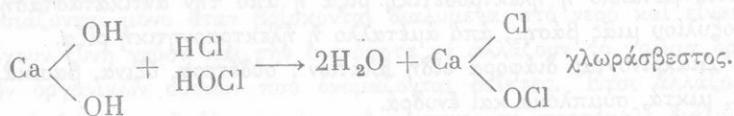
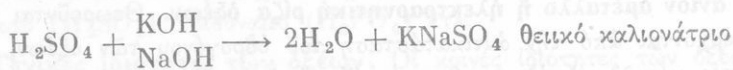
ρίζα —  $NO_3$  του νιτρικού όξέος γίνεται τό άλας  $Pb \begin{matrix} \swarrow NO_3 \\ \searrow OH \end{matrix}$  ή

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

Συνήθως τά διαλύματα των ουδέτερων αλάτων δέν έχουν καμιά επίδραση, ούτε στό κυανό βάμμα του ήλιοτροπίου 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**. Πιό 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 τήν συγχρυστάλλωση δυό άπλων αλάτων σέ όρισμένη αναλογία κι έχουν συνήθως κοινό άνιόν. Σπουδαία τάξη διπλών 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 τήν 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,

π.χ. Σύμπλοκο ίόν  $[Fe(CN)_6]^{-4}$ .

Σύμπλοκο άλας  $K_4[Fe(CN)_6]$  σιδηροκυανιοϋχο κάλιο.  
 Ένυδρα άλατα είναι τά άλατα πού όταν σχηματίζονται οί κρύσταλλοί τους παίρνουν κι όρισμένο αριθμό μορίων νερού, π.χ. ένυδρος θειικός χαλκός  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ . Τό νερό αυτό λέγεται κρυσταλλικό και μπορεί νά απομακρυνθει με θέρμανση. Τό ένυδρο 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 ένυδρος  $CuSO_4$  και είναι λευκή σκόνη.

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

**Όξεογόνα** ονομάζονται τά όξειδια τών άμετάλλων πού όταν διαλυθούν στό νερό, αντιδρούν με 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 αντιδρούν 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  $Ca(OH)_2$ :

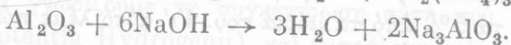
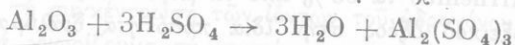


Έπειδή μπορούμε αυτά τά όξειδια νά τά πάρουμε από τίς βάσεις αν αφαιρέσουμε από τό μόριό τους νερό γι' αυτό λέγονται και άνυδρίτες βάσεων. Έτσι τό όξείδιο του άσβεστίου λέγεται και άνυδρίτης της βάσης  $Ca(OH)_2$  γιατί  $Ca(OH)_2 - H_2O \rightarrow CaO$ .

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



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



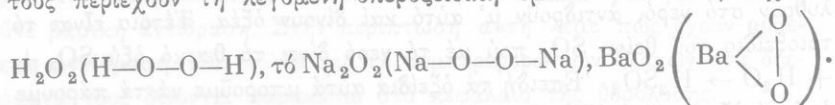
Τὰ ὀξειδία ἀνάλογα μὲ τὴ φύση τοῦ στοιχείου πού ἐνώνεται μὲ τὸ ὀξυγόνο διακρίνονται: 1) σέ ὀξειδία ἀμετάλλων πού εἶναι ὁμοιοπολικές ἐνώσεις καί 2) ὀξειδία μετάλλων πού τὰ πιά πολλά εἶναι ἰοντικές ἐνώσεις.

Ἐνάλογα μὲ τὴν περιεκτικότητά τους σέ ὀξυγόνο διακρίνονται στίς παρακάτω κατηγορίες:

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

2) **Ἐποξειδία.** Σ' αὐτά ἡ ποσότητα τοῦ ὀξυγόνου εἶναι κατώτερη ἀπὸ ὅση ὀρίζει τὸ συνηθισμένο σθένος τοῦ στοιχείου, π.χ.  $\text{N}_2\text{O}$ .

3) **Ἐπεροξειδία.** Σ' αὐτά ἡ ποσότητα τοῦ ὀξυγόνου εἶναι μεγαλύτερη ἀπὸ ὅση ὀρίζει τὸ μεγαλύτερο σθένος τοῦ στοιχείου. Στό μῦριό τους περιέχουν τὴ λεγόμενη ὑπεροξειδική ὁμάδα  $-\text{O}-\text{O}-$ , π.χ. τὸ



**Διοξειδία** εἶναι κανονικά ὀξειδία, π.χ.  $\text{MnO}_2$  ( $\text{O} = \text{Mn} = \text{O}$ ),  $\text{PbO}_2$  ( $\text{O} = \text{Pb} = \text{O}$ ) κτλ. Διακρίνονται ἀπὸ τὰ ὑπεροξειδία γιατί τὸ μῦριό τους δέν ἔχει ὑπεροξειδική ὁμάδα.

Μὲ ἐπίδραση διαλύματος ὀξέος μόνο τὰ ὑπεροξειδία δίνουν  $\text{H}_2\text{O}_2$ .

**Ἐπιτεταρτοξειδία ἢ μικτά ὀξειδία.** Προέρχονται ἀπὸ τὴ συνένωση δύο κανονικῶν ὀξειδίων τοῦ ἴδιου στοιχείου πού ἔχει δύο διαφορετικά σθένη, π.χ.  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  πού προέρχεται ἀπὸ τὰ κανονικά ὀξειδία  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  καὶ  $\text{FeO}$  τοῦ σιδήρου πού ἔχει σθένος III καὶ II.

## ΔΥΝΑΜΗ (ΙΣΧΥΣ) ΟΞΕΩΝ ΚΑΙ ΒΑΣΕΩΝ

**Δύναμη ὀξέων καὶ βάσεων.** Ἡ δύναμη τῶν διάφορων ὀξέων ἐξαρτᾶται ἀπὸ τὸ βαθμὸ τῆς ἠλεκτρολυτικῆς τους διάσπασης, δηλαδή ἀπὸ τὸν ἀριθμὸ τῶν ἰόντων ὕδρογόνου πού δίνουν ὅταν διαλυθοῦν στό νερό. Ἐτσι σέ διάλυμα ὕδροχλωρικοῦ ὀξέος πού ἔχει μέσα ἓνα γραμμομῦριο ὕδροχλωρίου στά 10 λίτρα διαλύματος, ἔχουν διασπαστεῖ σύμφωνα μὲ τὴ θεωρία Arrhenius τὰ 95% ἀπὸ τὰ μῦριά του, σέ διάλυμα ἑνὸς γραμμομορίου ὀξεικοῦ ὀξέος στήν ἴδια ποσότητα διαλύματος ἔχουν διασπαστεῖ μόνο τὰ 5% ἀπὸ τὰ μῦριά του. Γι' αὐτὸ λέμε πὼς τὸ ὕδρο-

χλωρικό οξύ είναι δυνατό οξύ (ισχυρό) αλλά το οξικό οξύ είναι αδύνατο οξύ (ασθενές). Με ανάλογο τρόπο ορίζουμε και τη δύναμη των βάσεων. Τόσο πιο δυνατή είναι μια βάση, όσο πιο μεγάλη είναι η διάσπασή της, όσο πιο μεγάλος είναι δηλαδή ο αριθμός των ιόντων υδροξυλίου, στο διάλυμά της με νερό. Έτσι π.χ. το καυστικό νάτριο NaOH και το καυστικό κάλιο KOH είναι δυνατές βάσεις, ενώ η καυστική αμμωνία  $\text{NH}_4\text{OH}$  είναι αδύνατη βάση.

**Διάσταση του νερού  $P_H$**  (Πε - χα). Στο αποσταγμένο νερό ή διάσπαση των μορίων του σε ιόντα υδρογόνου και υδροξυλίου, είναι πάρα πολύ μικρή. Μπορεί να παρασταθεί με την εξίσωση  $(1) \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$ . Πειραματικά υπολογίστηκε πώς το γινόμενο των συγκεντρώσεων των ιόντων του υδρογόνου και των ιόντων του υδροξυλίου, σε ορισμένη θερμοκρασία είναι σταθερό και στους  $25^\circ\text{C}$  είναι ίσο με  $10^{-14}$ . Έπειδή όπως φαίνεται από την εξίσωση (1) τά ιόντα υδρογόνου ( $\text{H}^+$ ) και τά ιόντα ( $\text{OH}^-$ ) σε αριθμό είναι ίσα, φτάνουμε στο συμπέρασμα πώς η συγκέντρωση των ιόντων του  $\text{H}^+$  και η συγκέντρωση των ιόντων του ( $\text{OH}^-$ ) θά είναι ίση καθεμιά με  $10^{-7}$  γραμμοίοντα. Αυτό σημαίνει ότι σε 1 λίτρο καθαρού νερού θά βρίσκονται  $1 \cdot 10^{-7}$  gr. ιόντα ( $\text{H}^+$ ) και  $17 \cdot 10^{-7}$  gr. ιόντα ( $\text{OH}^-$ ).

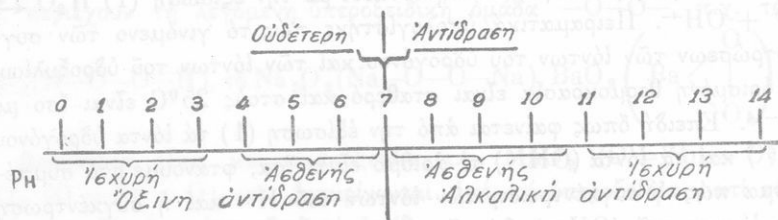
Όταν για οποιοδήποτε λόγο ή συγκέντρωση των ιόντων υδρογόνου του νερού μεταβληθεί, τότε αυτόματα μεταβάλλεται κι η συγκέντρωση των ιόντων υδροξυλίου, έτσι πού το γινόμενό τους νά έχει πάντα τη σταθερή τιμή  $10^{-14}$ . Έτσι αν διαλύσουμε ένα οξύ στο νερό τότε μεγαλώνει η συγκέντρωση των ιόντων του υδρογόνου και παίρνει τιμές μεγαλύτερες του  $10^{-7}$ , π.χ.  $10^{-6}$ ,  $10^{-5}$  κτλ. ενώ συγχρόνως ή συγκέντρωση των ιόντων του υδροξυλίου είναι μικρότερη του  $10^{-7}$  δηλ. παίρνει τις τιμές  $10^{-8}$ ,  $10^{-9}$  κτλ. Όταν διαλύσουμε μία βάση τότε ή συγκέντρωση των ιόντων του ( $\text{OH}^-$ ) θά μεγαλώσει και ταυτόχρονα ή συγκέντρωση των ιόντων του υδρογόνου θά πάρει τιμές μικρότερες του  $10^{-7}$  δηλαδή  $10^{-8}$ ,  $10^{-9}$  κτλ.

Έπειδή ο όξινος ή ο βασικός χαρακτήρας ενός διαλύματος εξαρτάται από τη συγκέντρωση των ιόντων του υδρογόνου, είναι πολύ σημαντικό νά γνωρίζουμε τη συγκέντρωση αυτή πού συμβολίζεται με τό  $P_H$  (Potentia Hydrogenii) και εκφράζεται με τους αριθμούς από 0 ως 14.



Έτσι π.χ. τό καθαρό νερό πού έχει ούδέτερη αντίδραση έχει συγκέντρωση ιόντων υδρογόνου  $10^{-7}$  ή  $P_H = 7$ .

Αν σ' ένα διάλυμα τό  $P_H$  είναι μικρότερο τοῦ 7 ( $P_H < 7$ ) αὐτό σημαίνει πώς ἡ συγκέντρωση τῶν ιόντων τοῦ ( $H^+$ ) εἶναι πίο μεγάλη ἀπό  $10^{-7}$  δηλ. τά ιόντα ( $H^+$ ) εἶναι πίο πολλά ἀπό τά ιόντα τοῦ ( $OH^-$ ) καί τό διάλυμα τότε εἶναι ὄξινο. Ἀντίθετα ἂν τό  $P_H > 7$  τότε ἡ συγκέντρωση τῶν ιόντων ( $H^+$ ) εἶναι μικρότερη τοῦ  $10^{-7}$  δηλ. τά ιόντα τοῦ ( $OH^-$ ) εἶναι πίο πολλά καί τό διάλυμα εἶναι ἀλκαλικό. Τελικά στό παρακάτω διάγραμμα παρουσιάζεται ἡ σχέση τοῦ  $P_H$  μέ τό χαρακτήρα τῆς αντίδρασης.



Παραδείγματα :

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

**Ἐξουδετέρωση.** Ὄταν ἔλθουν σέ ἐπαφή ένα διάλυμα ὀξέος καί ένα διάλυμα βάσης τά ιόντα τοῦ υδρογόνου ἐνώνονται μέ τά ιόντα τοῦ υδροξυλίου καί σχηματίζουν ἀδιάστατα μόρια νεροῦ :



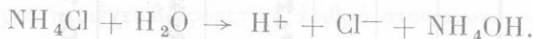
Ἡ αντίδραση αὐτή λέγεται ἐξουδετέρωση γιατί ἐξαφανίζεται ὁ ὀξινος κι ὁ βασικός χαρακτήρας τῶν διαλυμάτων πού ἦταν ἀποτέλεσμα τῆς ὑπαρξῆς ιόντων υδρογόνου στό διάλυμα τοῦ ὀξέος καί ιόντων υδροξυλίου στό διάλυμα τῆς βάσης γι' αὐτό τό τελικό διάλυμα παρουσιάζεται ούδέτερο. Ἐτσι ἡ αντίδραση τῆς ἐξουδετέρωσης ὀδηγεῖ στό σχηματισμό ἄλατος καί νεροῦ σύμφωνα μέ τήν ἐξίσωση :



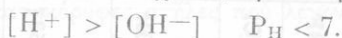
**Ἐξουδετέρωση.** Ὄταν ένα ἄλας διαλύεται μέσα στό νερό καί ένα ἀπό τά ιόντα του ἡ καί τά δύο ἀντιδρῶν μέ τό νερό καί ξανασχηματίζουν τό ὄξύ ἢ τή βάση ἢ καί τά δύο πού τό δημιουργήσαν τότε λέμε πώς γίνε-



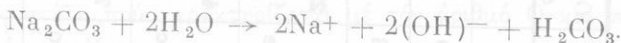
ται **υδρόλυση**. Από τὰ ἄλατα, αὐτά πού προέρχονται ἀπό μιὰ ἰσχυρή βάση καί ἓνα ἰσχυρό ὀξύ ὅπως π.χ. τό  $\text{KCl}$  ἢ τό  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  δέν παθαίνουν ὑδρόλυση, γιατί τὰ ἰόντα τους δέν ἀντιδρῶν μέ τό νερό. Ἡ ἀντίδραση τοῦ διαλύματος τῶν ἀλάτων αὐτῶν εἶναι οὐδέτερη  $P_H = 7$ . Ὑδρόλυση παθαίνουν: 1) Τά ἄλατα πού προέρχονται ἀπό ἰσχυρό ὀξύ καί ἀσθενή βάση, π.χ. τό  $\text{NH}_4\text{Cl}$ :



Τό διάλυμα τοῦ ἄλατος αὐτοῦ ἔχει ὀξίνη ἀντίδραση γιατί



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



Τό διάλυμα τοῦ ἄλατος αὐτοῦ ἔχει βασική ἀντίδραση γιατί



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



Τά διαλύματα τῶν ἀλάτων αὐτῶν ἔχουν ὀξίνη ἀντίδραση ἄν τό ἀσθενές ὀξύ εἶναι ἰσχυρότερο ἀπό τήν ἀσθενή βάση, βασική ἀντίδραση ἄν συμβαίνει τό ἀντίθετο καί οὐδέτερη ἄν τό ὀξύ καί ἡ βάση ἔχουν τήν ἴδια ἰσχύ.

## ΠΕΡΙΟΔΙΚΟ ΣΥΣΤΗΜΑ

**Ταξινόμηση τῶν στοιχείων.** Πολλές προσπάθειες ἔγιναν γιά τήν ταξινόμηση τῶν στοιχείων. Πιό μεγάλη ἐπιτυχία εἶχε αὐτή πού ἔκανε ὁ Ρῶσος χημικός Μεντελέεφ (Mendéléev) τό 1869 καί βασίζεται στήν παρατήρηση, πώς οἱ ιδιότητες τῶν στοιχείων ἀποτελοῦν περιοδικές συναρτήσεις τῶν ἀτομικῶν τους βαρῶν.

Πραγματικά εἶναι φανερό πώς ἄν τοποθετήσουμε τὰ στοιχεῖα ἀνάλογα μέ τήν αὔξηση τοῦ ἀτομικοῦ βάρους, οἱ ιδιότητες κάθε στοιχείου, διαφέρουν ἀπό τίς ιδιότητες τοῦ προηγούμενου καί τοῦ ἐπόμενου στοιχείου, ἀλλά ὕστερα ἀπό ὀκτώ στοιχεῖα παρουσιάζεται στή σειρά ἓνα στοιχεῖο, πού οἱ ιδιότητές του εἶναι ἀνάλογες μέ τίς ιδιότητες τοῦ πρώτου. Βλέπουμε δηλαδή πώς οἱ ιδιότητες τῶν στοιχείων, ἐπαναλαμβάνονται περιοδικά καί γι' αὐτό τό σύστημα αὐτό κατάταξης τῶν στοιχείων ὀνομάστηκε **περιοδικό 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	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	29Cu	20Ca	30Zn	21Sc	31Ga	22Ti	32Ge	23V	33As	24Cr	34Se	25Mn	35Br	26Fe	27Co	28Ni	36Kr
V	37Rb	47Ag	38Sr	48Cd	39V	49In	40Zr	50Sn	41Nb	51Sb	42Mo	52Tc	43Te	53J	44Ru	45Rh	46Pd	54Xe
VI	55Cs	79Au	56Ba	80Hg	57-71 <small>σπρό- νιες γαίες</small>	81Tl	72Hf	82Pb	73Ta	83Bi	74W	84Po	75Re	85At	76Os	77Ir	78Pt	86Rn
VII	87Fr		88Ra		89Ac		90Th		91Pa		92U							

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

**Πίνακας του περιοδικού συστήματος.** Μέ βάση τά παραπάνω κι ύστερα από πολλές τροποποιήσεις και βελτιώσεις καταρτίστηκε πίνακας του περιοδικού συστήματος τών στοιχείων, πού σ' αυτόν τά στοιχεῖα κατατάσσονται σέ 7 ὀριζόντιες σειρές πού λέγονται περίοδοι και πού κάθε μιά περιέχει διαφορετικό ἀριθμό στοιχείων.

Όταν βάλουμε τίς περιόδους αὐτές τή μιά κάτω ἀπό τήν ἄλλη σχηματίζονται ὀκτώ κατακόρυφες στήλες πού λέγονται **ὀμάδες ἢ οἰκογένειες**, χαρακτηρίζονται μέ τούς λατινικούς ἀριθμούς (I, II, III κτλ.) και διαιροῦνται σέ δύο **ὑπο-ὀμάδες** (α και β). Ὑπάρχει και μιά ἀκόμα κατακόρυφη στήλη πού χαρακτηρίζεται μέ τόν ἀριθμό 0 και περιλαμβάνει τά εὐγενή ἀέρια.

Μ' αὐτή τήν ταξινομήση, σέ κάθε κατακόρυφη στήλη δηλαδή σέ κάθε ὑπο-ὀμάδα βρίσκονται στοιχεῖα μέ ἀνάλογες ιδιότητες. Στίς πρῶτες ὀμάδες του περιοδικού συστήματος (I, II, III) βρίσκονται τά πύο πολλά μέταλλα και στίς τελευταῖες (V, VI, VII) βρίσκονται τά πύο πολλά ἀμέταλλα.

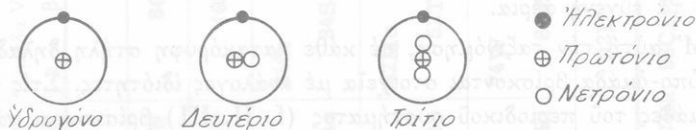
**Ἀτομικός ἀριθμός.** Ὁ αὐξαντας ἀριθμός τῆς θέσης του κάθε στοιχείου, στόν πίνακα του περιοδικού συστήματος λέγεται **ἀτομικός ἀριθμός** του στοιχείου και παριστάνεται μέ τό γράμμα **Z**. Βρέθηκε πώς ὁ ἀριθμός αὐτός εἶναι ἴσος μέ τόν ἀριθμό τών πρωτονίων του πυρήνα του ἀτόμου και κατά συνέπεια ἴσος μέ τόν ἀριθμό τών ἠλεκτρονίων πού περιφέρονται γύρω ἀπό αὐτόν.

Ἀπό τό ἄλλο μέρος τό ἀτομικό βάρος του στοιχείου πού παριστάνεται μέ τό γράμμα **A** εἶναι ἴσο μέ τό ἄθροισμα τών πρωτονίων (**Z**) και τών νετρονίων του πυρήνα πού παριστάνονται μέ τό γράμμα **N**. Ἐτσι ἔχουμε  $A = Z + N$ . Ἀπό αὐτό τόν τύπο βρίσκουμε πώς  $N = A - Z$ , δηλαδή ὁ ἀριθμός τών νετρονίων κάθε στοιχείου εἶναι ἴσος μέ τή διαφορά του ἀτομικοῦ ἀριθμοῦ ἀπό τό ἀτομικό του βάρος. Ἐτσι γιά τό νάτριο πού ἔχει ἀτομικό βάρος 23 και ἀτομικό ἀριθμό 11, ὁ ἀριθμός τών νετρονίων του πυρήνα του ἀτόμου του θά εἶναι ἴσος μέ  $23 - 11 = 12$ .

**Ἰσότοπα.** Ὑπάρχουν μερικά στοιχεῖα πού τά ἄτομά τους δέν εἶναι ὁμοια. Ἐχουν τόν ἴδιο ἀριθμό πρωτονίων και ἠλεκτρονίων ἀλλά διαφορετικό ἀριθμό νετρονίων. Ἐπειδή ὁμως ἔχουν τόν ἴδιον ἀριθμό πρωτονίων ἔχουν τόν ἴδιον ἀτομικόν ἀριθμό και βρίσκονται στήν ἴδια θέση, τόν ἴδιο τόπο στόν πίνακα τών στοιχείων και γι' αὐτό λέγονται

**ισότοπα.** Όλα τὰ ισότοπα ενός στοιχείου ἔχουν τὶς ἴδιες χημικὲς ιδιότητες.

Ἔτσι ἐκτός ἀπὸ 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 βάρους 2, ὀνομάζεται **δευτέριο** ἢ βαρὺ ὑδρογόνο καὶ παριστάνεται μὲ τὸ σύμβολο D. Ὑπάρχει ἀκόμα κι ἓνα τρίτο εἶδος ὑδρογόνου· ὁ πυρήνας του ἀποτελεῖται ἀπὸ 1 πρωτόνιο καὶ 2 νετρόνια, ἔχει κατὰ συνέπεια ἀτομικὸ βάρους 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 βάρους 1 καὶ τὸ ἄλλο 2· ἡ ἀναλογία τοῦ πρώτου πρὸς τὸ δεύτερο εἶναι περίπου 6000 : 1. Χάρη σ' αὐτὴ τὴν πάρα πολὺ μικρὴ ἀναλογία τοῦ δευτέρου τὸ ἀτομικὸ βάρους τοῦ συνηθισμένου ὑδρογόνου εἶναι 1,008.

### ΔΙΑΙΡΕΣΗ ΤΗΣ ΧΗΜΕΙΑΣ

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

Ἡ ὀργανική χημεία ἐξετάζει τὶς ἐνώσεις τοῦ ἀνθρακα ἐκτός ἀπὸ τὸ στοιχεῖο ἀνθρακας, τὰ ὀξείδια τοῦ ἀνθρακα, τὸ ἀνθρακικὸ ὀξύ καὶ τὰ ἀνθρακικά ἄλατα.

Ἡ ἀνόργανη χημεία ἐξετάζει αὐτὰ πού ὅπως εἶπαμε δὲν ἐξετάζει ἡ ὀργανική κι ὅλα τὰ ἄλλα στοιχεῖα καὶ τὶς ἐνώσεις τους.

## ΜΕΡΟΣ ΠΡΩΤΟ

### ΑΜΕΤΑΛΛΑ ΣΤΟΙΧΕΙΑ

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

Γενικά τά άμέταλλα δέν έχουν τή λεγόμενη μεταλλική λάμψη (έκτός από τό Ιώδιο και τό γραφίτη) κι είναι κακοί άγωγοί τής θερμότητας και τοϋ ήλεκτρισμοϋ (έκτός από τό γραφίτη). 'Ακόμη, έκτός από τό ύδρογόνο, είναι στοιχεΐα ήλεκτραρηητικά και σχηματίζουν όξεογόνα όξειδία.

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

### ΟΞΥΓΟΝΟ — ΥΔΡΟΓΟΝΟ

#### Ο Ξ Υ Γ Ο Ν Ο

Σύμβολο **O**

'Ατομικό βάρος **16**

Σθένος **II**

**Προέλευση.** Τό όξυγόνο είναι τό πιό διαδομένο στοιχεΐο στή γή. Τό βρίσκουμε έλεύθερο στόν άέρα, πού άποτελεΐ τό 1/5 τοϋ όγκου του και ένωμένο, στο νερό, στα περισσότερα όρυκτά και στίς φυτικές και ζωικές οϋσίες.

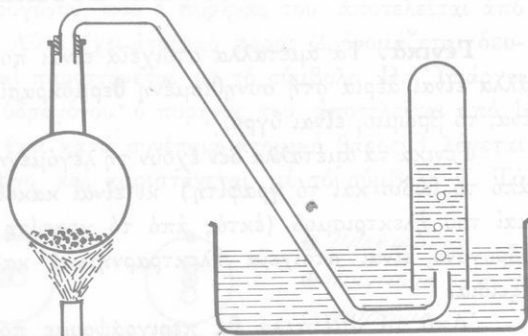
'Υπολογΐζεται πώς άποτελεΐ περίπου τό μισό τοϋ βάρους τοϋ μέρους τής γής πού γνωρίζει ο άνθρωπος (ξηρά, θάλασσα, ατμόσφαιρα).

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

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

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

‘Ο πυρολουσίτης ενεργεί σάν καταλύτης και διευκολύνει τήν αντίδραση μέ τρόπο πού ή έλευθέρωση τοῦ ὀξυγόνου νά γίνεται σέ χαμηλότερη θερμοκρασία και νά είναι πιό ὀμαλή. Βάζουμε τό μίγμα τῶν δύο σωμάτων μέσα σέ μιά φιάλη πού ἔχει έναν ἀπαγωγό σωλήνα (σχ. 6) και τή θερμαίνουμε στήν ἀρχή λίγο κι ὕστερα πιό πολύ. Παράγεται τότε τό ὀξυγόνο πού μαζεύεται μέσα σέ γυάλινους κυλίνδρους γεμάτους μέ νερό και ἀναποδογυρισμένους μέσα σέ μιά λεκάνη μέ νερό, ἤ μέσα σέ ἕνα ἀεριοφυλάκιο.



Σχ. 6. Παρασκευή ὀξυγόνου μέ ἀποσύνθεση τοῦ χλωρικού καλίου.

β) “Όταν στάζουμε λίγο λίγο σέ κατάλληλη συσκευή (σχ. 7)

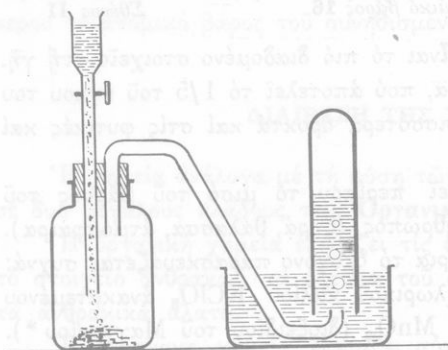
νερό πάνω σέ ὀξύλιθο. ‘Ο ὀξύλιθος είναι ὑπεροξειδίο τοῦ νατρίου  $\text{Na}_2\text{O}_2$

πού δρᾷ σάν ἀρνητικός καταλύτης :  $2\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{NaOH} + \text{O}_2$ . γ) Μπορεῖ

ἀκόμα νά παρασκευαστεῖ τό ὀξυγόνο και μ’ ἄλλους πολλούς τρόπους ὅπως μέ θέρμανση ὑπεροξειδίων, π.χ. τοῦ ὑπεροξειδίου τοῦ βαρίου  $\text{BaO}_2$  ἤ μ’ ἐπίδραση θεικοῦ ὀξέος  $\text{H}_2\text{SO}_4$  θερμοῦ σέ ὀξυγονοῦχα ἄλατα, π.χ. στό ὑπερμαγγανικό κάλιο  $\text{KMnO}_4$  :  $2\text{BaO}_2 \rightleftharpoons 2\text{BaO} + \text{O}_2$  (ἀμφίδρομη ἀντίδραση),



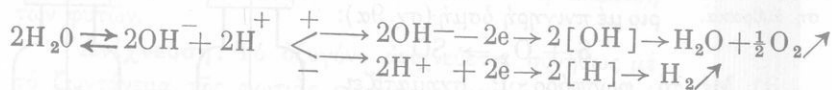
Στή **Βιομηχανία** τό ὀξυγόνο παρασκευάζεται :



Σχ. 7. Παρασκευή ὀξυγόνου μ’ ἐπίδραση νεροῦ σέ ὀξύλιθο.

α) **Από τον ατμοσφαιρικό αέρα** πού είναι μίγμα κυρίως οξυγόνου και Άζώτου. Ο αέρας ύγραποιείται με μεγάλη πίεση και ψύξη και συνέχεια αφήνεται να εξατμιστεί. Τότε εξατμίζεται πρώτα τό άζωτο πού βράζει στην πιο χαμηλή θερμοκρασία των  $-195^{\circ}\text{C}$  και παραμένει τό οξυγόνο πού έχει σημείο βρασμού  $-183^{\circ}\text{C}$ , με πρόσμιξη 3% άργου.

β) **Από τό νερό**, πού είναι ένωση οξυγόνου και υδρογόνου, με ηλεκτρόλυση. Γι' αυτό βάζουμε στό καθαρό νερό μικρή ποσότητα θειικό οξύ ή καυστικό νάτριο, για νά γίνει ηλεκτραγωγό κι ύστερα περνάμε συνεχές ηλεκτρικό ρεύμα (βλ. σελ. 33). Τότε διαχωρίζεται τό νερό στά συστατικά του :



Μ' αυτή τή μέθοδο παίρνουμε καθαρό οξυγόνο.

**Φυσικές ιδιότητες.** Τό οξυγόνο είναι άέριο άχρωμο, άοσμο και άγευστο. Είναι λίγο βαρύτερο από τον άέρα (έχει σχετική πυκνότητα 1,105) και πολύ λίγο διαλυτό στό νερό. Στη θερμοκρασία  $-183^{\circ}\text{C}$  γίνεται ύγρό με άνοιχτό κυανό χρώμα και στους  $-218,4^{\circ}\text{C}$  γίνεται στερεό με βαθύτερο κυανό χρώμα.

**Χημικές ιδιότητες.** Τό οξυγόνο είναι στοιχείο διατομικό γι' αυτό παριστάνεται συμβολικά με  $\text{O}_2$ . Η πιο χαρακτηριστική του ιδιότητα, είναι ή τάση του νά ένώνεται με τά πιο πολλά από τά άλλα στοιχεία.

**Οξειδωση - Καύση.** Η ένωση του οξυγόνου με ένα στοιχείο λέγεται **οξειδωση** και τό προϊόν τής ένωσης αυτής **οξειδιο**. "Όταν ή οξειδωση είναι ζωηρή και γίνεται με σύγχρονη παραγωγή μεγάλου ποσού θερμότητας και φωτός λέγεται **καύση**". Όταν γίνεται σιγά σιγά και χωρίς νά γίνεται αίσθητή ή παραγωγή θερμότητας λέγεται **βραδεία καύση**. Για νά άρχισει ή καύση ενός στοιχείου ή άλλου σώματος πρέπει αυτό νά θερμανθεί πρωτύτερα, μέχρι μιá όρισμένη θερμοκρασία, πού είναι χαρακτηριστική για κάθε σώμα και λέγεται **θερμοκρασία άνάφλεξης**.

Τά σώματα πού δίνουν εύκολα οξυγόνο και γι' αυτό μπορούν νά προκαλέσουν οξειδώσεις, σαν τό χλωρικό κάλιο  $\text{KClO}_3$ , τό ύπεροξειδιο του νατρίου  $\text{Na}_2\text{O}_2$  κι άλλα πολλά, λέγονται **οξειδωτικά σώματα**.

**Καύση αμετάλλων και μετάλλων.** Τό οξυγόνο δέν ένώνεται μέ τά εύγενή αέρια και τά εύγενή μέταλλα και δύσκολα ένώνεται μέ τά άλτατογόνα. Πιό ζωηρά ένώνεται μέ τά παρακάτω στοιχειά, ύστερα από προθέρμανση αὐτῶν τῶν στοιχείων.



Σχ. 8. Καύση ἄνθρακα.

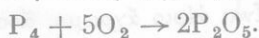
1) Μέ τόν ἄνθρακα C και σχηματίζει τό διοξειδίου τοῦ ἄνθρακα  $\text{CO}_2$  πού εἶναι ἄχρωμο αέριο κι ἔχει τήν ιδιότητα νά θολώνει τό ἀσβεστόνερο (σχ. 8) :



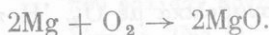
2) Μέ τό θείο σχηματίζει τό διοξειδίου τοῦ θείου  $\text{SO}_2$ , αέριο μέ πνιγηρή ὄσμή (σχ. 9α) :



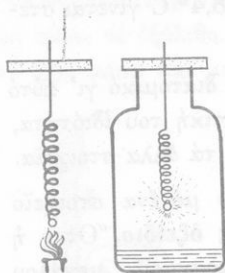
3) Μέ τό φωσφόρο P σχηματίζει τό πεντοξειδίου τοῦ φωσφόρου  $\text{P}_2\text{O}_5$  πού εἶναι λευκή σκόνη (σχ. 9β) :



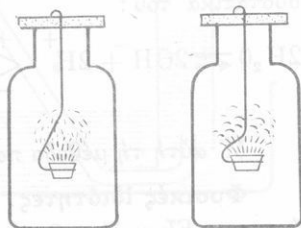
4) Μέ τό μέταλλο μαγνήσιο Mg σχηματίζει τό οξειδίου τοῦ μαγνησίου  $\text{MgO}$  πού εἶναι μιά ἄσπρη σκόνη και συγχρόνως παράγεται λαμπρό λευκό φῶς :



5) Ὁ σίδηρος Fe μπορεί νά καεῖ ζωηρά και νά σχηματίζει τό ἐπιτεταρτοξειδίου τοῦ σιδήρου  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ . Ἐτσι, ἕνα λεπτό σιδερένιο σύρμα ἤ ἕνα σιδερένιο ἐλατήριο μέ ἕνα ἀναμμένο κομματάκι μπαμπάκι στήν ἄκρη, ἂν βρεθεῖ μέσα σέ μιά φιάλη μέ οξυγόνο, καίγεται, ὅπως δείχνει ἡ ἀντίδραση:  $3\text{Fe} + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4$  (σχ. 10).



Σχ. 10. Καύση σιδήρου.



Σχ. 9. α) Καύση θείου.

β) Καύση φωσφόρου.

**Ἄναπνοή.** Ἡ ἀναπνοή τοῦ ἀνθρώπου και τῶν ἄλλων ζῶων εἶναι βραδεία καύση και ἀποτέλεσμα τῆς εἶναι ἡ ζωική θερμότητα. Κατά τήν ἀναπνοή, τό οξυγόνο τοῦ εἰσπνεόμενου ἀέρα μπαίνει στό αἷμα, συγκεντρώνεται ἀπό τά ἐρυθρά αἰμοσφαίρια, μεταφέρεται μ' αὐτά σ' ὅλα τά μέρη τοῦ σώματος και ἐκεῖ οἱ ἀνθρακοῦχες οὐσίες τῶν ἰσθῶν καίγονται μέ βραδεία καύση. Ἀπό αὐτή τή βραδεία καύση, σχηματίζονται διο-

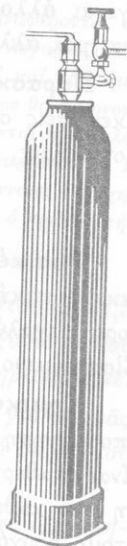


ξείδιο του άνθρακα και υδρατμοί, πού πάλι τό αίμα μεταφέρει στους πνεύμονες και βγαίνουν μέ τήν έκπνοή στήν ατμόσφαιρα. Πώς υπάρχει πραγματικά στόν έκπνεόμενο αέρα διοξείδιο του άνθρακα και υδρατμός αποδεικνύεται από τό ότι : α) άν φυσήξουμε αέρα από τούς πνεύμονες μας μ' ένα σωλήνα sé καθαρό άσβεστόνερο τότε θολώνει άμέσως από τό διοξείδιο του άνθρακα και β) φυσώντας άπειθείας αέρα από τούς πνεύμονες μας sé 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 ανιχνεύεται συνήθως μέ τό ζωντάνεμα τής φωτιάς σ' ένα κομματάξι ξύλο πού διατηρεί μόνο μερικά σημεία διάπυρα.

**Χρήσεις.** Τό όξυγόνο στό έμποριο φέρεται μέσα sé χαλύβδινες φιάλες (όβίδες), μέ πίεση πολλών άτμοσφαιρών (σχ. 11) και χρησιμοποιείται σήμερα πάρα πολύ για να πετύχουν ψηλές θερμοκρασίες, μέ τήν καύση μέσα sé ειδικές συσκευές, μίγματος όξυγόνου μέ φωταέριο (1800°C) ή μέ υδρογόνο (2000°C) ή μέ άκετυλένιο (2500°C). Σ' αυτές τίς πολύ ψηλές θερμοκρασίες συγκολλοῦνται 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 sé 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  $O_3$

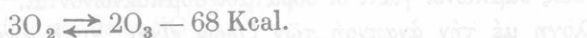
Μοριακό βάρος 48

**Πρόέλευση.** 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 όσμής. Τό μόριό του αποτελείται από 3 άτομα και τό χημικό του σύμβολο είναι  $O_3$ . Βρίσκεται sé πάρα πολύ λίγη ποσό-



τητα στην ατμόσφαιρα, στά πιά ψηλά στρώματα, και πιά άφθονο ύστερα από καταιγίδες. Τό φαινόμενο αυτό πού ένα χημικό στοιχείο παρουσιάζεται σε περισσότερες μορφές από μιά, μέ διαφορετικές ιδιότητες, λέγεται **άλλοτροπία** κι οί μορφές ονομάζονται **άλλοτροπικές**. Τό όζο είναι μιά **άλλοτροπική μορφή** τού όξυγόνου.

**Παρασκευή.** Τό όζο παρασκευάζεται μέ σκοτεινές ήλεκτρικές έκκενώσεις στόν άέρα ή τό όξυγόνο μέσα σε συσκευές, πού λέγονται όζονιστήρες, σύμφωνα μέ τήν εξίσωση :



**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 πιά πολύ στό νερό. Είσπνεόμενο σε μεγάλη ποσότητα είναι δηλητηριώδες.

**Χημικές ιδιότητες.** Τό όζο σχηματίζεται από τό όξυγόνο μέ απορρόφηση ενέργειας. 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 :  $\text{O}_3 \rightarrow \text{O}_2 + [\text{O}]$ . 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 πού αλλάζει τό διάλυμα τού άμύλου από άχρωμο σε κυανό :



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

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

## ΠΡΟΒΛΗΜΑΤΑ

**Γενικές οδηγίες.** Στά προβλήματα αυτού του βιβλίου πού αναφέρονται σε αντιδράσεις πού βρίσκονται μέσα στο κείμενο, οι δγκοι τών αερίων λογαριάζονται μετρημένοι σε κανονικές συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας ( $0^{\circ} \text{C}$  και  $760 \text{ mm}$  στήλης υδροαγόνου). Για τή λύση τους τά άτομικά βάρη τών στοιχείων θά παίρονται από τόν πίνακα τής σελ. 13 σε στρογγυλούς αριθμούς για νά γίνονται πιο άπλές οι αριθμητικές πράξεις. Έτσι για τό υδρογόνο αντί του 1,008 θά παίρνεται τό 1, για τό νάτριο αντί 22,997 τό 23 κτλ. Οι τύποι τής φυσικής και οι έννοιες τής χημείας, πού είναι χρήσιμες για τή λύση αυτών τών προβλημάτων κι ο τρόπος τής λύσης δίνονται στο τέλος του βιβλίου.

1) Μέ θέρμανση και παρουσία πυρολουσίτη αποσυνθέτουμε 24,5 γραμμ. χλωρικό κάλιο. Νά βρεθεί τό βάρος κι ο δγκος του οξυγόνου πού θά πάρουμε σε Κ.Σ. και τό βάρος τής στερεής ούσας πού σχηματίστηκε.

2) Πόσο βάρος καθαρού οξύλιθου πρέπει νά πάρουμε, για νά μās δώσει μέ νερό, 28 λίτρα οξυγόνου σε Κ.Σ. και πόσο είναι τό βάρος του υπόλοιπου τής αντίδρασης.

3) Καίμε θείο μέσα σε 2 λίτρα οξυγόνο σε Κ.Σ. ώσπου νά εξαντληθεί όλο τό οξυγόνο. Νά βρεθεί τό βάρος του θείου πού κάηκε και τό βάρος του διοξειδίου του θείου πού σχηματίστηκε μέ τήν καύση.

## ΥΔΡΟΓΟΝΟ

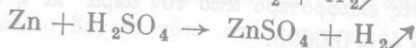
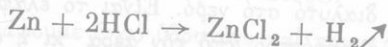
Σύμβολο H

Άτομικό βάρος 1,008

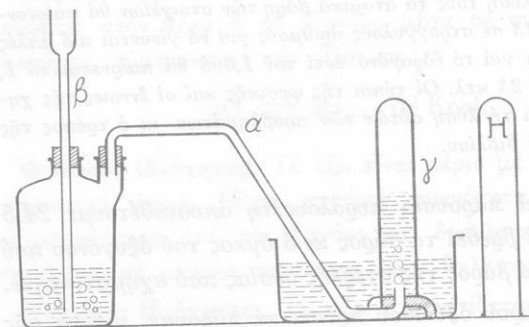
Σθένος I

**Προέλευση.** Έλεύθερο τό υδρογόνο βρίσκεται μόνο στά πολύ ψηλά στρώματα τής ατμόσφαιρας και στά αέρια πού βγαίνουν από ήφαιστεια και πετρελαιοπηγές. Ένωμένο υπάρχει στο νερό πού αποτελεί τό 1/9 του βάρους του, σ' όλες τīs οργανικές ενώσεις και σε πολλές άνόργανες (όξέα, βάσεις).

**Παρασκευή.** Στά έργαστήρια παρασκευάζεται μέ τήν επίδραση άραιού υδροχλωρικού όξέος HCl ή άραιού θειικού όξέος σε ψευδάργυρο Zn. Σχηματίζεται τότε χλωριούχος ή θειικός ψευδάργυρος και έλευθερώνεται υδρογόνο:



Γι' αυτό μέσα σέ δλίαιμη φιάλη (Βούλφειο) (σχ. 12) πού ἔχει κι ἕναν ἀπαγωγό σωλήνα α βάζουμε κομματάκια ψευδάργυρο καί λίγο νερό. Ὑστερα χύνουμε πάνω σ' αὐτά τό ἀραιό ὕδροχλωρικό ἢ θειικό ὄξύ μέ ἕνα γυάλινο σωλήνα πού στό πάνω μέρος σχηματίζει χωνί β. Ἀμέ-

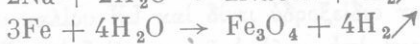
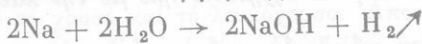


Σχ. 12. Παρασκευή ὑδρογόνου μ' επίδραση ὄξεος σέ ψευδάργυρο.

σως ἀρχίζει ἀναβρασμός καί ἐλευθερώνεται ὑδρογόνο πού τό μαζεύουμε σέ κυλινδρικούς γυάλινους σωλήνες γ γεμάτους νερό κι ἀναποδογυρισμένους μέσα σέ μιά λεκάνη μέ νερό.

Μποροῦμε ἀκόμα νά παρασκευάσουμε ὑδρογόνο ἀπό τό νερό μέ τήν επίδραση

διάφορων μετάλλων πού ἄλλα δροῦν στή συνηθισμένη θερμοκρασία ὅπως τό νάτριο Na κι ἄλλα σέ ψηλή θερμοκρασία, ὅπως ὁ σίδηρος Fe:



Στή βιομηχανία τό ὑδρογόνο παρασκευάζεται:

α) Μέ τήν ἠλεκτρόλυση τοῦ νεροῦ (ὅπως περιγράφουμε πιό κάτω στή σελ. 58) σύμφωνα μέ τήν ἀντίδραση:



β) Μέ τό πέρασμα ὑδρατμῶν μέσα ἀπό διάπυρους ἄνθρακες σύμφωνα μέ τήν ἀντίδραση:  $\text{C} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO} + \text{H}_2$ .

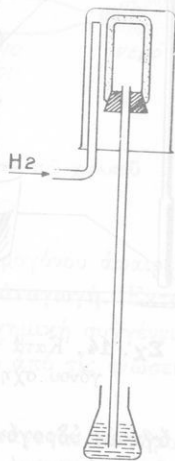
Παίρουμε τότε μίγμα ἀπό δυό καύσιμα ἀέρια, τό μονοξείδιο τοῦ ἄνθρακα καί τό ὑδρογόνο, πού λέγεται **ὕδραέριο** καί χρησιμοποιεῖται ἢ γιά καύσιμο ἀέριο ἢ γιά τήν παραγωγή ὑδρογόνου σέ μεγάλη ποσότητα, ὕστερα ἀπό τήν ἀπομάκρυνση τοῦ μονοξειδίου τοῦ ἄνθρακα.

**Φυσικές ιδιότητες.** Τό ὑδρογόνο εἶναι ἀχρωμο, ἀοσμο καί ἀγευστο ἀέριο, πολύ λίγο διαλυτό στό νερό. Εἶναι τό ἐλαφρότερο ἀπό ὅλα τά ἀέρια, 14,4 φορές ἐλαφρότερο ἀπό τόν ἀέρα κι ἡ σχετική του πυκνότητα εἶναι  $1:14,4 = 0,0695$ .

Ένα λίτρο υδρογόνου ζυγίζει 0,0898 γραμμ. σέ κανονικές συνθήκες και ένα λίτρο αέρας ζυγίζει 1,293 γραμμ.

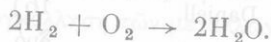
Υστερα από τό αέριο στοιχείο ήλιο είναι τό αέριο, πού υδροποιεί-ται πιό δύσκολα απ' όλα και δίνει διαυγές άχρωμο υγρό μέ σημείο βρασμού — 252,78° C. Είναι καλός άγωγός τής θερμότητας και τού ήλεκτρισμού.

**Διαπίδωση.** Χαρακτηριστική φυσική ιδιότητα τού 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 τού 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 τού 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 τού σωλήνα μέσα στό νερό και νά σχηματίσει φουσαλίδες. 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 ατμοσφαιρική πίεση νά ανεβάσει μέσα στό βυθισμένο σωλήνα τό νερό (σχ. 13).



Σχ. 13. Απόδειξη τής διαπικότητας τού υδρογόνου.

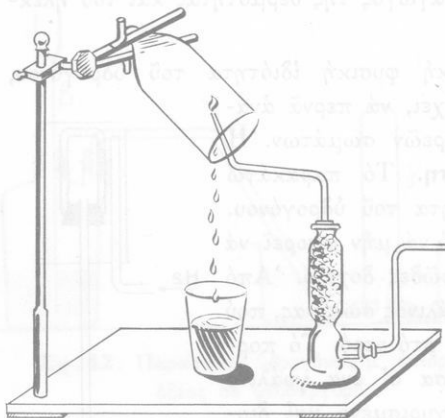
**Χημικές ιδιότητες.** Τό υδρογόνο καίγεται στόν αέρα μέ γαλάζια φλόγα πού δέν είναι λαμπερή, είναι όμως πολύ θερμή και ένώνεται μέ τό όξυγόνο σχηματίζοντας ύδρατμό:



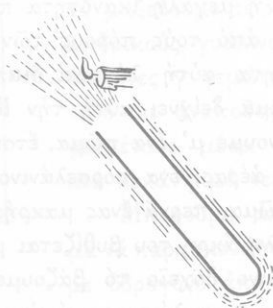
Έτσι αν ανάψουμε ξηρό υδρογόνο και πάνω από τή φλόγα κρατήσουμε ψυχρό γυάλινο δοχείο τότε στά έσωτερικά τοιχώματα τού δο-

χείου, φαίνονται σταγονίδια νερού, που σιγά σιγά γίνονται μεγαλύτερα και άρχίζουν να τρέχουν προς τα κάτω (σχ. 14). Στην ιδιότητα αυτή χρωστά και το όνομά του (ὕδωρ γεννᾶν = παράγω νερό).

Σε κατάλληλες συνθήκες ενώνεται με το καθαρό ὀξυγόνο και παράγεται μεγάλη ποσότητα θερμότητας. Έτσι μίγμα από



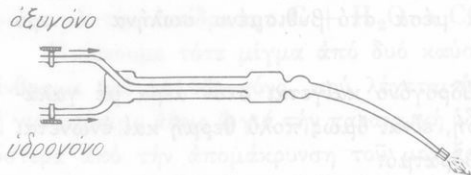
Σχ. 14. Κατά την καύση του ὑδρογόνου σχηματίζεται νερό.



Σχ. 15. Κροτούν ἄεριο.

2 ὄγκους ὑδρογόνου και 1 ὄγκο ὀξυγόνο μέσα σ' ἓνα μικρό γυάλινο κύλινδρο με παχιά τοιχώματα όταν αναφλεγεί προκαλεί έκρηξη γιατί ἡ μεγάλη θερμότητα διαστέλει ἀπότομα τὰ παραγόμενα ἄερια. Αυτό τὸ μίγμα λέγεται **κροτούν ἄεριο**.

Όταν σέ κατάλληλη συσκευή καεῖ τὸ μίγμα τοῦ ὑδρογόνου και τοῦ ὀξυγόνου με ἀναλογία ὄγκων 2:1 παράγεται μιὰ πάρα πολύ θερμὴ φλόγα πού ἔχει θερμοκρασία  $2000^{\circ}\text{C}$  και λέγεται **ὀξυδρική φλόγα**.



Σχ. 16. Συσκευή Daniell.

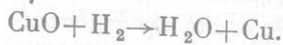
Ἡ συσκευή πού χρησιμοποιεῖται γι' αὐτό, λέγεται συσκευή Daniell (σχ. 16) κι ἀποτελεῖται ἀπὸ δύο συγκεντρικούς σωλήνες.

Ὁ ἐξωτερικός πού φέρνει τὸ ὑδρογόνο ἔχει διπλάσια παροχὴ ἀπὸ τὸν ἐσωτερικό πού φέρνει τὸ ὀξυγόνο. Ἐπειδὴ τὰ ἄερια ἔρχονται με πίεση

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

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

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



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

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

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

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

**Χρήσεις.** Οἱ χρήσεις τοῦ ὑδρογόνου εἶναι πολλές καί διάφορες. Μέ ὑδρογόνο γεμίζουν τά ἀερόστατα γιατί εἶναι πολύ ἑλαφρό. Πολλές φορές ὅμως ἀντί γιά ὑδρογόνο βάζουν ἥλιο πού μολονότι εἶναι πιό βαρῦ ἔχει τό πλεονέκτημα πώς δέν ἀναφλέγεται. Στήν ὀξυυδρική 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 ὕδροχλωρίου, 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 τοὺς παγετῶνες τῶν πολικῶν χωρῶν καί τῶν ψηλῶν βουνῶν, σάν ὑγρό βρίσκεται στίς θάλασσες, τίς λίμνες, τοὺς 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 ἢ στερεές πού τίς πῆραν ἀπό τήν ἀτμόσφαιρα ἢ 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. Ἄν πρόκειται γιά μικρές ποσότητες νεροῦ, ἡ διήθηση γίνεται μέ τή βοήθεια ἐνός **φίλτρου** (ἡθμοῦ) ἀπό χαρτί πού ἔχει πόρους καί τοποθετεῖται μέσα σ' ἕνα γυάλινο χωνί. Ἄν 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 δξυγόνο, ἄζωτο καί διοξείδιο τοῦ ἀνθρακα κι οἱ στερεές, ἀνθρακικό ἀσβέστιο, θεικό ἀσβέστιο, χλωριούχο νάτριο, χλωριούχο μαγνήσιο κτλ.

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

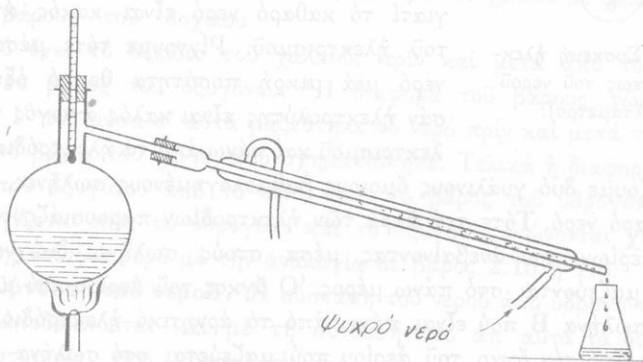


**Ίαματικά νερά.** Μερικά φυσικά νερά από πηγές που βγαίνουν από μεγάλο βάθος της γης είναι ζεστά και περιέχουν μεγάλες ποσότητες από μεταλλικά άλατα. Τά νερά αυτά λέγονται **μεταλλικά νερά ή ίαματικά**, γιατί συχνά έχουν θεραπευτικές ιδιότητες. Τέτοια νερά στην Ελλάδα είναι τά νερά στο Λουτράκι, στα Μέθανα, στην Αιδηψό, στην Υπάτη, στο Λαγκαδά, στην Ίκαρία και άλλοι.

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

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

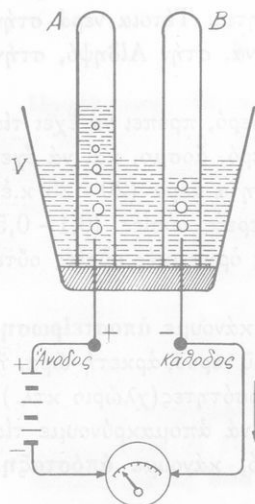
**Χημικά καθαρό νερό - Άπόσταξη.** Για να άπομακρύνουμε τίς διαλυμένες στερεές ουσίες από τό φυσικό νερό, κάνουμε **άπόσταξη**.



Σχ. 18. Συσκευή άποστάξεως νερού.

Τό θερμαίνουμε σε μία κατάλληλη φιάλη, ώσπου να βράσει κι οδηγούμε τούς άτμούς μέσα σ' ένα ψυκτήρα, δηλαδή σ' ένα μακρύ σωλήνα που ψύχεται έξωτερικά μέ τρεχούμενο ψυχρό νερό. Οί ύδρατμοί έτσι συμπυκνώνονται και γίνονται υγρό 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 ηλεκτρολύσεως τοῦ νεροῦ (Βολτάμετρο).

ποδογυρίζουμε δύο γυάλινους ὅμοιους βαθμολογημένους σωλῆνες, γεμάτους καθαρό νερό. Τότε στά ἄκρα τῶν ηλεκτροδίων 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 ηλεκτρόδιο, εἶναι διπλάσιος ἀπό τόν ὄγκο τοῦ ἀερίου πού μαζεύεται στό σωλήνα Α πού εἶναι πάνω ἀπό τό θετικό ηλεκτρόδιο. 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

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 ηλεκτρόδια**, 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 ὀξῦ πού σάν ἠλεκτρολύτης εἶναι καλός ἀγωγός τοῦ ἠλεκτρισμοῦ καί πάνω ἀπό τά ηλεκτρόδια, ἀνα-

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 Α (σχ. 20). Τό ὀξείδιο τοῦ χαλκοῦ ἀνάγεται σέ μεταλλικό χαλκό καί σχηματίζεται καί ὑδρατμός σύμφωνα μέ τήν ἀντίδραση:

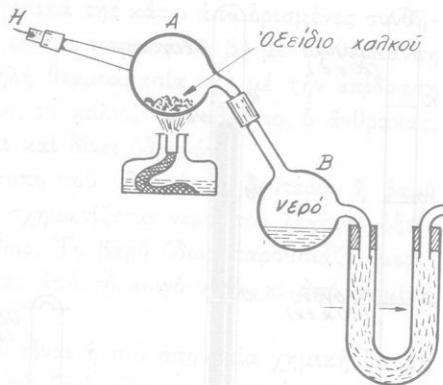


Ἐνα μέρος ἀπ' αὐτόν τόν ὑδρατμό συμπυκνώνεται στό δοχεῖο Β καί ὁ ὑπόλοιπος συγκρατεῖται μέσα στό σωλήνα Γ ἀπό κάποια ὑγροσκοπική οὐσία. Ἡ διαφορά τοῦ βάρους τοῦ δοχείου

Α πού ἔχει τό ὀξείδιο τοῦ χαλκοῦ, πρῖν καί μετά ἀπό τό πείραμα, δίνει τό βάρος τοῦ ὀξυγόνου. Ἡ διαφορά τοῦ βάρους τῶν δοχείων Β καί Γ πού μέσα σ' αὐτά μαζεύτηκε τό νερό πρῖν καί μετά 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 πώς τό ὑδρογόνο καί τό ὀξυγόνο, ἐνώνονται χημικά γιά νά σχηματίσουν νερό μέ τήν ἀναλογία σέ βάρος 2:16 ἢ 1:8.

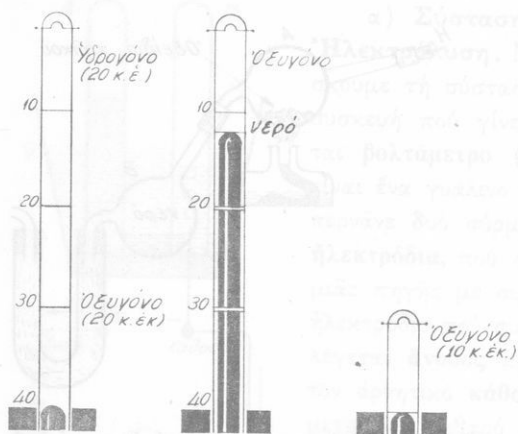
**Σύνθεση τοῦ νεροῦ.** Ἡ σύσταση τοῦ νεροῦ ἀπὸ ὑδρογόνο καί ὀξυγόνο, ἀποδεικνύεται καί μέ τή σύνθεσή του ἀπ' αὐτά τά δύο συστατικά στοιχεῖα, πού γίνεται σέ μιά συσκευή πού λέγεται **εὐδιόμετρο** (σχ. 21).

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



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

μικρή απόσταση. Γεμίζουμε τό εϋδιόμετρο με υδράργυρο, τό αναποδο-  
 γυρίζουμε μέσα σέ μιά λεκάνη με υδράργυρο και βάζουμε μέσα διαδο-  
 χικά 20 κ.έ. υδρογόνο και 20 κ.έ. όξυγόνο. Τά δυό άέρια διαχώνουν τόν  
 υδράργυρο και μαζεύονται στό πάνω μέρος τοϋ εϋδιόμετρου. "Υστερα



Σχ. 21. Σύνθεση τοϋ νεροϋ με τό εϋδιόμετρο.

συνδέουμε τά σύρματα τοϋ λευκόχρυσου με τοϋς δυό πόλους μιās ήλεκτροστατικής μηχανής ή μ' ένα πηνίο Ruhmkorff. Τότε δημιουργείται ανάμεσα στα δυό άκρα τοϋ λευκόχρυσου. μέσα στό σωλήνα τοϋ εϋδιόμετρου, ήλεκτρικός σπινθήρας, γίνεται μιá μικρή έκρηξη, ό υδράργυρος ανεβαίνει μέσα στό σωλήνα και παρατηροϋνται και μερικές σταγόνες νερό στά έσω-  
 τερικά τοιχώματα τοϋ σωλήνα. "Όταν κρυώσει ό σωλήνας, διαπιστώνεται πώς στό άνωτερο μέρος του έμεινε ένα άέριο πού ό όγκος του μετρημέ-  
 νος στήν άτμοσφαιρική πίεση είναι 10 κ.έ. Τό άέριο αυτό έξακριβώς  
 νεται πώς είναι όξυγόνο, γιατί απορροφάται έντελώς από τό φωσφόρο.  
 "Έτσι βλέπουμε πώς τό υδρογόνο και τό όξυγόνο ένώθηκαν χημικά  
 και σχημάτισαν νερό με άναλογία σέ όγκο 20 κ.έ.:10 κ.έ. δηλαδή 2:1.

**Φυσικές ιδιότητες τοϋ νεροϋ.** Τό χημικά καθάρο 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 παίρνομε σάν μονάδα γιά τή μέτρηση τής πυκνό-  
 τητας τών στερεών και τών υγρών σωμάτων. "Η πυκνότητα δηλαδή τοϋ  
 νεροϋ στους 4° C είναι 1. Στή κανονική άτμοσφαιρική πίεση βράζει  
 στους 100° C και γίνεται υδρατμός, και πήζει στους 0° C και γίνεται  
 πάγος.

Οί υδρατμοί στίς κανονικές συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας,  
 έχουν σχ. πυκνότητα 0,622. "Ο πάγος πού κρυσταλλώνεται σέ έξαγω-

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

**Χημικές ιδιότητες.** Το νερό είναι πολύ σταθερή ένωση. Μπορεί όμως να διαχωριστεί στα συστατικά της κάτω από όρισμένες συνθήκες: α) με τήν ηλεκτρόλυση ὅπως είδαμε παραπάνω, β) με τή θέρμανση τῶν ὑδρατμῶν σέ πάρα πολύ ψηλή θερμοκρασία, γ) με τήν επίδραση μερικῶν σωμάτων ὅπως τό νάτριο, τό κάλιο, τό ασβέστιο, ὁ ἄνθρακας, ὁ σίδηρος κτλ., τό νερό διασπᾶται καί δίνει ὑδρογόνο.

**Βαρύ ὕδωρ.** Ὄταν τό ἰσότοπο τοῦ ὑδρογόνου, δευτέριο ἢ βαρύ ὑδρογόνο, ἐνωθεῖ μέ τό ὀξυγόνο, σχηματίζεται νερό πού λέγεται ὀξειδιο τοῦ δευτερίου  $D_2O$  ἢ βαρύ ὕδωρ. Τό βαρύ ὕδωρ παρουσιάζει μερικές διαφορές στίς φυσικές ιδιότητες ἀπό τό κοινό νερό κι ἀπό χημική ἀποψη εἶναι πιό δραστικό.

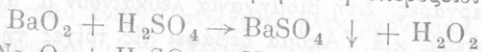
**Χρήσεις τοῦ νεροῦ.** Τό νερό εἶναι ἡ πιό σπουδαία χημική ένωση ἀπ' ὅλες. Εἶναι ἀπαραίτητο γιά τή ζωή τῶν φυτῶν καί τῶν ζῶων. Χωρίς νερό εἶναι ἀδύνατη ἡ ὑπαρξη ζωῆς καί λίγες χημικές ἀντιδράσεις μπορεῖ νά γίνουν χωρίς αὐτό. Στή βιομηχανία χρησιμοποιεῖται γιά διαλυτικό μέσο, γιά κατασκευή πάγου, τροφοδότηση ἀτμομηχανῶν καί πολλούς ἄλλους σκοπούς.

## ΥΠΕΡΟΞΕΙΔΙΟ ΤΟΥ ΥΔΡΟΓΟΝΟΥ $H_2O_2$

Ἐκτός ἀπό τό νερό τά στοιχεῖα ὑδρογόνο καί ὀξυγόνο σχηματίζουν καί δεύτερη χημική ένωση τό ὑπεροξειδίο τοῦ ὑδρογόνου, ἢ ὀξυγονοῦχο νερό μέ χημικό τύπο  $H_2O_2$ .

**Πρόελευση.** Τό ὑπεροξειδίο τοῦ ὑδρογόνου βρίσκεται σέ μικρές ποσότητες καί στή μορφή τῶν ἀτμῶν, στά χαμηλά στρώματα τῆς ἀτμόσφαιρας.

**Παρασκευή.** Παρασκευάζεται μέ τήν επίδραση ψυχροῦ ἀραιοῦ θεικοῦ ὀξέος σέ ὑπεροξειδίο τοῦ βαρίου ἢ ὑπεροξειδίο τοῦ νατρίου:



Τό ὑπεροξειδίο τοῦ ὑδρογόνου πού παρασκευάζεται μ' αὐτόν τόν

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

**Φυσικές ιδιότητες.** Το καθαρό υπεροξειδίο του υδρογόνου είναι ένα υγρό σαν σιρόπι, Είδ. Β. 1,465 gr\*/cm<sup>3</sup>, στους 0°C. Ήπειδή παθαίνει εύκολα αποσύνθεση, στο εμπόριο κυκλοφορεί σε ύδατικά διαλύματα, πού είναι πιο σταθερά, με περιεκτικότητα συχνά 3% κατά βάρος και πιο σπάνια 30% και τότε τό διάλυμα αυτό τό λένε Perhydrol.

**Χημικές ιδιότητες.** Είναι σώμα πολύ λίγο σταθερό, γι' αυτό, στή συνηθισμένη θερμοκρασία σιγά σιγά, και με θέρμανση πιο γρήγορα, διασπάται σε νερό και όξυγόνο:  $H_2O_2 \rightarrow H_2O + [O]$ .

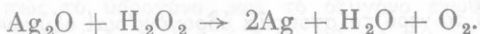
Όσο πιο πυκνό είναι, τόσο πιο γρήγορη είναι ή αποσύνθεσή του και διευκολύνεται ακόμα πιο πολύ, με διάφορους καταλύτες όπως ο λευκόχρυσος, ο πυρολουσίτης κ.ά. κι από σώματα με άνωμαλη επιφάνεια.

Έχει και όξειδωτικές και αναγωγικές ιδιότητες. Όξειδωτικές χάρη στο ένεργό όξυγόνο (άτομικό) πού έλευθερώνεται με τή διάσπασή του κι αναγωγικές εξαιτίας του υδρογόνου πού παράγεται με διάσπαση του μορίου του σύμφωνα με 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 άνάγει τό όξείδιο του άργύρου Ag<sub>2</sub>O σε μεταλλικό άργυρο και μοριακό όξυγόνο:



Συμπεριφέρεται ακόμα και σαν άσθενές όξύ γιατί προκαλεί τή διάσπαση των άνθρακικών άλάτων των άλκαλιών:



**Χρήσεις.** Ήξαιτίας τής όξειδωτικής του ένεργειας χρησιμοποιείται στή ιατρική, για άποστείρωση πληγών και άπολύμανση του στόματος με 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 μετροημένο στις κανονικές συνθήκες;

5) Κατεργαζόμαστε 15 γραμμ. ψευδάργυρο καθαρό με περίσσεια ποσότητα θεικού οξέος. Να 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 ποιά 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 οξείδιο 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.ε. Προκαλούμε έκρηξη ηλεκτρικού σπινθήρα και μετά την ψύξη μένει όγκος 10 κ.ε. υδρογόνου. Να βρεθεί η αρχική σύνθεση που είχε τό μίγμα.

## ΟΜΑΔΑ ΤΩΝ ΑΛΟΓΟΝΩΝ

‘Αλογόνα ή άλατογόνα λέγονται τά στοιχεΐα, φθόριο, χλώριο, βρώμιο και ιώδιο γιατί έχουν μεγάλη χημική συγγένεια με τά μέταλλα και ένώνονται μ' αυτά σχηματίζοντας άλατα. Αποτελούν τυπικό παράδειγμα μις οικογένειας στοιχείων, που τά μέλη της παρουσιάζουν μεγάλες όμοιότητες στις φυσικές και χημικές ιδιότητες που μεταβάλλονται βαθμιαία ανάλογα με τό άτομικό βάρος.

Εΐναι πάρα πολύ ενεργά στοιχεΐα, ηλεκτραρνητικά, διάτομα, μορσοθενή όταν ένώνονται με τό υδρογόνο και τά μέταλλα, και με διαφορετικό σθένος όταν ένώνονται με τό όξυγόνο.

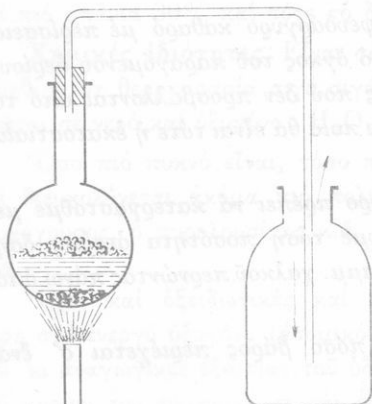
## Χ Λ Ω Ρ Ι Ο

Σύμβολο Cl

Ατομικό βάρος 35,47

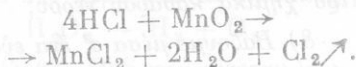
Σθένος I, III, V, VII

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

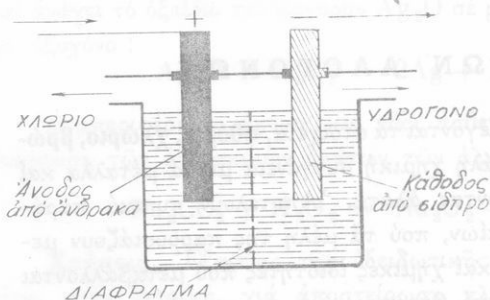


Σχ. 22. Παρασκευή τού χλωρίου μέ όξειδωση τού ύδροχλωρίου από πυρολουσίτη.

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

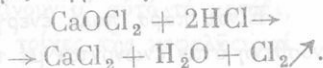


Γιά νά γίνει ή αντίδραση, θερμαίνεται τό μίγμα μέσα σέ φιάλη (σχ. 22) καί μαζεύεται τό άέριο χλώριο σέ άδειες φιάλες, έκτοπιζοντας τόν άέρα, γιατί είναι βαρύτερο. Δέν μπορεί νά μαζευτεί σέ φιάλες μέ νερό, γιατί διαλύεται εύκολα μέσα σ' αυτό.



Σχ. 23. Βιομηχανική παρασκευή τού χλωρίου μέ ήλεκτρόλυση διαλύματος χλωριούχου νατρίου.

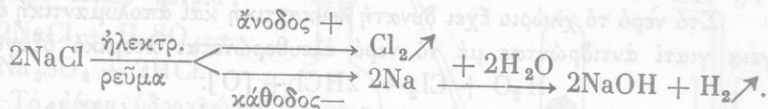
Μπορεί νά παρασκευαστεί εύκολα από τή χλωράσβεστο CaOCl<sub>2</sub> μέ επίδραση ύδροχλωρικού όξέος χωρίς θέρμανση:



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



γή άνθρακα συγκεντρώνεται τό χλώριο, και στήν κάθοδο, πού είναι από σίδηρο, υδρογόνο, πού παράγεται από τήν αντίδραση τοῦ νατρίου πού ἐλευθερώνεται μέ τήν ἤλεκτρολύση και ἀμέσως ἀντιδρᾷ μέ τό νερό σύμφωνα μέ τήν ἐξίσωση :



Ἐπειδή τό χλώριο πού ἐλευθερώνεται, μπορεῖ νά ἐπιδράσει στό καυστικό νάτριο NaOH και νά σχηματίσει χλωριούχες ἐνώσεις στίς ἤλεκτρολυτικές συσκευές, χωρίζονται τά δυό ἤλεκτρόδια μέ πορώδες διάφραγμα.

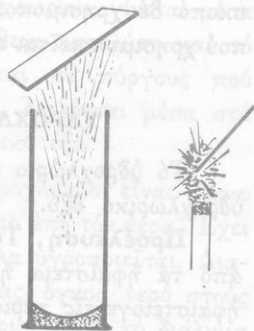
**Φυσικές ιδιότητες.** Τό χλώριο είναι κιτρινοπράσινο ἀέριο μέ πνιγηρή ὄσμή. Προσβάλλει τά ἀναπνευστικά ὄργανα και προκαλεῖ βήχα, δυσφορία, σέ μεγαλύτερες δόσεις αἰμόπτυση και τελικά τό θάνατο. Εἶναι πολύ βαρύτερο ἀπό τόν ἀέρα κι ἔχει σχετική πυκνότητα 2,45. Ὑγροποιεῖται εὐκόλα, γιατί βράζει στούς  $-34,6^\circ \text{C}$  και γίνεται κιτρινοπράσινο ὑγρό. Διαλύεται εὐκόλα στό νερό· ἕνας ὄγκος νερό διαλύει 3 ὄγκους χλώριο περίπου και τό διάλυμα, πού λέγεται χλωριούχο νερό, ὅταν εἶναι φρέσκο, μπορεῖ νά χρησιμοποιηθεῖ ἀντί γιά τό χλώριο.

**Χημικές ιδιότητες.** Ὑστερα ἀπό τό φθόριο εἶναι τό πιό ἐνεργό στοιχεῖο, προσβάλλει ὄλα τά μέταλλα και ἐνώνεται μέ τά πιό πολλά ἀμέταλλα ἐκτός ἀπό τά εὐγενή ἀέρια.

Μίγμα ἀπό χλώριο και υδρογόνο, στό σκοτάδι ἐνώνονται σιγά σιγά. Στό ἡλιακό φῶς, ἤ στό φῶς πού δίνει τό μαγνήσιο ὅταν καίγεται, ἐνώνεται μέ ἔκρηξη (σχ. 24) και σχηματίζουν ἀέριο ὑδροχλώριο :  $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$ .

Ἡ τάση γιά ἔνωση τοῦ χλωρίου μέ τό υδρογόνο εἶναι τόση, πού τό χλώριο ἀποσπᾷ τό υδρογόνο ἀπό πολλές ὀργανικές ἐνώσεις, π.χ. ἀπό τό νέφτι (τερεβινθέλαιο)  $\text{C}_{10}\text{H}_{16}$ , κ.ἄ.

Μερικά στοιχεῖα ὅπως ὁ φωσφόρος, τό ἀρσενικό, τό ἀντιμόνιο



Σχ. 24. Ἐνωση χλωρίου και υδρογόνου στό φῶς πού δίνει τό μαγνήσιο ὅταν καίγεται.

ένώνονται με τό χλώριο στή συνηθισμένη θερμοκρασία με όρμη και συνάμα έλευθερώνεται θερμότητα και παράγεται φώς. \*Άλλα στοιχεία όπως τό θείο, τό νάτριο, ό χαλκός κ.ά. ένώνονται με τό χλώριο μόνο ύστερα από προθέρμανση.

Στό νερό τό χλώριο έχει δυνατή λευκαντική και άπολυμαντική ένεργεια 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 μελάκι, 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.

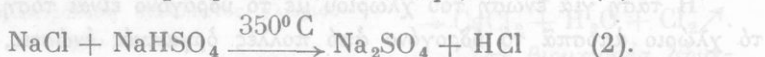
**Χρήσεις.** Τό χλώριο χρησιμοποιεΐται γιά τήν παρασκευή διάφορων χλωριούχων ένώσεων, γιά τήν άποστείρωση του νερού και προπάντων γιά λευκαντικό τής χαρτόμαζας και των ύφαντικών ύλών από κυτταρίνη κυρίως του βαμβακιού και του λιναριού. Γι' αυτό τον τελευταίο σκοπό δέ χρησιμοποιεΐται τό έλεύθερο χλώριο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

### ΥΔΡΟΧΛΩΡΙΟ \*Η 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.

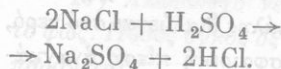
**Παρασκευή.** Στα **έργαστήρια** παρασκευάζεται με τή θέρμανση του χλωριούχου νατρίου με πυκνόθειικό όξύ (σχ. 25). Παράγεται τότε ύδροχλώριο και όξινοθειικό νάτριο  $\text{NaHSO}_4$  ή ούδέτερο :



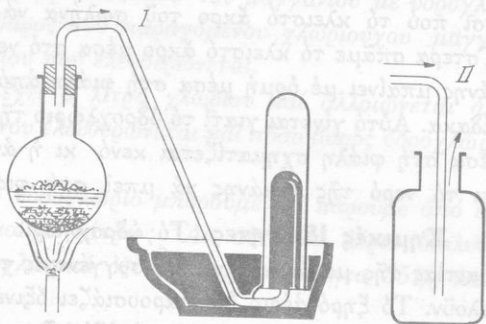
Τό άέριο ύδροχλώριο πού βγαίνει, μαζεύεται με έκτόπιση του ύδραργύρου ή του άέρα γιατί είναι βαρύτερο από αυτόν, δέν μπορεί

ὁμως νά μαζευτεῖ μέ ἐκτόπιση νεροῦ γιατί διαλύεται εὐκόλα σ' αὐτό.

Στή **βιομηχανία** παρασκευάζεται 1) μέ ἐπίδραση πυκνοῦ θειικοῦ ὀξέος σέ χλωριούχο νάτριο, ὅπως παραπάνω. Ἐπειδή ὁμως ἡ θέρμανση γίνεται μέσα σέ καμίνια καί εἶναι πιό ἔντονη παράγεται οὐδέτερο θειικό νάτριο :



Τό ἀέριο ὑδροχλωρίο περνᾷ ἀπό μιά σειρά σφαιρικές φιάλες πού ἔχουν νερό καί συγκοινωνοῦν μεταξὺ τους, διαλύεται καί σχηματίζει τό ὑδροχλωρικό ὄξυ τόῦ ἐμπορίου.



Σχ. 25. Παρασκευή ὑδροχλωρίου στά ἐργαστήρια.

2) Μέ ἀπευθείας ἔνωση, τοῦ ὑδρογόνου καί τοῦ χλωρίου πού καί τά δυό τά παίρνουν ἀπό ἤλεκτρολύση τοῦ διαλύματος χλωριούχου νατρίου σέ νερό :  $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$ .

Ἡ ἔνωση τοῦ ὑδρογόνου καί τοῦ χλωρίου, γίνεται μέσα σέ σωλῆνες ἀπό χαλαζία μέ βοήθεια καταλύτη καί τό παραγόμενο ὑδροχλωρίο, ὀδηγεῖται σέ πύργους πού ἀπό τήν ὀροφή τους πέφτει νερό, διαλύεται μέσα στό νερό καί σχηματίζει τό ὑδροχλωρικό ὄξυ.



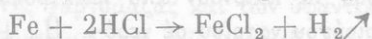
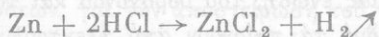
Σχ. 26. Σχηματισμός πίδακα λόγω τῆς μεγάλης διαλυτότητας τοῦ ὑδροχλωρίου μέσα στό νερό.

**Φυσικές ιδιότητες.** Τό ὑδροχλωρίο εἶναι ἀέριο ἄχρωμο, μέ δηκτική ὀσμή, βαρύτερο ἀπό τόν ἀέρα. Ἐχει σχετική πυκνότητα 1,26 καί εὐκόλα ὑγροποιεῖται. Διαλύεται πολύ εὐκόλα στό νερό. Ἐνας ὄγκος νερό στούς 0° C διαλύει 500 ὄγκους ὑδροχλωρίου. Αὐτό τό διάλυμα λέγεται **ὑδροχλωρικό ὄξυ** (κ. σπέρτο τοῦ ἄλατος)\*. Γιά νά δείξουμε τή μεγάλη διαλυτότητα τοῦ ὑδροχλωρίου στό νερό κάνουμε τό παρακάτω πείραμα: Παίρνουμε μιά σφαιρική φιάλη (σχ. 26) γεμάτη μέ ξηρό ὑδροχλωρίο. Ἡ φιάλη κλείνεται μέ πῶμα κι ἀπό αὐτό περνᾷ

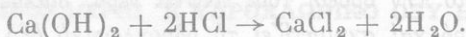
\* Τό ὑδροχλωρικό ὄξυ τοῦ ἐμπορίου περιέχει 36,5% κατά βάρος HCl κι ἔχει εἰδικό βάρος 1,19 gr\*/cm<sup>3</sup>

λεπτός γυάλινος σωλήνας. Το άκρο του σωλήνα που βρίσκεται μέσα στη φιάλη είναι άνοιχτό· 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 η ατμοσφαιρική πίεση αναγκάζει το νερό της λεκάνης να μπει στη φιάλη σχηματίζοντας πίδακα.

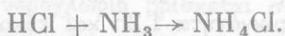
**Χημικές ιδιότητες.** Το υδροχλώριο είναι πολύ σταθερή ένωση εξαιτίας της μεγάλης χημικής συγγένειας των στοιχείων που την αποτελούν. Το ξηρό αέριο δεν παρουσιάζει όξινες ιδιότητες, το διάλυμά του όμως στο νερό, το υδροχλωρικό όξύ, είναι από τα πιο ισχυρά όξέα με πολύ έντονες τις ιδιότητες των όξεων. Έτσι προσβάλλει πολλά μέταλλα και σχηματίζει χλωριούχα άλατα και υδρογόνο:



Έπιδρα ακόμα στα όξειδια και στα υδροξείδια των μετάλλων:



Ενώνεται με την αέριο αμμωνία  $\text{NH}_3$  και σχηματίζει χλωριούχο αμμώνιο που είναι ένα λευκό άλας:



Γι' αυτό αν φέρουμε κοντά τα δύο πάματα των φιαλών, που έχει ή μία αμμωνία κι ή άλλη υδροχλωρικό όξύ, σχηματίζονται λευκοί άτμοι από χλωριούχο αμμώνιο.

**Χρήσεις.** Στη βιομηχανία το υδροχλωρικό όξύ χρησιμοποιείται για την παρασκευή του χλωρίου, των χλωριούχων αλάτων, της ζωικής κόλλας, διάφορων χρωμάτων, για τον καθαρισμό της επιφάνειας των μετάλλων κτλ. Στα έργαστήρια, για την παρασκευή υδρογόνου, χλωρίου, διοξειδίου του άνθρακα, υδροθείου κτλ. Στα σπίτια, για να καθαρίζονται οι νεροχύτες, οι λεκάνες, τα μπουκάλια κτλ.

## ΠΡΟΒΛΗΜΑΤΑ

9) Θερμαίνονται 10 γραμμ. διοξειδίου 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 υδροχλώριο μπορούμε νά πάρουμε από ένα χιλιόγραμμα καθαρό χλωριούχο νάτριο; Αν αυτό τό αέριο διαλυθεί στό νερό, πόσο βάρος υδροχλωρικό οξύ με 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

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

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

**Φυσικές ιδιότητες.** Είναι αέριο με άνοιχτό κιτρινοπράσινο χρώμα, έχει δηκτική όσμή και υγροποιείται δύσκολα στους  $-187^\circ C$ .

**Χημικές ιδιότητες.** Είναι τό πιο δραστικό απ' όλα τά αλογόνα και έχει τίς ίδιες χημικές ιδιότητες με τό χλώριο· προσβάλλει ακόμα τό γυαλί και τά πυριτικά άλατα.

**Χρήσεις.** Διατηρείται σέ ειδικά χαλύβδινα δοχεία και χρησιμεύει για τήν παρασκευή φθοριωμένων υδρογονανθράκων πού χρησιμοποιούνται στή βιομηχανία τών πλαστικών, πού άντέχουν πολύ στή θερμοκρασία και τά χημικά άντιδραστήρια. Από τό φθόριο παρασκευάζεται και τό αέριο τών 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 ὀξύ 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 χλωριόχα, στό θαλασσινό νερό, στίς ἀλατοπηγές, στά ἀλατορυχεῖα π.χ. τῆς Στασφούρτης (Γερμανία), στά θαλασσινά φυτά καί ζῶα.

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



**Φυσικές ιδιότητες.** Ἐχει χρῶμα 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 ἄφθονοι καί στή συνηθισμένη θερμοκρασία εἶναι βαρύτεροι ἀπό τόν ἀέρα, καστανοκόκκινοι, καί προσβάλλουν τά ἀναπνευστικά ὄργανα.

**Χημικές ιδιότητες.** Ἡ χημική του συμπεριφορά εἶναι τελείως ἀνάλογη μέ τοῦ χλωρίου ἀλλά λιγότερο δραστική.

**Χρήσεις.** Χρησιμοποιεῖται γιά τήν παρασκευή τοῦ βρωμιούχου καλίου KBr πού εἶναι καταπραῦντικό 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**

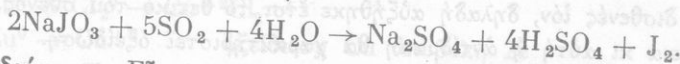
Σθένος **I, III, V, VII**

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



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

**Παρασκευή.** Στή βιομηχανία παρασκευάζεται ἀπό τό ἀλμόλοιπο τοῦ νίτρου τῆς Χιλῆς μέ διοξειδιο 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 ὀσμή. Θερμαινόμενο ἐλαφρά ἐξαχνώνεται καί δίνει ἀτμούς μέ σχ. πυκνότητα 8,7. Πολύ λίγο διαλύεται στό νερό. Διαλύεται ὅμως πολύ εὐκόλα στό διάλυμα τοῦ ἰωδιούχου καλλίου σέ ἀλκοόλη καί δίνει ἔτσι τό γνωστό **βάμμα** τοῦ **ιωδίου**. 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.

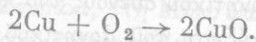
**Χρήσεις.** Χρησιμεύει στήν παρασκευή τοῦ ἀντισηπτικοῦ βάμματος τοῦ ἰωδίου, στή φωτογραφική καί στήν παρασκευή διάφορων φαρμάκων καί χρωμάτων.

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

## ΟΞΕΙΔΩΣΗ ΚΑΙ ΑΝΑΓΩΓΗ

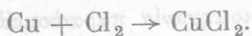
Γενικά ὀξειδωση ὀρίστηκε ἡ ἔνωση τοῦ ὀξυγόνου μέ διάφορα στοιχεῖα, καί ἀναγωγή ἡ ἔνωση τῶν στοιχείων μέ τό ὑδρογόνο ἢ ἡ ἀφαίρεση ἀπό ἓνα σῶμα τοῦ ὀξυγόνου. Ἄς ἐξετάσουμε τώρα μέ περισσότερη λεπτομέρεια αὐτά τά δύο φαινόμενα.

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



Σ' αὐτή τήν ἐξίσωση 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 :



Καί σ' αὐτή τήν περίπτωση ὁ χαλκός ἔχασε δύο ἠλεκτρόνια και ἔγινε δισθενές ἰόν, δηλαδή αὐξήθηκε ἔτσι τό θετικό του σθένος. Κατά συνέπεια κι αὐτή ή αντίδραση θά χαρακτηριστεῖ ὀξειδωση.

Ἐξάλλου ή αναγωγή ενός μεταλλικοῦ ὀξειδίου τοῦ χαλκοῦ μέ τήν επίδραση τοῦ ὕδρογόνου παριστάνεται ἀπό τήν εξίσωση :



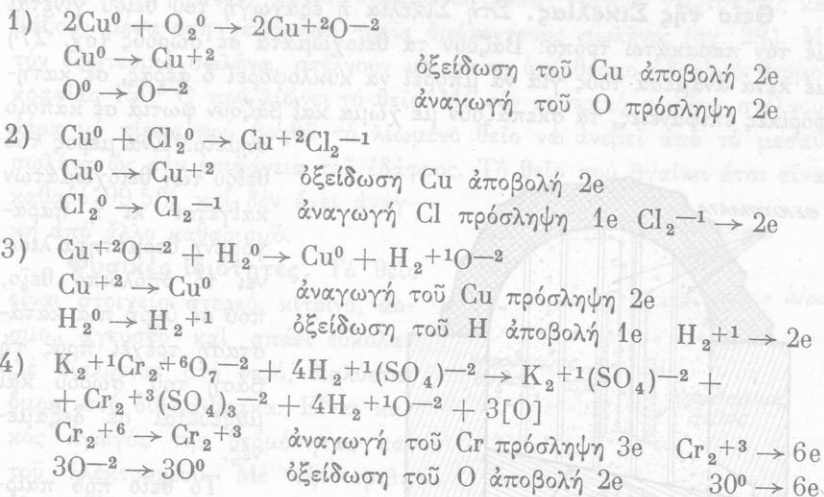
Σ' αὐτή τήν εξίσωση παρατηροῦμε πώς ὁ χαλκός τοῦ ὀξειδίου μέ σθένος δύο δηλαδή μέ δυό θετικά φορτία παραπάνω παίρνει δυό ἠλεκτρόνια ἀπό δυό ἄτομα τοῦ ὕδρογόνου και ἀποκτᾷ οὐδέτερη κατάσταση. Ἐγινε δηλαδή τό θετικό σθένος τοῦ χαλκοῦ ἀπό δύο μηδέν, δηλαδή ἐλάττωθηκε. Ὑστερα ἀπ' αὐτά μπορούμε νά ποῦμε γενικότερα πώς : ὀξειδωση ὀνομάζεται ή αὐξηση τοῦ θετικοῦ σθένους ενός στοιχείου μέ ἀπώλεια ἠλεκτρονίων και αναγωγή ή ἐλάττωση τοῦ θετικοῦ σθένους μέ πρόσληψη ἠλεκτρονίων. Ἀκόμα γίνεται φανερό πώς : α) ὀξειδωση μπορεί νά προκαλέσει ὄχι μόνο τό ὀξυγόνο, μά κι 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 ἀλογόνα  $\text{F}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{J}_2$ . 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 αναγωγικά 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 ἓνα στοιχεῖο, δηλαδή ή αὐξηση τοῦ θετικοῦ σθένους ή ή ἐλάττωση τοῦ ἀρνητικοῦ σθένους του και αναγωγή ή πρόσληψη ἠλεκτρονίων, δηλαδή ή αὐξηση τοῦ ἀρνητικοῦ σθένους ή ή ἐλάττωση τοῦ θετικοῦ σθένους τοῦ στοιχείου.

Ὅταν σέ μιὰ αντίδραση γίνεται ὀξειδωση ενός στοιχείου ταυτόχρονα γίνεται και αναγωγή ενός ἄλλου. Ἐτσι μιὰ αντίδραση ὀξειδωσης εἶναι σύγχρονα και αντίδραση αναγωγῆς. Γι' αὐτό οἱ αντιδράσεις αὐτές



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



## ΟΜΑΔΑ ΤΟΥ ΟΞΥΓΟΝΟΥ

Σ' αυτή την ομάδα ανήκουν τὰ στοιχεία 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 καὶ τὸ θείο. Τὸ πρῶτο ἐξετάστηκε στὰ προηγούμενα κεφάλαια καὶ τώρα θὰ γίνει ἡ ἐξέταση τοῦ θείου.

### Θ Ε Ι Ο

Σύμβολο S

Ἀτομικὸ βάρος 32,066

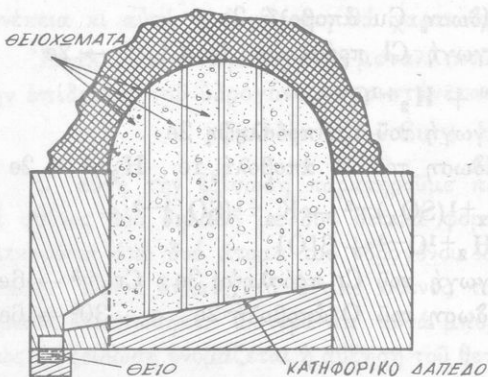
Σθένος II, IV, VI

**Πρόλευση.** Τὸ θείο βρίσκεται στὴ φύση ἐλεύθερο, στὶς ἠφαιστειογενεῖς περιοχές Σικελία, Ἰαπωνία, Λουιζιάνα καὶ Τέξας τῶν ΗΠΑ, καὶ στὴν Ἑλλάδα στὸ Σουσάκι, στὴ Μήλο καὶ τὴ Θήρα. Ἐνωμένο σχηματίζει τὰ θειοῦχα ὀρυκτὰ, σιδηροπυρίτη  $\text{FeS}_2$ , γαληνίτη  $\text{PbS}$ , σφαλερίτη  $\text{ZnS}$ , καὶ τὰ θεικὰ ἄλατα μετὰ τὸ πιό σπουδαῖο τὴ γύψο  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ .

**Ἐξαγωγή.** Τὸ ἐλεύθερο θείο εἶναι ἀνακατεμένο μετὰ γαιώδεις οὐσίες καὶ ἀποτελεῖ τὰ λεγόμενα **θειοχώματα**. Ἄν αὐτὰ θερμανθοῦν

σιγανά γύρω στους  $120^{\circ}\text{C}$  τό θεϊο λιώνει και αποχωρίζεται από τις γαιώδεις προσμίξεις που δέ λιώνουν.

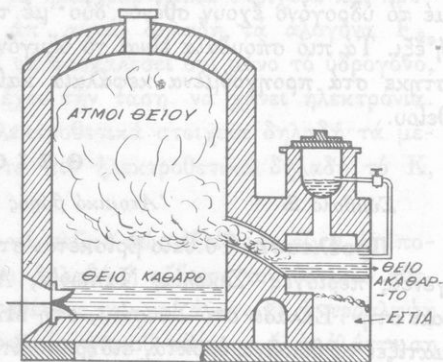
**Θεϊο τής Σικελίας.** Στη Σικελία ή εξαγωγή του θεϊου γίνεται με τον παρακάτω τρόπο: Βάζουν τά θειοχώματα σε σωρούς (σχ. 27) με κενά ανάμεσά τους για να μπορεί να κυκλοφορεί ο αέρας, σε κατηγορικές επιφάνειες, τά σκεπαζουν με χῶμα και βάζουν φωτιά σε κάποιο



Σχ. 27. Έξαγωγή του θεϊου από τά θειοχώματα στη Σικελία.

(σχ. 28). Οι άτμοι οδηγούνται σε ψυχρούς θαλάμους και εκεί συμπυκνώνονται και γίνονται λεπτή σκόνη που τή λένε **άνθη θεϊου**. Αυτό συμβαίνει όσο ή θερμοκρασία είναι πιο κάτω από  $112^{\circ}\text{C}$ . Σε πιο μεγάλη θερμοκρασία τό αποσταζόμενο θεϊο λιώνει και μαζεύεται υγρό στο κάτω μέρος του θαλάμου· από κει τοποθετείται μέσα σε ξύλινα κυλινδρικά καλούπια και σχηματίζεται τό λεγόμενο **ραβδόμορφο θεϊο**.

**Θεϊο τής Αμερικής.** Στη Λουιζιάνα και τό Τέξας τής Αμερικής σε βάθος 150-250 μέτρα υπάρχουν



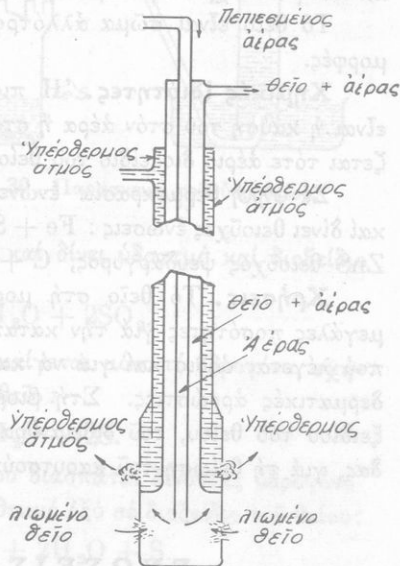
Σχ. 28. Καθάρισμα του θεϊου με απόσταξη.

ασβεστολιθικά πετρώματα ανακατεμένα με αρκετή ποσότητα θείου. Τό θείο αυτό τό βγάζουν μέ τόν παρακάτω τρόπο: Κάνουν γεωτρήσεις και βάζουν μέσα στή γεωτρήση τρεις όμόκεντρους σωλήνες (σχ. 29). Μέ τόν έξωτερικό σωλήνα, στέλνουν μέ πίεση υπέρθερμο ύδρατμό θερμοκρασίας  $150^{\circ}\text{C}$  πού λιώνει τό θείο. Μέ τόν κεντρικό σωλήνα στέλνουν άέρα μέ πίεση, πού βοηθά τό λιωμένο θείο νά άνεβεί από τό μεσαίο σωλήνα ως τήν επιφάνεια του έδάφους. Τό θείο πού βγαίνει έτσι είναι καθαρό 99,5% και δέν έχει ανάγκη από άλλο καθαρισμό.

**Φυσικές ιδιότητες.** Τό θείο είναι στοιχείο στερεό, κίτρινο, άοσμο, άγευστο και σπάει εύκολα. Δέ διαλύεται στό νερό, διαλύεται όμως στό διθειάνθρακα. Είναι κακός άγωγός τής θερμότητας και του ηλεκτρισμού. Μέ τήν τριβή ηλεκτριζείται.

Τό θείο παρουσιάζεται σε δύο κρυσταλλικές άλλοτροπικές μορφές: α) στό **ρομβικό θείο** (όκταεδρικό): τέτοιο είναι τό φυσικό θείο και τό παίρνουν μέ εξάτμιση διαλύματος θείου σε διθειάνθρακα, έχει Ειδ. Β.  $2,06\text{ gr}^*/\text{cm}^3$  και λιώνει στους  $112,8^{\circ}\text{C}$ , β) στό **μονοκλινές θείο** (πρισματικό) πού τό παίρνουν μέ σιγανή ψύξη του λιωμένου θείου. Άποτελεΐται από κρυστάλλους σαν βελόνες, έχει Ειδ. Β.  $1,96\text{ gr}^*/\text{cm}^3$  και λιώνει στους  $119^{\circ}\text{C}$ . Μέ τόν καιρό μετατρέπεται σε ρομβικό θείο πού είναι ή πιό σταθαρή μορφή του θείου.

Μέ θέρμανση του θείου μέσα σε γυάλινο δοχείο παρουσιάζονται τά παρακάτω φαινόμενα: Γύρω στους  $113^{\circ}\text{C}$  τό θείο λιώνει και γίνεται ένα άραιό κίτρινο υγρό. Σε πιό ψηλή θερμοκρασία τό υγρό γίνεται πιό σκοτεινό και πιό πυκνό. Στους  $220^{\circ}\text{C}$  γίνεται σχεδόν μαύρο και τόσο πυκνό πού αν άναποδογυρίσουμε τό δοχείο δέ χύνεται. Στους  $330^{\circ}\text{C}$  τό θείο γίνεται πάλι λίγο πιό άραιό μά εξακολουθεΐ νά έχει σκοτεινό



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

χρῶμα. Τελικά στους 445° C αρχίζει νά βράζει καί δίνει ατμούς μέ βαθύ κόκκινο χρῶμα. Αὐτές οἱ ἀνωμαλίες συμβαίνουν γιατί τό θεῖο στίς διάφορες θερμοκρασίες σχηματίζει μόρια μέ διαφορετικό ἀριθμό ἀτόμων.

Ἄν χύσουμε σέ ψυχρό νερό τό λιωμένο στους 330° C θεῖο, πού εἶναι κάπως πιό ρευστό, στερεοποιεῖται καί γίνεται σάν ἕνα ἐλαστικό νῆμα. Αὐτό τό θεῖο λέγεται πλαστικό θεῖο, δέ διαλύεται στό διθειάνθρακα καί μέ τό χρόνο μεταβάλλεται κι αὐτό σέ ρομβικό.

Τό θεῖο εἶναι σῶμα ἀλλότροπο-γιατί παρουσιάζεται μέ διάφορες μορφές.

**Χημικές ιδιότητες.** Ἡ πιό χαρακτηριστική ιδιότητα τοῦ θείου εἶναι ἡ καύση του στόν ἀέρα ἢ στό ὀξυγόνο, μέ κυανή φλόγα. Σχηματίζεται τότε ἀέριο διοξειδίου τοῦ θείου:  $S + O_2 \rightarrow SO_2$ .

Σέ ψηλή θερμοκρασία ἐνώνεται ζωνηρά μέ τά πιό πολλά μέταλλα καί δίνει θειούχες ἐνώσεις:  $Fe + S \rightarrow FeS$  θειούχος σίδηρος,  $Zn + S \rightarrow ZnS$  θειούχος ψευδάργυρος,  $C + 2S \rightarrow CS_2$  διθειάνθρακας κτλ.

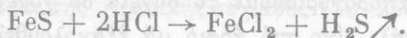
**Χρήσεις.** Τό θεῖο στή μορφή τῆς σκόνης, χρησιμοποιεῖται σέ μεγάλες ποσότητες γιά τήν καταπολέμηση τῆς ἀσθένειας τοῦ ἀμπελιοῦ πού λέγεται ὠίδιο καί γιά νά κατασκευάσουν ἀλοιφές πού θεραπεύουν δερματικές ἀρρώστιες. Στή βιομηχανία γιά τήν παρασκευή τοῦ διοξειδίου τοῦ θείου, τοῦ διθειάνθρακα, τῶν σπέρτων, τῆς μαύρης πυρίτιδας, γιά τή θείωση τοῦ καουτσούκ καί τήν παρασκευή τοῦ ἐβονίτη.

## ΕΝΩΣΕΙΣ ΤΟΥ ΘΕΙΟΥ

### ΥΔΡΟΘΕΙΟ H<sub>2</sub>S

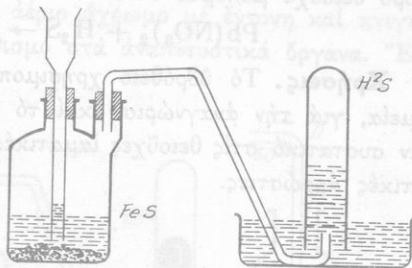
**Προέλευση.** Τό ὑδρόθειο βρίσκεται ἀνάμεσα στά ἀέρια, πού βγαίνουν ἀπό τά ἠφαίστεια ἢ πού εἶναι διαλυμένα στά νερά τῶν θειούχων λαματικῶν πηγῶν (Μέθανα). Σχηματίζεται ἀκόμα ὅταν σαπίζουν λευκοματούχες ζωικές οὐσίες κι ἔχει τή χαρακτηριστική, δυσάρεστη ὀσμῆ τῶν χαλασμένων αὐγῶν.

**Παρασκευή.** Στά ἐργαστήρια τό ὑδρόθειο παρασκευάζεται μέ ἐπίδραση ὑδροχλωρικοῦ ὀξέος σέ θειούχο σίδηρο (σχ. 30):



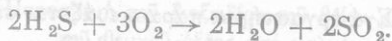
Τό άέριο πού παράγεται μαζεύεται σέ άδειες φιάλες έκτοπίζοντας τόν άέρα γιατί είναι βαρύτερο.

**Φυσικές ιδιότητες.** Τό υδρόθειο είναι άέριο, μέ δυσάρεστη όσμή (χαλασμένων αυτών). Έχει σχετική πυκνότητα 1,19, διαλύεται εύκολα στό νερό - 1 όγκος νερού διαλύει 3 όγκους υδρόθειο 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 υδρόθειου.

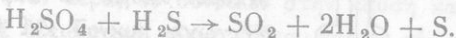
**Χημικές ιδιότητες.** Τό υδρόθειο καίγεται στό καθαρό όξυγόνο και δίνει υδρατμό και διοξειδίο του θείου :



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 άνάγει τό θειικό όξύ σέ διοξειδίο του θείου :



Μέ επίδραση χλωρίου δίνει υδροχλώριο και θείο :



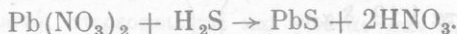
Μ' αύτή τήν αντίδραση εξηγείται γιατί στις δηλητηριάσεις μέ υδρόθειο δίνεται γιά αντίδοτο τό χλώριο.

Διάλυμα του υδρόθειου σέ νερό είναι τό υδροθειούχο ύδωρ, δρασάν 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 υδρόθειο επιδρά 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 άν επιδράσει σέ διάλυμα νιτρικού μολύβδου  $Pb(NO_3)_2$  δίνει μαῦρο θειούχο μολύβδο  $PbS$ :

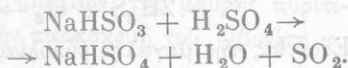


**Χρήσεις.** Τό υδρόθειο χρησιμοποιοειται κυρίως στήν αναλυτική χημεία, γιά τήν αναγνώριση καί τό ξεχώρισμα διάφορων μετάλλων. Σάν συστατικό στίς θειούχες ίαματικές πηγές, θεραπεύει μερικές δερματικές άρρώστεις.

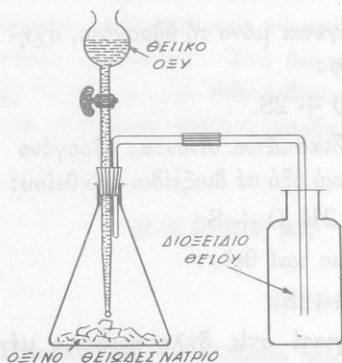
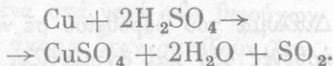
### ΔΙΟΞΕΙΔΙΟΝ ΤΟΥ ΘΕΙΟΥ $SO_2$

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

**Παρασκευή.** Στά έργαστήρια παρασκευάζεται σέ μικρές ποσότητες εύκολα μέ επίδραση κατά σταγόνες πυκνού θειικού όξέος σέ διάλυμα όξινου θειώδους νατρίου (σχ. 31):



Μπορεί ακόμα νά παρασκευαστεί μέ αναγωγή πυκνού καί θερμού θειικού όξέος από μερικά μέταλλα, όπως ό χαλκός, ό άργυρος καί ό υδράργυρος. Πιο συχνά χρησιμοποιοειται ό χαλκός (σχ. 32):



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

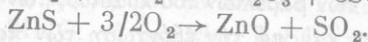
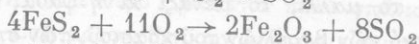
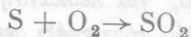
Μπορεϊ νά γίνει από άνθρακα καί θεϊτό μέ θέρμανση:



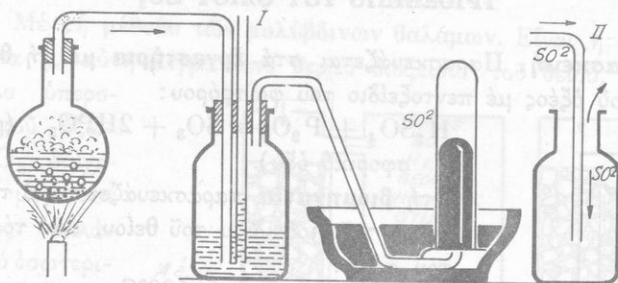
Στή βιομηχανία τό διοξείδιο τοῦ θείου παρασκευάζεται μέ καύση



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



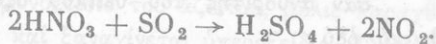
**Φυσικές ιδιότητες.** Είναι αέριο ἄχρωμο μέ έντονη καί πιγιγηρή ὄσμή καί προκαλεῖ δυνατό ἐρεθισμό στά ἀναπνευστικά ὄργανα. Ἔχει



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

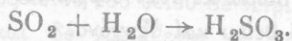
σχετική πυκνότητα 2,26 καί διαλύεται ἄφθονα στό νερό· ἕνας ὄγκος νεροῦ σέ 0° C διαλύει 80 ὄγκους διοξείδιο τοῦ θείου. Ὑγροποιεῖται εὐκολα μέ ἀπλή ψύξη ἢ πίεση σάν ὅλα τά αέρια πού διαλύονται στό νερό.

**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:



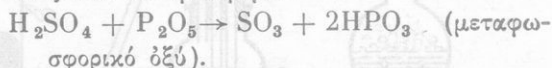
Ἐλευθερο τό θειώδες ὀξύ δέν μπορεῖ νά ἀπομονωθεῖ.

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

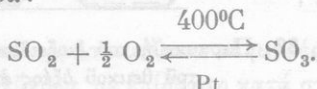
δίου του θείου, για την παρασκευή του θειικού οξέος. 'Ακόμα χρησιμοποιείται για αποχρωματισμό, για λεύκανση υλικών που το χλώριο τά καταστρέφει όπως το μαλλί, το μετάξι κι η ψάθα. Χρησιμοποιείται και για απολυμαντικό των βαρελιών του κρασιού, των σπιτιών, σαν αντι-ζυμωτικό του μούστου και για την εξόντωση των τοντικών στα πλοία και στους υπονόμους των πόλεων.

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

**Παρασκευή.** Παρασκευάζεται στα εργαστήρια με τη θέρμανση του θειικού οξέος με πεντοξείδιο του φωσφόρου:



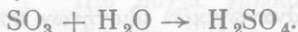
Στη βιομηχανία παρασκευάζεται με την οξείδωση του διοξειδίου του θείου, από το οξυγόνο του αέρα:



Για τό σκοπό αυτό περνά τό μίγμα των δυό αερίων από θερμαινόμενους σωλήνες που έχουν σπογγώδη λευκόχρυσο ή πεντοξείδιο του βαναδίου για καταλύτη (σχ. 33).

**Ιδιότητες.** Είναι στερεό, λευκό, κρυσταλλικό σώμα που στον αέρα δίνει άτμούς. Έχει μεγάλη τάση νά ένώνεται με τό νερό γιατί σαν ανυδρίτης του θειικού οξέος σχηματίζει

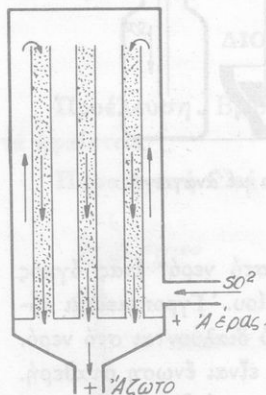
με τό νερό τό θειικό οξύ:



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 σίδερο.

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.

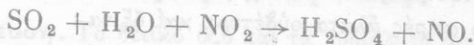
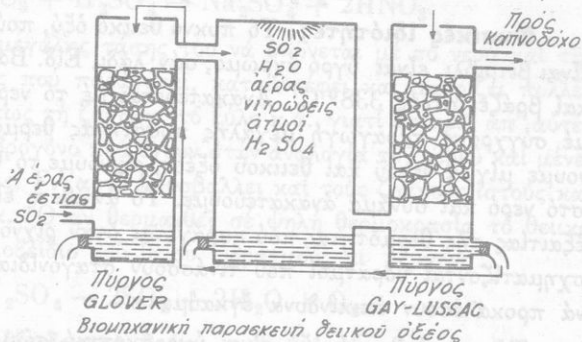


ΘΕΙΙΚΟ ΟΞΥ  $H_2SO_4$ 

**Προέλευση.** Ἐλεύθερο βρίσκεται πολύ σπάνια στα νερά μερικῶν θερμῶν πηγῶν. Στή μορφή θεικῶν ἀλάτων εἶναι πολύ διαδομένο ὅπως στή γύψο  $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ , τό βαρυτίτη  $BaSO_4$  κ.ἄ.

**Παρασκευή.** Στή βιομηχανία παρασκευάζεται ἀπό τό διοξείδιο τοῦ θείου, πού τό παίρνουν ἀπό τήν καύση τοῦ σιδηροπυρίτη (σελ. 78 - 79) ἢ τοῦ θείου μέ τούς δύο παρακάτω τρόπους:

1) Μέ τή μέθοδο τῶν μολύβδινων θαλάμων. Εἶναι ἡ πιό παλιά. Σύμφωνα μ' αὐτή μίγμα ἀπό θερμό διοξείδιο τοῦ θείου, ὕδατμούς κι ἀέριο ὑπεροξείδιο τοῦ ἀζώτου  $NO_2$  διοχετεύεται μέσα σέ μεγάλους θαλάμους πού ἐσωτερικά ἔχουν τοιχώματα σκεπασμένα μέ μολύβδινα φύλλα γιά νά μήν προσβάλλονται ἀπό τό παραγόμενο θεικó ὄξύ. Τά τρία ἀέρια ἐπιδροῦν μεταξύ τους καί παράγουν θεικó ὄξύ καί μονοξείδιο τοῦ ἀζώτου  $NO$  (σχ. 34):



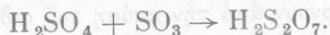
Τό ἀέριο μονοξείδιο τοῦ ἀζώτου, μόλις παραχθεῖ, παίρνει ὀξυγόνο ἀπό τόν ἀέρα καί ξαναγίνεται ὑπεροξείδιο  $2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$ , πού ἐπιδρά σέ νέα ποσότητα διοξειδίου τοῦ θείου καί ὕδατμῶν γιά τό σχηματισμό τοῦ θεικοῦ ὄξεος. Ἔτσι αὐτός ὁ κύκλος τῶν ἀντιδράσεων ἐπαναλαμβάνεται συνέχεια.

Τό ὑπεροξείδιο τοῦ ἀζώτου πού χρειάζεται στήν ἀρχή, τό παίρνουν μέ ἐπίδραση θερμοῦ διοξειδίου τοῦ θείου σέ νιτρικό ὄξύ:  $SO_2 + 2HNO_3 \rightarrow H_2SO_4 + 2NO_2$  καί δέ χρειάζεται νά ἀνανεωθεῖ γιάτí διαρκῶς ἀναπαράγεται.

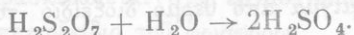
Τό θεικó ὄξύ πού παρασκευάζεται μ' αὐτό τόν τρόπο ἔχει περιε-

κτικότητα περίπου 65 - 70 % και χρησιμοποιείται πίο συχνά για τήν παρασκευή θεικῶν ἀλάτων και χημικῶν λιπασμάτων.

2) Μὲ τή μέθοδο τῆς ἐπαφῆς. Σύμφωνα μ' αὐτή τή μέθοδο καθαρίζεται κατάλληλα τό διοξειδίο τοῦ θείου και στήν ἀρχή μετατρέπεται σέ τριοξειδίο τοῦ θείου (σελ. 80) πού διαλυόμενο ὕστερα σέ ἀραιό θεικὸ ὀξύ σχηματίζει τό πυροθεικὸ ἢ ἀτμίζον θεικὸ ὀξύ  $H_2S_2O_7$ :



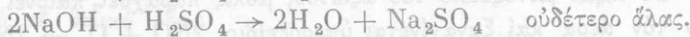
Τό ὀξύ αὐτό διαλύεται ὕστερα σέ ὑπολογισμένη ποσότητα νεροῦ και δίνει τό πυκνὸ θεικὸ ὀξύ:



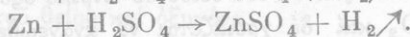
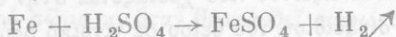
**Φυσικὲς ιδιότητες.** Τό πυκνὸ θεικὸ ὀξύ, πού τό κοινὸ του ὄνομα εἶναι βιτριόλι, εἶναι ὑγρὸ ἄχρωμο, σάν λάδι, Εἰδ. Βάρους  $1,844 \text{ gr}^*/\text{cm}^3$  και βράζει στοὺς  $338^\circ \text{C}$ . Ἀνακατεύεται μὲ τό νερό σέ κάθε ἀναλογία μὲ σύγχρονη παραγωγή μεγάλης ποσότητας θερμότητας. Για νά κάνομε μίγμα νεροῦ και θεικοῦ ὀξέος, ρίχνουμε τό θεικὸ ὀξύ λίγο λίγο στό νερό και συνάμα ἀνακατεύουμε. Τό ἀντίθετο εἶναι ἐπικίνδυνο γιατί ἐξαιτίας τῆς θερμότητας πού παράγεται ὅταν ρίχνουμε τό νερό στό ὀξύ σχηματίζονται ὕδρατμοί πού τινάσσουν σταγονίδια ὀξέος και μποροῦν νά προκαλέσουν ἐπικίνδυνα ἐγκαύματα.

Τό πυκνὸ θεικὸ ὀξύ εἶναι ὑγροσκοπικὸ σῶμα, ἀπορροφᾷ δηλαδή ἄφθονα τοὺς ὕδρατμούς και γι' αὐτό χρησιμοποιεῖται για τήν ξήρανση διάφορων ἀερίων. Στό δέρμα προκαλεῖ βαθιά ἐγκαύματα.

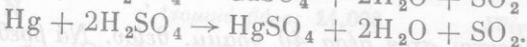
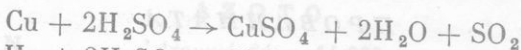
**Χημικὲς ιδιότητες.** Εἶναι ἰσχυρὸ ὀξύ διδύναμο και σχηματίζει μὲ τίς βάσεις δυὸ σειρές ἄλατα οὐδέτερα και ὄξινα:



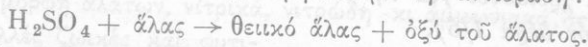
Προσβάλλει και διαλύει σχεδόν ὅλα τὰ μέταλλα, ἐκτός ἀπὸ τό χρυσό και τό λευκόχρυσο και σχηματίζει θεικὰ ἄλατα. Τὰ μέταλλα πού ὀξειδώνονται εὐκόλα, σίδηρος, ψευδάργυρος κ.ἄ. προσβάλλονται ἀπὸ τό ψυχρὸ και ἀραιὸ θεικὸ ὀξύ και παράγεται ὕδρογόνο:



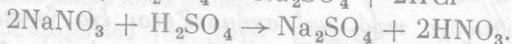
Τὰ ἄλλα μέταλλα, χαλκός, ὕδράργυρος, ἄργυρος κ.ἄ. προσβάλλονται μόνο ἀπὸ τό πυκνὸ και θερμὸ θεικὸ ὀξύ και παράγεται διοξειδίο τοῦ θείου:



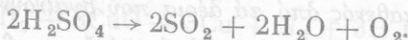
Ἐπειδὴ εἶναι ἰσχυρὸ ὀξύ καὶ δὲν ἐξατμίζεται εὐκόλα ἐκτοπίζει τὰ ἄλλα ὀξέα ἀπὸ τὰ ἄλατά τους, σύμφωνα μὲ τὴν ἀντίδραση:



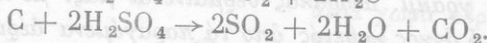
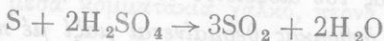
Γι' αὐτὸ χρησιμοποιεῖται στὴν παρασκευὴ τοῦ ὑδροχλωρικοῦ ὀξέος, τοῦ νιτρικοῦ ὀξέος καὶ ἄλλων, ἀπὸ τὰ ἄλατά τους:



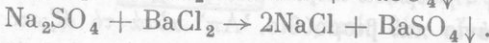
Ἐξαιτίας τῆς μεγάλης τάσης του νὰ ἐνώνεται μὲ τὸ νερὸ καὶ τῆς μεγάλης θερμότητος ποὺ παράγεται, καταστρέφει καὶ μαυρίζει πολλές ὀργανικὲς οὐσίες, ὅπως τὴ ζάχαρη, τὸ ξύλο κ.ἄ., γιὰ τὴν ἀφαίρει ἀπ' αὐτὲς τὸ ὀξυγόνο καὶ τὸ ὑδρογόνο ποὺ ἔχουν στὴν ἀναλογία τοῦ νεροῦ καὶ μένει ἐλεύθερος ὁ ἄνθρακας. Γι' αὐτὸ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



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



**Ἀνίχνευση.** Τὸ θεικὸ ὀξύ καὶ τὰ εὐδιάλυτα θεικὰ ἄλατα μὲ διάλυμα χλωριούχου βαρίου, δίνουν λευκὸ δυσκολοδιάλυτο ἴζημα ἀπὸ θεικὸ βᾶριο. Ἡ ἀντίδραση αὐτὴ χρησιμεύει γιὰ τὴν ἀνίχνευση τοῦ θειικοῦ 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 πῖο σπουδαίων ὀξέων (ὑδροχλωρικό, νιτρικό), γιὰ τὴν παρασκευὴ θεικῶν ἀλάτων καὶ ἄλλων σωμάτων. Χρησιμεύει ἀκόμα γιὰ τοὺς ἠλεκτρικούς συσσωρευτές (μπαταρίες).

## ΠΡΟΒΛΗΜΑΤΑ

13) Καίγονται στὸν ἀέρα 40 γραμμ. θείου. Νά βρεθεῖ: α) Ποιὸ σῶμα σχηματίζεται καὶ πόσο εἶναι τὸ βάρος του. β) Πόσος ὄγκος ἀέρας θά χρειαστεῖ γιὰ τὴν τέλεια καύση του. (Ἀναλογία τοῦ ὀξυγόνου στὸν ἀέρα 1/5).

14) Πόσο βάρος θειούχου σιδήρου πρέπει νά χρησιμοποιήσουμε μὲ ὕδροχλωρικό ὀξύ γιὰ νά πάρουμε 10 γραμμ. ὕδροθείο;

15) Μέσα σέ γυάλινο κύλινδρο πού ἔχει 1 λίτρο χλώριο χύνουμε περίσσιο ὕδροθειούχο νερό, καὶ σχηματίζεται ἓνα ὑποκίτρινο ἴζημα. Νά γραφεῖ ἡ χημικὴ ἐξίσωση τῆς ἀντίδρασης, νά ὁριστεῖ τὸ εἶδος τοῦ ἰζήματος καὶ νά ὑπολογιστεῖ τὸ βάρος του.

16) Μὲ χαλκὸ ἀποσυνθέτομε 147 γραμμ. θεικὸ ὀξύ. Νά βρεθεῖ ὁ ὄγκος τοῦ παραγόμενου διοξειδίου τοῦ θείου καὶ τὸ βάρος τοῦ σχηματιζόμενου θειικοῦ χαλκοῦ.

17) Πόσος εἶναι ὁ ὄγκος τοῦ ἀέρα, πού χρειάζεται γιὰ τὴν τέλεια καύση ἑνὸς τόνου σιδηροπυρίτη πού περιέχει 10% ξένες οὐσίες; Πόσος εἶναι ὁ ὄγκος τοῦ καθενὸς ἀπὸ τὰ ἀέρια πού βγαίνουν ἀπὸ τὸ καμίνι;

18) Ἐπιδροῦμε σέ 25 γραμμ. χαλκὸ πού ἔχει καθαρότητα 96% μὲ πυκνὸ καὶ θερμὸ θεικὸ ὀξύ. Πόσο εἶναι τὸ βάρος τοῦ παραγόμενου θεικοῦ χαλκοῦ καὶ ὁ ὄγκος τοῦ διοξειδίου τοῦ θείου;

19) 30 γραμμ. ἄνθρακας θερμαίνεται μαζί μὲ πυκνὸ θεικὸ ὀξύ. Πόσος εἶναι ὁ ὄγκος καθενὸς ἀπὸ τὰ παραγόμενα ἀέρια στὴν κανονικὴ πίεση καὶ θερμοκρασία;

## ΟΜΑΔΑ ΤΟΥ ΑΖΩΤΟΥ

Σ' αὐτὴ τὴν ομάδα ἀνήκουν τὰ στοιχεῖα: ἄζωτο, φωσφόρος, ἀρσενικό, ἀντιμόνιο καὶ βισμούθιο. Ἀπ' αὐτὰ τὸ ἄζωτο καὶ ὁ φωσφόρος, ἔχουν ὅλες τὶς χαρακτηριστικὲς ιδιότητες τῶν ἀμετάλλων, τὸ ἀρσενικό καὶ τὸ ἀντιμόνιο παρουσιάζουν ιδιότητες μικτὲς καὶ ἀμετάλλων καὶ μετάλλων καὶ τὸ βισμούθιο ἔχει ιδιότητες μεταλλικῆς.

Στὶς ἐνώσεις τους μὲ τὸ ὑδρογόνον ἔχουν σθένος τρία. Στὶς ἐνώσεις τους μὲ τὸ ὀξυγόνον ἔχουν σθένος τρία καὶ πέντε.

## Α Ζ Ω Τ Ο

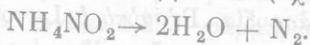
Σύμβολο N

Ατομικό βάρος 14,008

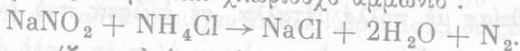
Σθένος III, V

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

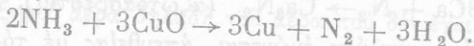
**Παρασκευή.** Στά εργαστήρια παρασκευάζεται σε μικρά ποσά με θέρμανση νιτρώδους άμμωνίου (σχ. 35):



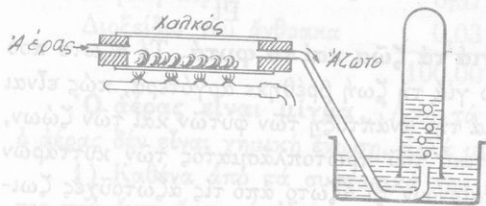
Πιο συχνά αντί για τό νιτρώδες άμμώνιο χρησιμοποιείται μικρά από νιτρώδες νάτριο και χλωριούχο άμμώνιο:



Παρασκευάζεται ακόμα με τήν όξειδωση τής άμμωνίας σύμφωνα με τήν αντίδραση:



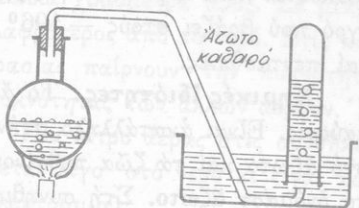
Μπορεί νά παρασκευαστεί και από τόν ατμοσφαιρικό αέρα με τήν απομάκρυνση του οξυγόνου. Γι' αυτό, μέσα από θερμαινόμενο ισχυρά σωλήνα πού έχει μέσα κομματάκια χαλκό, περνά ρεύμα από καθαρό αέρα χωρίς ύδρατμούς και διοξείδιο του άνθρακα (σχ. 36). Τότε τό οξυγόνο του αέρα ένώνεται με τό χαλκό και σχηματίζει όξειδιο του χαλκού CuO πού μένει μέσα στό σωλήνα γιατί δέν είναι πτητικό και από τήν άλλη άκρη του σωλήνα βγαίνει τό



Σχ. 36. Παρασκευή του άζώτου από τόν αέρα.

άέριο άζωτο, όχι όμως όλωσδιόλου καθαρό γιατί έχει και τά εύγενή άέρια πού βρίσκονται πάντα στον αέρα.

Στή βιομηχανία τό άζωτο παρασκευάζεται σε μεγάλα ποσά, με κλασματική απόσταξη του ύγρου αέρα. Πρώτα έξαερώνεται τό άζωτο

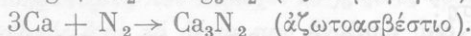
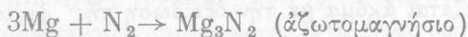


Σχ. 35. Παρασκευή καθαρού άζώτου.

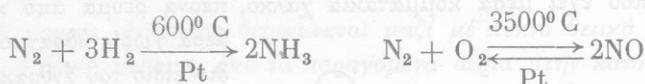
πού είναι πύο πτητικό (σημ. βρασμοῦ — 196° C) καί μαζεύεται ιδιαίτερα. Τό άζωτο πού παρασκευάζεται μ' αυτό τόν τρόπο, έχει μέσα εὐγενή άέρια μιά στίς πύο πολλές έφαρμογές του αυτό δέν πειράζει.

**Φυσικές ιδιότητες.** Τό άζωτο είναι άχρωμο, άοσμο καί άγευστο άέριο. Είναι ελαφρότερο άπό τόν άέρα μέ σχετική πυκνότητα 0,967. Διαλύεται πολύ λίγο στό νερό, ύγροποιείται δύσκολα καί γίνεται άχρωμο ύγρό πού βράζει στους — 196° C. Είναι διατομικό στοιχείο τρισθενές καί πεντασθενές.

**Χημικές ιδιότητες.** Τό άζωτο δέν καίγεται κι ούτε συντηρεῖ τίς καύσεις. Είναι άκατάλληλο στήν άναπνοή. Κερί άναμμένο σβήνει μέσα στό άζωτο καί τά ζώα πεθαίνουν άπό άσφυξία. Γι' αυτό ο Lavoisier τό όνόμασε **άζωτο**. Στή συνηθισμένη θερμοκρασία είναι άδρανές στοιχείο γιατί τά δύο άτομα στό μόριο του είναι στενά συνδεδεμένα. Σέ ψηλή θερμοκρασία τό μόριο διασπάζεται, τά άτομά του είναι πολύ ένεργά καί ένώνονται άπευθείας μέ πολλά μέταλλα, σε ένώσεις πού όνομάζονται **νιτρίδια** :



Μέ παρουσία καταλύτη ένώνεται άπευθείας μέ τό ύδρογόνο καί σχηματίζει τήν άμμωνία (NH<sub>3</sub>) καί μέ επίδραση ήλεκτρικῶν σπινθήρων ένώνεται μέ τό όξυγόνο καί σχηματίζει τό όξειδιο του άζώτου (NO) :



**Σημασία του άζώτου για τά ζώα καί τά φυτά.** Τό άζωτο πού άρχικά θεωρήθηκε άκατάλληλο για τή ζωή βρέθηκε άργότερα, πώς είναι τό πύο άπαραίτητο στοιχείο για τήν άνάπτυξη τῶν φυτῶν καί τῶν ζῶων, γιατί άποτελεῖ βασικό συστατικό του πρωτοπλάσματος τῶν κυττάρων του σώματός τους. Τά ζώα παίρνουν τό άζωτο άπό τίς άζωτούχες ζωικές καί φυτικές τροφές. Τά φυτά τό παίρνουν μέ τίς ρίζες, άπό τίς άζωτούχες ουσίες του έδάφους (νιτρικά άλατα κτλ.). Τό άζωτο τῆς άτμόσφαιρας δέν μπορούν άπευθείας νά τό χρησιμοποιήσουν ούτε τά ζώα ούτε τά φυτά. Μόνο μερικοί μικροοργανισμοί, τά άζωτοβακτήρια, πού ζοῦνε στίς ρίζες τῶν ψυχανθῶν (φασόλια, κουκιά, μπιζέλια κ.ά.) έχουν τήν ικανότητα νά παίρνουν καί νά άφομοιώνουν τό άτμοσφαιρικό άζωτο.

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



ζει τήν άμμωνία και τό νιτρικό όξύ πού είναι χρήσιμα στήν κατασκευή έκρηκτικῶν ύλικῶν και χημικῶν λιπασμάτων. Ἐπειδή είναι άδρανές άέριο τό βάζουν μέσα στις ηλεκτρικές λάμπες φωτισμοῦ.

### ΑΤΜΟΣΦΑΙΡΙΚΟΣ ΑΕΡΑΣ

**ἽΟρισμός - ἽΙδιότητες.** Ἄτμοσφαιρικός άέρας λέγεται τό άέριο πού περιβάλλει τή γήινη σφαίρα, σέ πολλά χιλιόμετρα ύψος. Σέ μικρό πάχος είναι άχρωμος και 773 φορές έλαφρότερος από τό νερό. Στις κανονικές συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας παίρνουν τήν πυκνότητά του σάν μονάδα γιά τή μέτρηση τῆς πυκνότητας τῶν άλλων αερίων. Ἡ πυκνότητά του δηλαδή είναι ἴση μέ 1. Ἐνα λίτρο άέρας στις συνθήκες αυτές ζυγίζει 1,293 γραμμάρια. Διαλύεται λίγο στό νερό κι είναι κακός άγωγός τῆς θερμότητας και τοῦ ηλεκτρισμοῦ.

**Σύσταση τοῦ άέρα.** Ὁ άέρας είναι μίγμα κυρίως από δυό άέρια: άζωτο σέ αναλογία 78% σέ όγκο και όξυγόνο 21%.

Ἐκτός άπ' αυτά περιέχει ακόμα, ύδρατμούς, διοξειδίο τοῦ άνθρακα και εϋγενή άέρια σέ πολύ μικρές ποσότητες. Ἐκτός από τούς ύδρατμούς τό ποσοστό τῶν άλλων αερίων είναι σχετικά σταθερό. Ἐτσι ἡ μέση σύσταση τοῦ ξηροῦ άέρα, δηλαδή τοῦ άέρα πού δέν έχει ύδρατμούς, είναι ἡ παρακάτω:

Σύσταση τοῦ άέρα	σέ όγκο	σέ βάρος
Ἄζωτο	78,00%	75,50%
ἽΟξυγόνο	21,00%	23,20%
Εϋγενή άέρια	0,97%	1,25%
Διοξειδίο τοῦ άνθρακα	0,03%	0,05%
	100,00	100,00

**Ὁ άέρας είναι μίγμα.** Ἀπό τά παρακάτω άποδεικνύεται πώς ό άέρας δέν είναι χημική ένωση, αλλά μίγμα:

1) Καθένα από τά συστατικά του διατηρεῖ τίς ιδιαίτερες ιδιότητες πού έχει, έτσι τό όξυγόνο διατηρεῖ τήν ιδιότητα νά συντελεῖ στήν καύση τῶν σωμάτων.

2) Ἀπό τίς αναλύσεις πού έγιναν μέ μεγάλη ακρίβεια σέ διάφορα δείγματα άέρα, άποδείχτηκε πώς ἡ σύστασή του δέν είναι πάντα σταθερή γι' αυτό δέν μπορεῖ νά είναι ένωση γιατί δέν ισχύει ό νόμος τῶν σταθερῶν αναλογιῶν τῶν βαρῶν.

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 μιά λεκάνη βάζουμε νερό καί ἓνα κομματάκι φελό πού ἐπιπλέει. Πάνω στό φελό τοποθετοῦμε μιά 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 πῶμα.

Ὅση ὥρα καίγεται ὁ φωσφόρος σχηματίζονται λευκοί καπνοί ἀπό πεντοξειδίο τοῦ φωσφόρου  $\text{P}_2\text{O}_5$  πού διαλύονται σιγά σιγά στό νερό τῆς λεκάνης. Ἐτσι τό νερό τῆς λεκάνης ἀνεβαίνει μέσα στό γυάλινο κώδωνα στό  $1/5$  τοῦ ὄγκου του. Ὑστερα ἀπό λίγη ὥρα ἀνοίγουμε τό στόμιο τοῦ κώδωνα καί βάζουμε πολύ γρήγορα ἓνα κεριά ἀναμμένο στηριγμένο στήν ἄκρη ἑνός σύρματος. Τό κεριά σβήνει ἀμέσως, σημάδι πώς δέν ὑπάρχει πιά ὀξυγόνο, γιατί ἐνώθηκε μέ τό φωσφόρο καί σχημάτισε τό πεντοξειδίο κι ἔτσι αὐτό πού ἔμεινε, καί ἔχει ὄγκο  $4/5$  τοῦ ἀρχικοῦ ὄγκου τοῦ ἀέρα πού ἦταν κλεισμένος μέσα στόν κώδωνα, εἶναι τό ἀζωτό.



**Σχ. 37.** Παρασκευή ἀτμοσφαιρικοῦ ἀζώτου γιά κάυση φωσφόρου.

**Ὑγρός ἀέρας.** Ὅλα τά ἀέρια μποροῦν νά ὑγροποιηθοῦν μέ πίεση καί ψύξη. Μερικά ὑγροποιοῦνται στή συνηθισμένη θερμοκρασία μέ ἀπλή πίεση ἄλλα ὅμως χρειάζεται συνάμα νά ψυθοῦν ἰσχυρά. Αὐτό συμβαίνει γιατί γιά κάθε ἀέριο ὑπάρχει μιά 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

Χρήσιμη ἡ βιομηχανία χρησιμοποιοῦν πάλι τό ἀζωτό. Παρασκευάζουν



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

Έτσι η κρίσιμη θερμοκρασία του οξυγόνου είναι  $-118^{\circ}\text{C}$  και η κρίσιμη πίεση 50 ατμόσφαιρες, για το υδρογόνο  $-240^{\circ}\text{C}$  και 13 ατμόσφαιρες και για το άζωτο  $-147^{\circ}\text{C}$  και 34 ατμόσφαιρες κτλ.

Από τα παραπάνω γίνεται φανερό, πώς για να υγροποιηθεί ο αέρας δε φτάνει μόνο ισχυρή πίεση αλλά χρειάζεται και δυνατή ψύξη κάτω από  $-147^{\circ}\text{C}$  που είναι η κρίσιμη θερμοκρασία του αζώτου.

Ο υγρός αέρας είναι ελαφρά υποκύανος, έχει πυκνότητα  $0,91\text{ gr/cm}^3$  και διατηρείται σε ειδικά ανοιχτά δοχεία, που ονομάζονται Dewar (σχ. 38). Έχουν διπλά γυάλινα τοιχώματα επαργυρωμένα εσωτερικά κι ανάμεσά τους ο χώρος δεν έχει αέρα. Μέσα σ' αυτά τα δυσθερμαγωγά δοχεία, ο υγρός αέρας που δέχεται πολύ μικρή ποσότητα θερμοκρασίας από το περιβάλλον, εξατμίζεται πολύ λίγο και μπορεί να διατηρηθεί αρκετό καιρό.

Παρόμοια δοχεία στο εμπόριο κυκλοφορούν με το όνομα Thermos και διατηρούν για πολλές ώρες τα διάφορα υγρά ανάλογα θερμά ή ψυχρά.

Διάφορα σώματα αποκτούν περίεργες ιδιότητες στη θερμοκρασία του υγρού αέρα ( $-195^{\circ}\text{C}$ ). Έτσι το καουτσούκ, το κρέας, τα άνθη κτλ. όταν

μπούν στον υγρό αέρα γίνονται σκληρά και σπάνε σαν το γυαλί. Ο υδράργυρος πήζει, γίνεται σκληρός και βγάζει ήχο σαν το σίδηρο. Ευφλεκτα υλικά όπως το μπαμπάκι, ή σκόνη από άνθρακα, μέσα στον υγροποιημένο αέρα αποτελούν εκρηκτικά μίγματα.



Σχ. 38. Δοχείο Dewar για διατήρηση του υγρού αέρα.

## ΕΥΓΕΝΗ ΑΕΡΙΑ

**Γενικά.** Παρατηρήθηκε πώς το άζωτο που προέρχεται από τον ατμοσφαιρικό αέρα είναι πιο βαρύ από αυτό που παρασκευάζεται από τις χημικές του ενώσεις. Αυτό συμβαίνει γιατί το άζωτο του ατμοσφαιρικού αέρα δεν είναι καθαρό αλλά ανακατεμένο με πέντε άλλα αέρια στοιχεία που έχουν περίπου τις ίδιες ιδιότητες. Τα αέρια αυτά είναι: το ήλιο, το νέο, το άργο, το κρυπτό και το ξένο.

Τα αέρια αυτά επειδή είναι χημικά αδρανή ονομάστηκαν ευγενή

αέρια, ανάλογα με τὰ εὐγενή μέταλλα. Πραγματικά δέν αντιδρῶν με κανένα σχεδόν στοιχείο 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 αέριων μερικῶν πετρελαιοπηγῶν τοῦ Τέξας τῶν Ἑνωμένων Πολιτειῶν τῆς Ἀμερικῆς. Ὑγροποιεῖται πιά δύσκολα ἀπό ὅλα τὰ αέρια (σημ. βρασμοῦ — 268,87° C) καί εἶναι τό πιά ἐλαφρό μετά τό ὕδρογόνο. Τό προτιμοῦν στά αερόστατα 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. 39,944). Βρίσκεται στόν ἀέρα σέ πιά μεγάλη ποσότητα ἀπό τὰ ἄλλα (0,96%). Τό βάζουν μέσα στίς ἠλεκτρικές λάμπες φωτισμοῦ.

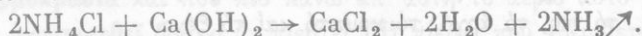
Τό **ΚΡΥΠΤΟ** (Kr. ἄτ. Β. 83,7) καί τό **ΞΕΝΟ** (Xe ἄτ. Β. 131,3). Βρίσκονται σέ πολύ μικρή ποσότητα στόν ἀέρα καί δέν ἔχουν πρακτική ἐφαρμογή.

## 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:

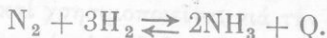


Γιά τήν παρασκευή τῆς ἀμμωνίας μ' αὐτό τόν τρόπο θερμαίνουμε

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.

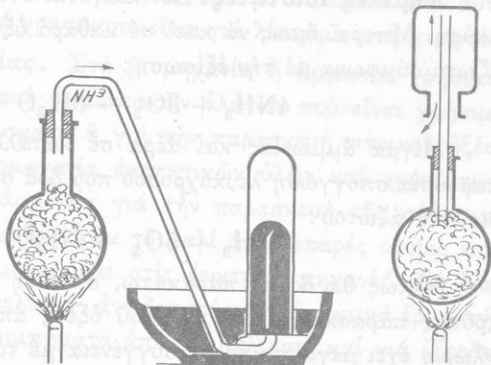
**Στή βιομηχανία**  
τήν παίρνουν σάν δεύ-  
τερο προϊόν τῆς παρα-  
σκευῆς τοῦ φωταερίου  
ἀπό τήν ξηρή ἀπόσταξη  
(πυρόλυση) τῶν λιθαν-  
θράκων. Τά ἀέρια πού  
ἀποτελοῦν τό ἀκάθαρτο  
φωταέριο περνοῦν μέσα  
ἀπό νερό πού διαλύει  
καί κρατεῖ τήν ἀμμω-  
νία. Τό νερό αὐτό ὕστε-  
ρα θερμαίνεται καί ἡ  
ἀμμωνία βγαίνει σάν ἀ-  
έριο καί μαζεύεται σέ κατάλληλο δοχεῖο ἢ διοχετεύεται σέ ἀραιό θεικῶ  
ὀξύ καί σχηματίζει τό θεικῶ 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 ἤλεκτρόλυση τοῦ νεροῦ, ὅπως δείχνει ἡ  
ἐξίσωση :



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

**Φυσικές ιδιότητες.** Εἶναι ἀέριο ἀχρωμο μέ χαρακτηριστικῆ δρι-  
μεία ὁσμῆ πού προκαλεῖ δάκρυα καί σταματᾷ τήν ἀναπνοή, εἶναι ἐλα-  
φρότερη ἀπό τόν ἀέρα μέ σχετικῆ πυκνότητα 0,60, διαλύεται ἄφθονα στό  
νερό. Ἐνας ὄγκος νερό στή θερμοκρασία 0° C διαλύει 1150 ὄγκους  
ἀμμωνία. Μέ πείραμα ἀνάλογο μέ τό πείραμα γιά τό ὑδροχλώριο (σελ.  
67) δείχνεται ἡ μεγάλη διαλυτότητα τῆς ἀμμωνίας. Μέ ἀπλή πίεση



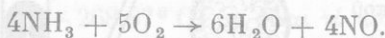
Σχ. 39. Παρασκευή ἀμμωνίας μέ θέρμανση  
μίγματος χλωριούχου ἀμμωνίου καί ασβέστου.

έπτά ατμοσφαιρῶν στή συνηθισμένη θερμοκρασία, εὐκολα ὑγροποιεῖται γιατί ἡ κρίσιμη θερμοκρασία της εἶναι ψηλὴ (132,5° C). Ἡ ὑγρὴ ἀμμωνία ἐξατμίζεται εὐκολα καὶ γι' αὐτὸ προκαλεῖ ἔντονη ψύξη καὶ χρησιμοποιεῖται στὴν παρασκευὴ τοῦ πάγου.

**Χημικὲς ιδιότητες.** Δέν καίγεται στὸν ἀέρα κι οὔτε διατηρεῖ τὴν καύση. Μπορεῖ ὅμως νὰ καεῖ σὲ καθαρὸ ὀξυγόνο καὶ δίνει ὕδρατμό καὶ ἄζωτο σύμφωνα μὲ τὴν ἐξίσωση :



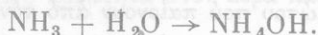
Μίγμα ἀμμωνίας καὶ ἀέρα σὲ κατάλληλες συνθήκες καὶ μὲ τὴν παρουσία σπογγώδη λευκόχρυσου πού δρᾷ σάν καταλύτης, δίνει μονοξειδιο τοῦ ἄζωτου :



Ὅπως θὰ δοῦμε παρακάτω, σ' αὐτὴ τὴν ἀντίδραση στηρίζεται ὁ τρόπος παρασκευῆς τοῦ νιτρικοῦ ὀξέος ἀπὸ τὴν ἀμμωνία. Ἐπειδὴ τὸ χλώριο ἔχει μεγάλη χημικὴ συγγένεια μὲ τὸ ὕδρογόνο εὐκολα ἀποσυνθῆται τὴν ἀμμωνία καὶ παράγεται τὸ χλωριούχο ἀμμώνιο καὶ ἄζωτο :

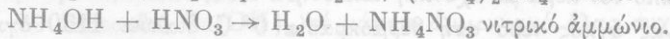
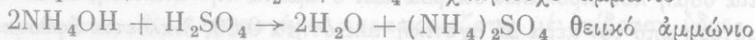
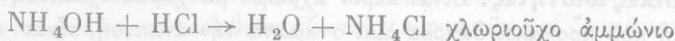


**Καυστικὴ ἀμμωνία.**  $\text{NH}_4\text{OH}$ . Τὸ διάλυμα τῆς ἀμμωνίας στὸ νερὸ δείχνει βασικὴ ἀντίδραση· ἔτσι ἀλλάζει τὸ κόκκινο βάμμα τοῦ ἡλιοτρόπιου σὲ κυανὸ καὶ σχηματίζει μὲ τὰ ὀξέα ἄλατα. Ὁ λόγος εἶναι πὼς ἡ ἀμμωνία διαλυόμενη στὸ νερὸ ἀντιδρᾷ καὶ σχηματίζει μιὰ βάση πού λέγεται ὕδροξείδιο τοῦ ἀμμωνίου ἢ καυστικὴ ἀμμωνία  $\text{NH}_4\text{OH}$  :

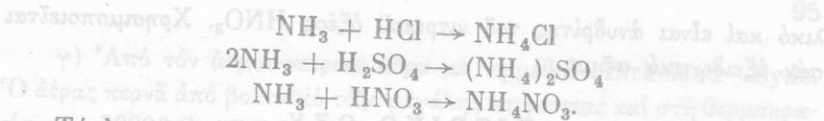


Σ' αὐτὸ τὸ σῶμα ἡ ρίζα —  $\text{NH}_4$  λέγεται ἀμμώνιο καὶ δρᾷ σάν μονοθενὲς μέταλλο.

**Ἀμμωνιακά ἄλατα.** Ἐπειδὴ ἡ καυστικὴ ἀμμωνία εἶναι βάση σχηματίζει μὲ τὰ ὀξέα μιὰ σειρά ἀπὸ σημαντικὰ ἄλατα πού τὰ πῖο σπουδαῖα εἶναι αὐτὰ πού σχηματίζονται μὲ ἐπίδραση ὕδροχλωρικοῦ, θεικοῦ καὶ νιτρικοῦ ὀξέος :



Τὰ ἀμμωνιακά ἄλατα μποροῦν νὰ σχηματιστοῦν καὶ μὲ ἀπευθείας ἐπίδραση τῆς ἀέριαις ἀμμωνίας στὰ ὀξέα :



Τά άμμωνιακά άλατα είναι όλα λευκά, κρυσταλλικά και ευδιάλυτα στό νερό και βρίσκουν πολλές εφαρμογές. Τό πιό σπουδαίο απ' 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 σάν 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 από λιπαρές ουσίες κτλ. Σέ ύγρή κατάσταση χρησιμοποιείται στις φυκτικές μηχανές. Τά διαλύματά της στό νερό είναι πολύτιμο αντίδραστήριο στά χημικά έργαστήρια, στήν ιατρική για τάτσιμπήματα από 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 ευχάριστη όσμή, λίγο γλυκιά γεύση, λίγο διαλυτό στό νερό, βαρύτερο από τόν άέρα. Είσιπνεόμενο προκαλεί άναισθησία και νευρικό γέλιο γι' αυτό λέγεται και **ίλαρυντικό 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 από  $150^\circ \text{C}$  είναι άέριο μέ μοριακό τύπο  $\text{NO}_2$ , στή θερμοκρασία των  $22^\circ \text{C}$  είναι άνοιχτοκίτρινο ύγρό μέ μοριακό τύπο  $\text{N}_2\text{O}_4$ . Δίνει άτμούς πού προσβάλλουν τά άναπνευστικά όργανα και λέγονται νιτρώδεις άτμοί.

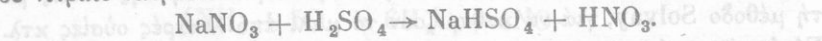
5) **Πεντοξείδιο του άζώτου  $\text{N}_2\text{O}_5$ .** Είναι στερεό, λευκό, κρυσταλ-

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 Ινδίες (νίτρο των Ινδιών). Για πρώτη φορά παρασκευάστηκε τον 9ο αιώνα, από τον αλχημιστή Gaber και ονομάστηκε aqua - forte.

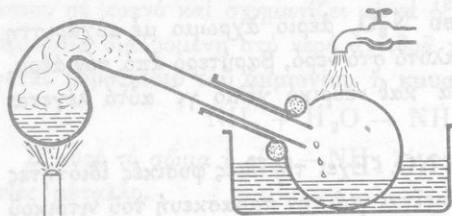
**Παρασκευή.** Στα εργαστήρια με επίδραση πυκνού θεικού οξέος σε νιτρικό νάτριο:



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

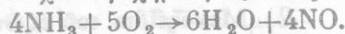
Στη βιομηχανία παρασκευάζεται: α) από το νίτρο της Χιλής με μέθοδο ανάλογη με την εργαστηριακή,

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



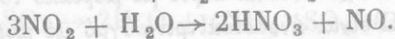
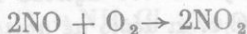
Σχ. 40. Παρασκευή του νιτρικού οξέος στα εργαστήρια.

600°C-700°C και παράγεται το μονοξείδιο του άζωτου όπως δείχνει η χημική εξίσωση:



Το παραγόμενο μονοξείδιο του άζωτου έρχεται ύστερα σ' έπαφή με τον ατμοσφαιρικό αέρα και γίνεται διοξεί-

διο του άζωτου που με νερό δίνει νιτρικό οξύ και μονοξείδιο του άζωτου:



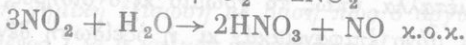
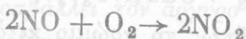
Το παραγόμενο πάλι μονοξείδιο του άζωτου στη δεύτερη φάση ξαναγίνεται με το οξυγόνο του αέρα διοξείδιο και ο κύκλος επαναλαμβάνεται ώσπου νά γίνει όλη ή ποσότητα της αμμωνίας νιτρικό οξύ.



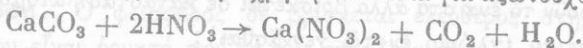
γ) 'Από τόν **ἀτμοσφαιρικό ἀέρα** μέ τή μέθοδο Birkeland - Eyde. 'Ο ἀέρας περνά από βολταϊκό τόξο μεγάλης ἐπιφάνειας καί στή θερμοκρασία τῶν 3000° C τοῦ βολταϊκοῦ τόξου ἕνα μέρος ἀπό τό ἄζωτο καί τό ὀξυγόνο τοῦ ἀέρα ἐνώνονται καί σχηματίζουν τό μονοξειδίο τοῦ ἄζώτου:



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

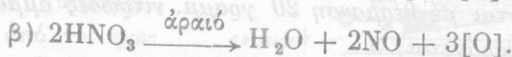
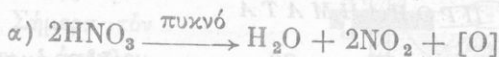


Μ' αὐτή τή μέθοδο παρασκευάζεται τό νιτρικό ὀξύ στή Νορβηγία, πού ἡ ἠλεκτρική ἐνέργεια παραγόμενη ἀπό ὕδατοπτώσεις εἶναι φτηνή. 'Επειδή εἶναι ἀραιό, τήν ἴδια στιγμή μέ ἐπίδραση ἀνθρακικοῦ ἀσβεστίου  $\text{CaCO}_3$  (ἀσβεστόλιθος), τό μετατρέπουν σέ νιτρικό ἀσβέστιο  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ , πού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

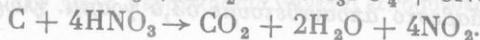
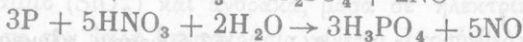
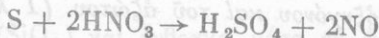


**Φυσικές ιδιότητες.** Τό καθαρό νιτρικό ὀξύ εἶναι ὑγρό ἀχρωμο μέ Εἰδ. Β. 1,56 gr\*/cm<sup>3</sup>, βράζει στούς 86° C καί ἀνακατεύεται μέ τό νερό σέ κάθε ἀναλογία. Τό ἡλιακό φῶς τό ἀποσυνθέτει καί παράγονται νιτρώδεις ἀτμοί πού τοῦ δίνουν καστανοκόκκινο χρῶμα καί λέγεται **καπνίζον νιτρικό ὀξύ**. Στό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

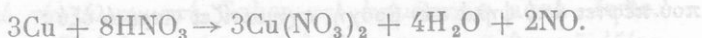
**Χημικές ιδιότητες.** Τό νιτρικό ὀξύ εἶναι δυνατό ὀξειδωτικό μέσο, γιατί διασπᾶται εὐκολά σέ ὀξειδία τοῦ ἄζώτου, ὕδρατμό καί ὀξυγόνο ὅπως δείχνουν οἱ ἐξισώσεις:



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

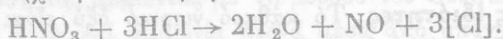


Προσβάλλει πολλές οργανικές ουσίες που άλλες τις οξειδώνει και τις κατακαίει κι άλλες τις μετατρέπει σε νιτροενώσεις. Έτσι το νέφτι (τερεβινθέλαιο) ανάβει και καίγεται με πυκνό νιτρικό οξύ. Η γλυκερίνη γίνεται νιτρογλυκερίνη. Ζωικές ουσίες όπως το δέρμα, τα φτερά, το μετάξι, το μαλλί, το νιτρικό οξύ, στην αρχή τις κιτρινίζει κι ύστερα τις αποσυνθέτει. Προσβάλλει και διαλύει όλα τα μέταλλα εκτός από το χρυσό και το λευκόχρυσο και σχηματίζει νιτρικά άλατα και οξείδια του αζώτου:



Όρισμένα μέταλλα, όπως το χρώμιο κι ο σίδηρος, με το νιτρικό οξύ οξειδώνονται μόνο επιφανειακά, κι η οξείδωση δέν προχωρεί σε βάθος. Αυτή η κατάσταση λέγεται **παθητική κατάσταση**.

**Βασιλικό νερό.** Μίγμα από πυκνό νιτρικό οξύ και υδροχλωρικό οξύ λέγεται **βασιλικό νερό** γιατί προσβάλλει και διαλύει το χρυσό. Αυτό οφείλεται στο χλώριο που τή στιγμή τής παραγωγής του όταν τά δυό οξέα επιδροῦν τό ένα στό άλλο βρίσκεται σε κατάσταση ατόμων και είναι πολύ δραστικό (χλώριο εν τῷ γενῆσθαι):



Αυτό τό χλώριο προσβάλλει τό χρυσό που γίνεται χλωριούχος χρυσός  $\text{AuCl}_3$  και διαλύεται στό νερό. Με τόν ἴδιο τρόπο προσβάλλει και τό λευκόχρυσο και σχηματίζει τό χλωριούχο λευκόχρυσο  $\text{PtCl}_4$ .

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

## ΠΡΟΒΛΗΜΑΤΑ

20) Αποσυνθέτονται με θέρμανση 20 γραμμ. νιτρῶδες ἀμμώνιο. Πόσος ὄγκος αἷζωτο παράγεται;

21) Ένα δωμάτιο έχει διαστάσεις  $8\text{m} \times 5\text{m} \times 3,5\text{m}$ . Νά λογαριαστεί: α) τό βάρος τοῦ ἀέρα που βρίσκεται μέσα σ' αὐτό, β) ὁ ὄγκος και τό βάρος τοῦ οξυγόνου και τοῦ αζώτου (1 λίτρο ἀέρας ζυγίζει 1,293 γραμμ.).

22) Με ἄσβεστο ἀποσυνθέτουμε 53,5 γραμμ. χλωριούχο ἀμμώνιο.



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

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

24) Πόσο βάρος καθαρό νιτρικό όξύ μπορεί νά παρασκευαστεί από ένα τόνο νίτρο τής Χιλής, πού έχει καθαρότητα 96%. Αν τόθειικό 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 πός ό άργυρος είναι μέταλλο πού έχει σθένος I κι ό χαλκός έχει σθένος II.

## Φ Ω Σ Φ Ο Ρ Ο Σ

Σύμβολο P

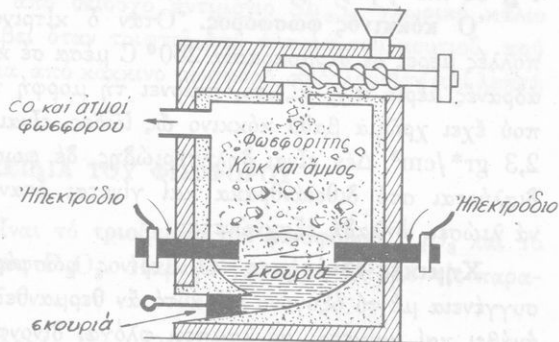
Ατομικό βάρος 30,98

Σθένος III, V

**Προέλευση.** Ό φωσφόρος δέ βρίσκεται ελεύθερος στή φύση. Οί ένώσεις 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 σώμα των ζώων και των φυτών, κυρίως στά κόκκαλα, πού περιέχουν περίπου 58% φωσφορικό άσβέστιο.

### Παρασκευή.

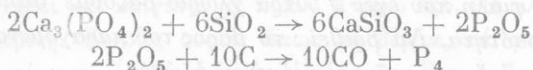
Πρίν από πολλά χρόνια έπαιρναν τό φωσφόρο από τά κόκκαλα πού έχουν περίπου 12% φωσφόρο. Σήμερα τόν παίρνουν αποκλειστικά από τό φωσφορίτη μέ τόν παρακάτω τρόπο : Θερμαίνουν δυνατά φωσφορίτη, μαζί μέ άμμο ( $\text{SiO}_2$ ) και άνθρακα, μέσα σέ ήλεκτρικά καμίνια



Σχ. 41. Ήλεκτρικό καμίνι πού παράγει φωσφόρο.

(σχ. 41). Σ' αυτή τήν ψηλή θερμοκρασία γίνεται άποσύνθεση του φω-

σφορίτη και σχηματίζονται πυριτικό άσβέστιο  $\text{CaSiO}_3$ , μονοξειδίο του άνθρακα και άτμοί φωσφόρου που όδηγούνται και συμπυκνώνονται μέσα σε ψυχρό νερό :



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

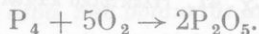
Ό φωσφόρος αυτός δέν είναι καθαρός και γι' αυτό άποστάζεται μέσα σε σιδερένια κέρατα, χύνεται σε καλούπια, παίρνει τή μορφή ραβδιών και φυλάγεται μέσα στο νερό σε δοχεΐα.

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

Ό κίτρινος φωσφόρος είναι στερεό, κιτρινωπό σώμα, ήμιδιαφανές, μαλακό σαν τό κερί, μέ 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 έκπέμπει φώς και γι' αυτό όνομάστηκε φωσφόρος. Είναι δηλητηριώδης και στο δέρμα προκαλεί έγκαύματα που γιατρεύονται δύσκολα. Γι' αυτό ή μεταχείρησή του πρέπει νά γίνεται μέ πολλή προσοχή. Ποτέ δέν τόν πιάνουν μέ τό χέρι αλλά μέ λαβίδα και τόν κόβουν μέσα στο νερό. Στη συνηθισμένη θερμοκρασία τό μόριό του άποτελείται από 4 άτομα και έχει τόν τύπο  $\text{P}_4$ , σε πιό ψηλή θερμοκρασία γίνεται πιό άπλό, έχει τόν τύπο  $\text{P}_2$ .

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

**Χημικές ιδιότητες.** Ό κίτρινος φωσφόρος έχει μεγάλη χημική συγγένεια μέ τό όξυγόνο γι' αυτό άν θερμανθει στον άέρα στους 60° C ανάβει 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 στοιχεΐα, μέσα σε άτμόσφαιρα

χλωρίου ή σ' έπαφή μέ τό στερεό ιώδιο μόλις θερμανθει. 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 πεντοξειδίο 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 σπέρτων.

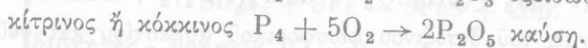
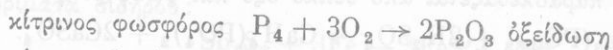
## Σ Π Ι Ρ Τ Α

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

Τά σπέρτα 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 σκεπαστεί μέ μίγμα από κόκκινο φωσφόρο, πυρολουσίτη και λεπτή σκόνη από γυαλί.

## ΟΞΕΙΔΙΑ ΤΟΥ ΦΩΣΦΟΡΟΥ

Τά πίο σπουδαία είναι τό τριοξειδίο του φωσφόρου  $P_2O_3$  και τό πεντοξειδίο του φωσφόρου  $P_2O_5$ . Παράγονται σύμφωνα μέ τίς παρακάτω έξισώσεις:



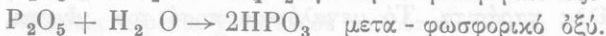
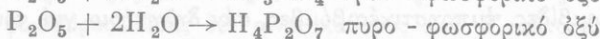
Και τά δύο είναι στερεά, λευκά και άνυδρίτες όξέων: τό τριοξειδίο του φωσφορώδους όξέος και τό πεντοξειδίο τών φωσφορικών.

## ΟΞΕΑ ΤΟΥ ΦΩΣΦΟΡΟΥ

Ἐκ τῆς τριοξειδίου τοῦ φωσφόρου προκύπτει τὸ φωσφορῶδες ὄξύ:



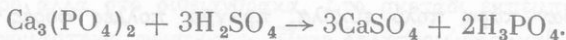
Ἐκ τῆς πεντοξειδίου προκύπτουν τρία ὄξεα ἀνάλογα μὲ τὰ μόρια τοῦ νεροῦ πού παίρνουν μέρος στήν ἀντίδραση:



Ἐκ τῶν τριῶν τῶν πῶ σπουδαῖο εἶναι τὸ ὀρθοφωσφορικό πού λέγεται καί ἀπλά φωσφορικό ὄξύ.

## ΦΩΣΦΟΡΙΚΟ ΟΞΥ

Στή βιομηχανία παράγεται ἀπό ἐπίδραση θειικοῦ ὄξεος σέ ὀρυκτό φωσφορίτη:



Τό καθαρό εἶναι στερεό, κρυσταλλικό, Εἰδ. Β. 1,88 gr\*/cm<sup>3</sup> καί λιώνει στούς 42° C. Εἶναι πολύ ὑγροσκοπικό καί γι' αὐτό ἀπορροφᾷ τούς ὑδρατμούς τοῦ ἀέρα καί γίνεται ὑγρό σάν σιρόπι. Δέν εἶναι πολύ ἰσχυρό ὄξύ καί σάν τριδύναμο δίνει τρία εἶδη ἄλατα, δύο ὄξεα καί ἓνα οὐδέτερο. Μὲ τὸ νάτριο π.χ. δίνει τὸ NaH<sub>2</sub>PO<sub>4</sub> - δισόξινο, τὸ Na<sub>2</sub>HPO<sub>4</sub> - μονόξινο καί Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> οὐδέτερο φωσφορικό νάτριο. Μὲ τὸ δισθενές ἀσβέστιο, τὸ CaH<sub>4</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> - δισόξινο, τὸ 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> οὐδέτερο φωσφορικό ἀσβέστιο.

## ΦΩΣΦΟΡΙΚΑ ΑΛΑΤΑ

Ἐκ τῶν ὅλων τῶν φωσφορικών ἄλατων τὸ πῶ σπουδαῖο εἶναι τὸ δισόξινο φωσφορικό ἀσβέστιο CaH<sub>4</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>, πού χρησιμοποιεῖται γιὰ λίπασμα, γιατί διαλύεται στό νερό καί ἀφομοιώνεται εὐκόλα ἀπό τὰ φυτά. Βιομηχανικά παρασκευάζεται ἀπό θειικό ὄξύ καί φωσφορίτη:



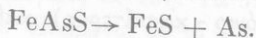
Τό μίγμα τοῦ δισόξινου φωσφορικοῦ ἀσβεστίου καί τοῦ θειικοῦ ἀσβεστίου στό ἐμπόριο λέγεται **ὑπερφωσφορικό ἄλας** καί εἶναι τὸ πῶ σπουδαῖο φωσφοροῦχο λίπασμα.

## ΑΡΣΕΝΙΚΟ

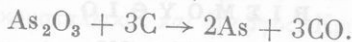
Σύμβολο **As**Ατομικό βάρος **74, 91**Σθένος **III, V**

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

**Παρασκευή.** Παρασκευάζεται με θέρμανση του άρσενοπυρίτη που διασπάζεται σε θειούχο σίδηρο κι άρσενικό που έξαχνώνεται :



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



**Ίδιότητες.** Τό άρσενικό παρουσιάζεται σε δύο 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.  $5,7 \text{ gr}^*/\text{cm}^3$  και όταν θερμαίνεται έξαχνώνεται χωρίς νά λιώνει. Και στις δύο μορφές είναι ίσχυρό δηλητήριο και τό ίδιο δηλητηριώδεις είναι κι όλες οι ένώσεις του. Χημικά μοιάζει με τό φωσφόρο.

**Χρήσεις.** Χρησιμοποιείται στα κράματα των μετάλλων που τά κάνει πιό σκληρά. Έτσι με τό μόλυβδο σε άναλογία 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 στα ορυκτά, αντιμονίτη  $Sb_2S_3$  και άλλα, και παρασκευάζεται με θέρμανση του αντιμονίτη με άπορρίματα σιδήρου :



**Ίδιότητες - Χρήσεις.** Τό καθαρό αντιμόνιο είναι στυλπνό, άργυρόλευκο, εύθραυστο και κρυσταλλικό. Έχει Ειδ. Β.  $6,7 \text{ gr}^*/\text{cm}^3$  και λιώνει στους  $630^\circ \text{C}$ . 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

**Προέλευση - Παρασκευή.** Τό Bi βρίσκεται στή φύση και μόνο του και ένωμένο στή μορφή όρυκτών. Τό πιό σπουδαίο είναι ό βισμούθιτης  $Bi_2S_3$ . Τό παίρνουν ή μέ τήν τήξη του έλευθερου 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.  $9,8 \text{ gr}^* / \text{cm}^3$  και λιώνει στους  $270^\circ \text{C}$ . 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  $71^\circ \text{C}$ . 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 δυό έχουν σθένος IV.

## ΑΝΘΡΑΚΑΣ

Σύμβολο C

Ατομικό βάρος 12,01

Σθένος IV

**Προέλευση.** Ήλειθερος στή φύση ό άνθρακας βρίσκεται σέ πολλές μορφές: καθαρός, σάν διαμάντι και γραφίτης, και άνακατεμένος μ' άλλες ούσιες στους γαιάνθρακες. Ένωμένος σάν διοξείδιο του άνθρακα είναι συστατικό του άτμοσφαιρικού άέρα, και μέ μορφή άνθρακικών αλάτων άποτελεί πετρώματα σέ μεγάλη έκταση. Τά σπουδαιότερα είναι ό άσβεστόλιθος και τό μάρμαρο. Ένωμένος μέ τό ύδρογόνο βρίσκεται στά φυσικά άέρια και στά πετρέλαια. Τελικά είναι τό κυριότερο και άπαραίτητο συστατικό του σώματος των ζώων και των φυτών.

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

## ΚΡΥΣΤΑΛΛΙΚΑ ΕΙΔΗ ΑΝΘΡΑΚΑ

**Διαμάντι.** Τό διαμάντι είναι σωμα στερεό, κρυσταλλικό και είναι σχεδόν καθαρός άνθρακας. Βρίσκεται σάν όρυκτό μέσα σέ ύδατογενή πετρώματα στή Ν. Άφρική, τή Βραζιλία, τή Βόρνεο και άλλοι. Κρυσταλλώνεται στο κυβικό σύστημα και πιό συχνά είναι άχρωμο. Υπάρχουν όμως διαμάντια μέ έλαφρές άποχρώσεις προς τό ρόδινο, τό κίτρινο, τό γαλάζιο χρώμα. Υπάρχουν ακόμα και μαύρα διαμάντια. Έχει μεγάλη φωτοπλαστικότητα, είναι τό πιό σκληρό από τά γνωστά σώματα και χαράσσει όλα τά άλλα. Είναι κακός άγωγός τής θερμότητας και του ήλεκτρισμού, 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 του άνθρακα. Τά φυσικά διαμάντια έχουν πάντα ένα άδιαφανές περίβλημα πού τό βγάζουν μέ κατεργασία. Τά μαύρα και τά άδιαφανή διαμάντια τά μεταχειρίζονται για νά κόβουν τό γυαλί και νά τρυπούν σκληρά πετρώματα. Τά διαφανή τά μεταχειρίζονται σάν πολύτιμες πέτρες στά κοσμήματα γιατί έχουν εξαιρετική λάμψη. Τά διαμάντια τά κατεργάζονται μέ τήν ίδια τους τή σκόνη και φροντίζουν νά τους δώσουν πολλές έδρες κι έτσι ή λάμψη τους νά γίνει πιό μεγάλη. Τά πολυεδρικά διαμάντια λέγονται μπριλάντια (brillants). Η αξία των διαμαντιών εξαρτάται από τήν κατεργασία τους, από τή διαφάνειά τους και τό βάρος τους πού μετρίε-



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 Κεϊλάνη, 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 ζωνή μεταλλική λάμψη καί λιπαρός στήν ἀφή. Εἶναι μαλακός κι 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 κι ἀκόμα στήν κατασκευή χωνευτηρίων γιά τήν τήξη τῶν μετάλλων. Ἀνακατεμένος μέ λάδι χρησιμοποιεῖται στήν ἐπάλειψη σιδερένιων ἀντικειμένων γιά νά μήν ὀξειδώνονται, καί σάν ἀγωγός ἠλεκτρισμοῦ στή γαλβανοπλαστική.

### ΑΜΟΡΦΑ ΕΙΔΗ ΑΝΘΡΑΚΑ

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

### ΦΥΣΙΚΟΙ ΑΝΘΡΑΚΕΣ - ΓΑΙΑΝΘΡΑΚΕΣ

Φυσικοί ἄνθρακες εἶναι οἱ ὀρυκτοί 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 χωρίς ἀέρα, ἀπανθρακώθηκαν σιγά σιγά. Γι' αὐτό ὅσο πιό παλιός εἶναι ὁ γαιάνθρακας τόσο πιό συμπαγής εἶναι, πιό πυκνός καί πιό πλούσιος σέ ἄνθρακα. Οἱ γαιάνθρακες ἐκτός ἀπό τόν καθαρό ἄνθρακα περιέχουν καί ἐνώσεις τοῦ ἄνθρακα μέ ὕδρογόνο, 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 έργοστάσια, στους σιδηροδρόμους, τα ατμόπλοια, 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 ουσιών στο νερό σε έλωδη μέρη. Έχει μικρή ποσότητα άνθρακα (55 - 60%), είναι πορώδης, καίγεται σιγά σιγά, η φλόγα του έχει πολλή αιθάλη και δίνει μικρή ποσότητα θερμότητας. Γι' αυτό χρησιμοποιείται μόνο στους τόπους που υπάρχει, σαν καύσιμο υλικό. Όλα τα είδη του γαιάνθρακα περιέχουν ακόμη και ανόργανες ουσίες, που ύστερα από την καύση του άνθρακα μένουν και αποτελούν τη στάχτη.

### ΤΕΧΝΗΤΟΙ ΑΝΘΡΑΚΕΣ

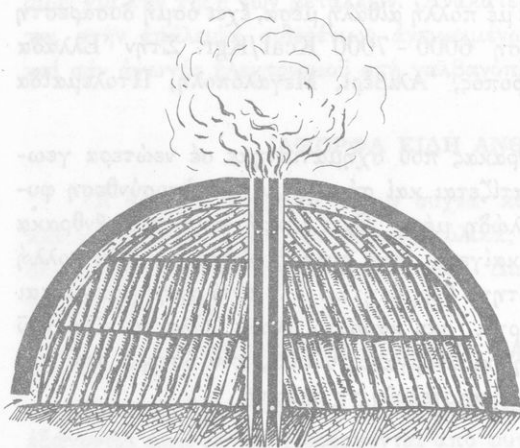
Οι κυριώτεροι είναι το κώκ, ο άνθρακας των αποστακτάρων, ο ξυλάνθρακας, ο ζωικός άνθρακας και η αιθάλη.

Το **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. Το κώκ είναι πορώδες, έχει 90 - 95% άνθρακα, ανάβει δύσκολα, καίγεται χωρίς φλόγα και δίνει 8000

Kcal/kg. Χρησιμοποιείται σαν καύσιμο υλικό, και στη μεταλλουργία για αναγωγικό μέσο.

Ο **άνθρακας των άποστακτῆρων**. Στά τοιχώματα των δοχείων που μέσα σ' αυτά γίνεται ἡ ξηρή απόσταξη τῶν λιθανθράκων μαζεύεται καθαρὸς ἄνθρακας, πού ἔχει χρώμα σταχτόμαυρο, εἶναι πολὺ σκληρὸς, συμπαγῆς καὶ καλὸς ἀγωγὸς τοῦ ἠλεκτρισμοῦ. Χρησιμοποιεῖται γιὰ τὴν κατασκευὴ ἠλεκτροδίων, στά ἠλεκτρικὰ στοιχεῖα κτλ.

Ο **ξύλάνθρακας** εἶναι αὐτό πού μένει ἀπὸ τὴν ἀπανθράκωση τῶν ξύλων. Παρασκευάζεται μὲ δύο τρόπους. Μὲ τὸν παλιὸ τρόπο τὰ ξύλα τοποθετοῦνται σέ σωρούς καὶ σκεπάζονται μὲ πηλό. Στὴ μέση κάθε σωροῦ ἀφήνουν μιὰ τρύπα σαν καπνοδόχο κι ἀπὸ ἐκεῖ ρίχνουν ἀναμμένα κάρβουνα γιὰ νά ἀνάψουν τὰ ξύλα. Στὴ βάση τοῦ σωροῦ ἀνοίγουν τρύπες γιὰ νά μπαίνει ἀέρας (σχ. 42). Μ' αὐτοὺς τοὺς ὅρους ἡ καύση τῶν



Σχ. 42. Παρασκευὴ ξυλάνθρακων.

ξύλου πού ἀπανθρακώθηκε, σπάει εὐκόλα καὶ χρησιμοποιεῖται στά σπῆτια γιὰ καύσιμο.

Εἶναι πορώδης καὶ γι' αὐτό ἀπορροφᾷ ἀέρια, ἀτμοὺς, χρωστικὲς οὐσίες καὶ χρησιμεύει στὴ διύλιση τοῦ πόσιμου νεροῦ, στὸν ἀποχρωματισμὸ ὑγρῶν κτλ.

Ο **ζωϊκὸς ἄνθρακας** σχηματίζεται ἀπὸ τὴν ἀπανθράκωση ζωϊκῶν

ξύλων εἶναι ἀτελής καὶ ἔτσι πετυχαίνει ἡ ἀπανθράκωση. Ὁ τρόπος αὐτός ἔχει μικρὴ ἀπόδοση. Περίπου τὸ 25% τοῦ βάρους τῶν ξύλων γίνεται ξυλάνθρακας. Μὲ τὸ νέο τρόπο γίνεται ξηρὴ απόσταξη τῶν ξύλων. Αὐτό πού μένει εἶναι ὁ ξυλάνθρακας καὶ τὸ ἀπόσταγμα ἀποτελεῖται ἀπὸ τὴν ξυλόπισσα, τὸ ὀξεικό ὀξύ, τὴ μεθυλικὴ ἀλκοόλη (ξυλόπνευμα), ἀκετόνη κ.ἄ. Ὁ ξυλάνθρακας διατηρεῖ τὸ

ουσιών (όστια, αίμα κτλ.), πού γίνεται μέ θέρμανση μέσα σέ κλειστά δοχεία. Έχει μικρή ποσότητα άνθρακα, είναι πολύ πορώδης και γι' αυτό χρησιμοποιεΐται γιά τόν αποχρωματισμό τής ζάχαρης κι άλλων υγρών, και τήν απορρόφηση ουσιών πού μυρίζουν.

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

### ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ ΤΟΥ ΑΝΘΡΑΚΑ

**Φυσικές.** Ο άνθρακας είναι στερεό σωμα, άσμο, άγευστο, μέ μαύρο χρώμα, εκτός από τό διαμάντι. Δέ λιώνει και δέ διαλύεται στα γνωστά διαλυτικά μέσα. Μπορεΐ μόνο να διαλυθεΐ σέ πολύ μικρά ποσά μέσα στα λιωμένα μέταλλα και κυρίως στο σίδηρο.

**Χημικές.** Δέν προσβάλλεται από τά όξέα και τίς βάσεις. Στή συνηθισμένη θερμοκρασία είναι αδρανής, σέ ψηλή θερμοκρασία καίγεται στον άέρα ή σέ καθαρό όξυγόνο και δίνει διοξείδιο του άνθρακα. Ένώνεται μέ μερικά στοιχεία π.χ. μέ τό ασβέστιο και δίνει τό άνθρακασβέστιο  $CaC_2$ , μέ τό πυρίτιο τό άνθρακοπυρίτιο  $SiC$ , μέ τό θεΐο τό διθειάνθρακα  $CS_2$ . Σέ ψηλή θερμοκρασία αφαιρεΐ τό όξυγόνο από τά μεταλλικά όξειδια και έτσι είναι πολύ καλό αναγωγικό μέσο.

### Χ Ρ Η Σ Ε Ι Σ

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

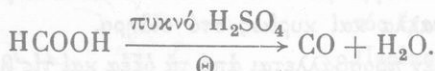
## ΕΝΩΣΕΙΣ ΤΟΥ ΑΝΘΡΑΚΑ

Οι ενώσεις του άνθρακα είναι τό αντικείμενο εξέτασης τῆς Ὀργανικῆς Χημείας. Ἡ Ἀνόργανη Χημεία ἐξετάζει μόνο τά ὀξειδία 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 κρατᾶ τό νερό (σχ. 43):

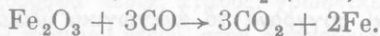
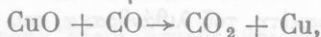


**Φυσικές ιδιότητες.** Τό μονοξείδιο τοῦ άνθρακα εἶναι ἀέριο ἄχρωμο, ἄοσμο κι ἄγευστο. Ἐχει σχετική πυκνότητα 0,97, δηλαδή σάν τό ἄζωτο περίπου. Πολύ δύσκολα ὑγροποιεῖται καί πολύ λίγο διαλύεται στό νερό.

**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:

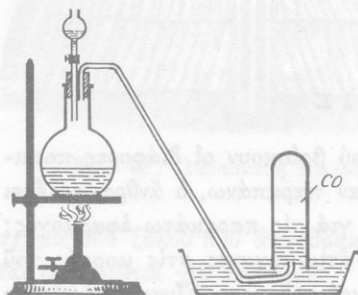


Γι' αὐτό δρᾶ καί σάν ἰσχυρό ἀναγωγικό μέσο. Πολλά ὀξειδία μετάλλων ἀνάγονται ἀπό τό μονοξείδιο τοῦ άνθρακα:



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 μιá σταθερή ένωση, τήν άνθρακοξυαιμοσφαιρίνη, κι έτσι τά έρυθρά αίμοσφαίρια χάνουν τήν ικανότητα νά παίρνουν τό όξυγόνο καί νά τό μεταφέρουν στά διάφορα μέρη τοῦ σώματος. Σ' αυτό τό άέριο όφείλονται οι δηλητηριάσεις από φωταέριο, από τά μαγγάλια καί τίς σόμπες πού δέν κλείνουν καλά.

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

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



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

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



Ή θερμαντική του δύναμη είναι πολύ μεγαλύτερη από τή δύναμη τοῦ άνθρακαερίου εξαιτίας τοῦ ύδρογόνου.

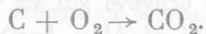
Τό μικτό άέριο παράγεται όταν ταυτόχρονα περάσουν άέρας καί ύδρατμοί μέσα από διάπυρους άνθρακες (κώκ). Άποτελεΐται από μονοξειδίο τοῦ άνθρακα 30%, ύδρογόνο 15%, άζωτο 50% καί διοξειδίο τοῦ άνθρακα 5%.

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

**Προέλευση.** Ήλευθερο βρίσκεται στον άτμοσφαιρικό άέρα, μέ αναλογία σέ όγκο 0,03% καί προέρχεται από τήν αναπνοή τών φυτών καί τών ζώων, τίς καύσεις, τίς ζυμώσεις καί τίς σήψεις. Βγαίνει ακόμα κι από σχισμάδες τοῦ έδάφους στα ήφαιστειογενή μέρη καί είναι διαλυμένο καί 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 άέρα :

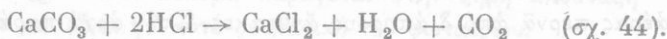


Ή ακόμα με τή διαπύρωση ενός άνθρακικού άλατος :



Αυτοί οι δύο τρόποι παρασκευής εφαρμόζονται και στη βιομηχανία.

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



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

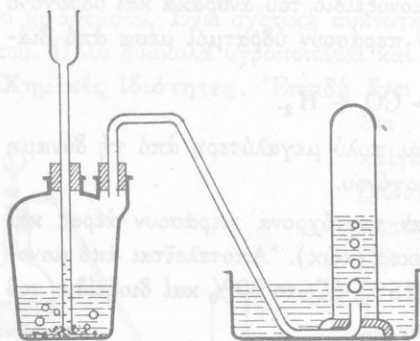
**Φυσικές ιδιότητες.** Είναι άεριο άχρωμο, άοσμο, με έλαφρά ξινή γεύση. Έχει σχετική πυκνότητα 1,57· είναι δηλαδή 1 1/2 φορές βαρύτερο από τόν άέρα. Διαλύεται πολύ στο νερό και του δίνει άναψυκτική γεύση. Γι' αυτό χρησιμοποιείται στη βιομηχανία των άναψυκτικών

(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° C και γι' αυτό με πίεση ύγροποιείται στη συνηθισμένη θερμοκρασία και κυκλοφορεί στο έμπόριο μέσα σε χαλύβδινες φιάλες.

Με άπότομο άνοιγμα της στρόφιγγας μιās τέτοιας φιάλης έξατμίζεται άπότομα τό ύγρό διοξείδιο του άνθρακα και

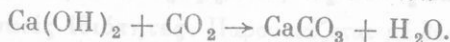
παράγεται τόσο έντονο ψύχος πού ένα μέρος του στερεοποιείται και γίνεται σάν χιόνι. Τό στερεό διοξείδιο του άνθρακα έχει θερμοκρασία -80° C, λέγεται ξηρός πάγος, εξαερώνεται χωρίς νά ύγροποιηθεί (έξαχνούται) και χρησιμοποιείται στη διατήρηση των τροφίμων.



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

**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:

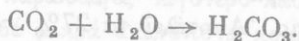


**Σημασία του διοξειδίου του άνθρακα τής ατμόσφαιρας. Κύκλος του άνθρακα.** Η περιεκτικότητα του ατμοσφαιρικού αέρα σε διοξείδιο του άνθρακα μένει σταθερή γιατί χρησιμεύει σάν τροφή στά φυτά. Στή διάρκεια τής ημέρας τά πράσινα μέρη των φυτών μέ τή χλωροφύλλη και τήν επίδραση του ήλιακού φωτός αποσυνθέτουν τό διοξείδιο του άνθρακα, σε άνθρακα πού κρατούν, και σε όξινο πού αφήνουν ελεύθερο (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. Έξάλλου τά φυτά και τά ζώα μέ τήν άναπνοή όταν ζούν και μέ τή σήψη όταν πεθάνουν δίνουν πάλι στήν ατμόσφαιρα διοξείδιο του άνθρακα. Μ' αυτό τόν τρόπο συμπληρώνεται ό κύκλος τής κυκλοφορίας του άνθρακα στή φύση.

**Χρήσεις.** Χρησιμεύει στήν παρασκευή άνθρακικών αλάτων, ιδιαίτερα του άνθρακικού νατρίου (σόδα) και των άναφυκτικών· στό γέμισμα των πυροσβεστήρων, στήν 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 άνυδρίτης 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 και διασπᾶται πάλι σέ διοξείδιο του άνθρακα και νερό :



Γι' αυτό είναι γνωστό μόνο σέ άραιά διαλύματα και σάν διδύναμο δίνει δυό είδη άλατα, όξινα και ουδέτερα.

Τά άνθρακικά άλατα σχηματίζονται από τό άέριο διοξείδιο του άνθρακα σέ διαλύματα βάσεων :



### Π Ρ Ο Β Λ Η Μ Α Τ Α

26) Πόσο βάρος διοξειδίου του άνθρακα παράγεται από τήν ένωση μέ άνθρακα του όξυγόνου πού έχει μέσα ένα κυβικό μέτρο άέρα;

27) Κατεργαζόμαστε 0,8 γραμμ. άσβεστόλιθο μέ άφθονο ύδροχλωρικό όξύ και παίρνουμε 80 κ.έ. διοξείδιο του άνθρακα. Νά βρεθει : α) τό βάρος του άνθρακικού άσβεστίου πού βρίσκεται μέσα στον άσβεστόλιθο, β) ή έκατοστιαία περιεκτικότητα σέ άνθρακικό άσβέστιο του άσβεστόλιθου.

28) Θέλουμε νά κάψουμε τέλεια 10 λίτρα μονοξείδιο του άνθρακα. Νά βρεθει: α) πόσος όγκος όξυγόνου χρειάζεται, β) πόσος είναι ό όγκος του παραγόμενου διοξειδίου του άνθρακα, γ) πόσο είναι τό βάρος του ίζήματος πού σχηματίζεται, όταν αυτό τό διοξείδιο του άνθρακα απορροφηθεί από άσβεστόνερο.

29) Οι ύδρατμοί πού παράγονται από τό βρασμό 1,8 γραμμ. νερού περνούν μέσα από διάπυρους άνθρακες. Νά βρεθει: α) ό όγκος των άερίων πού παράγονται, β) ό όγκος του άέρα πού χρειάζεται για τήν τέλεια καύση αυτών των άερίων, γ) ή έλάττωση του βάρους του άνθρακα πού χρησιμοποιήθηκε.

### Π Υ Ρ Ι Τ Ι Ο

Σύμβολο **Si**

Ατομικό βάρος **28,06**

Σθένος **IV**

**Πρόελευση.** Ύστερα από τό όξυγόνο, τό πιό διαδομένο στοιχείο στή γή είναι τό πυρίτιο. Αποτελεϊ τά 27% του στερεού φλοιού. Δέ βρίσκεται έλεύθερο αλλά πάντα ένωμένο, κυρίως σά διοξείδιο του πυρι-

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

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



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



**Φυσικές ιδιότητες.** Παρουσιάζεται με δύο αλλοτροπικές μορφές, άμορφο και κρυσταλλικό. Τό άμορφο είναι σκόνη καστανόχρωμη που βάφει σαν τόν άνθρακα. Έχει Ειδ. Βάρος 2,35 gr\*/cm<sup>3</sup>. Τό κρυσταλλικό έχει χρώμα μολυβί, μεταλλική λάμψη, Ειδ. Β. 2,42 gr\*/cm<sup>3</sup> και είναι τόσο σκληρό, που χαράσσει τό γυαλί.

**Χημικές ιδιότητες.** Είναι στοιχειό αδρανές, καίγεται μόνο σε ψηλή θερμοκρασία και όχι τέλεια και δίνει διοξείδιο του πυριτίου. Προσβάλλεται από τό φθόριο και γίνεται τετραφθοριούχο πυρίτιο SiF<sub>4</sub>. Στα ηλεκτρικά καμίνια ενώνεται με τόν άνθρακα και δίνει ένα σώμα πολύ σκληρό, τό άνθρακοπυρίτιο CSi.

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

## ΔΙΟΞΕΙΔΙΟ ΤΟΥ ΠΥΡΙΤΙΟΥ

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

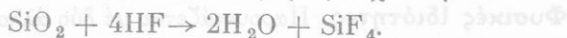
**Κρυσταλλικό** είναι ό χαλαζίας με λευκό χρώμα. Ποικιλίες του είναι ή όρειά κρύσταλλος, άχρωμη και διαφανής, και ό άμέθυστος με χρώμα μώβ.

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

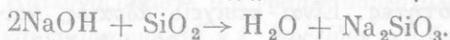
δημητριακῶν, στίς τρίχες, στά φτερά καί στά νύχια. Ἄμορφο διοξειδιο τοῦ πυριτίου εἶναι ἡ γῆ τῶν διατόμων πού ἀποτελεῖται ἀπό τά κελύφη μικροσκοπικῶν ἐγγυματικῶν ζῶων τῆς θάλασσης.

**Φυσικές ιδιότητες.** 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 ἰξῶδες ὑγρό.

**Χημικές ιδιότητες.** Δέν προσβάλλεται ἀπό τά ὀξέα. Μόνο τό ὕδροφθορικό ὀξύ τό μετατρέπει σέ τετραφθοριῶχο πυρίτιο :



Εἶναι ἀνυδρίτης τοῦ πυριτικοῦ ὀξέος H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub> 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 θερμότητας καί τοῦ ἤλεκτρισμοῦ. Δέ διαλύεται καί λιώνει δύσκολα. Προτοῦ νά λιώσει γίνεται ἰξῶδες καί πλαστικό καί αὐτό διευκολύνει στήν κατεργασία του νά παίρνει διάφορα σχήματα ἢ

όταν φυσούν αέρα μέσα στην πλαστική μάζα του ή όταν τό χύνουν σε καλούπια. Τό γυαλί δέν προσβάλλεται από τά χημικά αντιδραστήρια. Προσβάλλεται μόνο από τό φθόριο και τό υδροφθόριο και μ' αυτά τό χαράσσουν. Έχει Είδ. Β.  $2,5 \text{ gr}^* / \text{cm}^3$  κι είναι άχρωμο ή χρωματιστό.

**Εΐδη γυαλιού.** ΈΗ ποιότητα του γυαλιού εξαρτάται από τό είδος και τήν καθαρότητα των υλικών. Διακρίνονται τά παρακάτω είδη γυαλιού: α) **Τό γυαλί μέ νάτριο** είναι τό κοινό γυαλί πού αποτελείται από πυριτικό νάτριο και πυριτικό άσβέστιο. Μ' αυτό φτειάνουν φιάλες, ποτήρια, τζάμια για τά παράθυρα. β) **Τό γυαλί μέ κάλιο ή βοημικό γυαλί** αποτελείται από πυριτικό κάλιο και πυριτικό άσβέστιο. Είναι πιό δύστηκτο, πιό σκληρό και πιό διαφανές από τό κοινό γυαλί. Κατασκευάζουν μ' αυτό καθρέφτες, είδη πολυτελείας, χημικά σκεύη κτλ. γ) **Τό γυαλί μέ μόλυβδο ή κρύσταλλο.** Αποτελείται από πυριτικό κάλιο και πυριτικό μόλυβδο. Παρασκευάζεται από άμμο, άνθρακικό κάλιο και όξειδιο του μόλυβδου (μίνιο). Είναι βαρύ, βγάζει ώραϊο 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

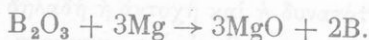
Σύμβολο **B**

Ατομικό βάρος **10,8**

Σθένος **III**

**Προέλευση.** Τό βόριο αποτελεί ιδιαίτερη ομάδα στα άμέταλλα στοιχεία. Στη φύση βρίσκονται οι ενώσεις του βορικό όξύ  $\text{H}_3\text{BO}_3$  και βόρακας  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  κτλ.

**Παρασκευή - Ίδιότητες.** Παρασκευάζεται με άναγωγή του όξειδίου του βορίου  $\text{B}_2\text{O}_3$  με μαγνήσιο:



Τό βόριο είναι άμορφο. Όταν τό διαλύσουμε μέσα σε λιωμένο μαγνήσιο μετά τήν 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 αέρα καίγεται στους

700°C με πράσινη φλόγα και δίνει τριοξείδιο του βορίου. Το νιτρικό όξύ τό 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, στυλπνοί, 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 $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$

Ή βόρακας, δηλαδή τό τετραβορικό νάτριο, βρίσκεται όρυκτό μέσα σε άποξηραμένες λίμνες σε ήφαιστειογενεΐς περιοχές, στό Θιβέτ, στίς Ίνδίες, στήν Καλιφόρνια τής Άμερικής. Με άνακρυστάλλωση του όρυκτου παίρνουν τόν καθαρό βόρακα πού είναι άχρωμοι κρύσταλλοι, εύκολοδιάλυτοι στό νερό. Σε ψηλή θερμοκρασία λιώνει και γίνεται διαφανής ύαλώδης μάζα και γι' αυτό χρησιμοποιεΐται στήν κεραμευτική και τήν κατασκευή γυάλινων ειδών. Χρησιμοποιεΐται ακόμη άνακατωμένος με τό σαπούνι για λευκαντικό και για άντισηπτικό.

## ΜΕΡΟΣ ΔΕΥΤΕΡΟ

## 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 ύγρός. Ξεχωρίζουν από τά άμέταλλα, από τή χαρακτηριστική λάμψη πού αποκτοϋν όταν γυαλιστοϋν και πού τή λένε μεταλλική. Είναι ακόμα καλοί άγωγοί τής θερμότητας και τοϋ ήλεκτρισμοϋ, είναι άνθεκτικά και μπορούν νά γίνουν ελάσματα και σύρματα. 'Ακόμα ξεχωρίζουν και από χημική άποψη. Γιατί τά μέταλλα ενώνονται μέ τό όξυγόνο και δίνουν βασεογόνα όξειδια ενώ τά άμέταλλα ενώνονται μέ τό όξυγόνο και σχηματίζουν όξειγόνα όξειδια. 'Ακόμα τά μέταλλα στήν ήλεκτρολυση άλάτων ή βάσεων συγκεντρώνονται στήν κάθοδο σάν ήλεκτροθετικά στοιχειά ενώ τά άμέταλλα στήν άνοδο σάν ήλεκτραρνητικά· έξαιρεση άποτελεί τό ύδρογόνο. Τελικά τά μόρια τών μετάλλων στήν κατάσταση άτμοϋ άποτελοϋνται από ένα μόνο άτομο.

**Φυσικές ιδιότητες.** Τά πιό πολλά μέταλλα έχουν άργυρόλευκο χρώμα ή σταχτί έκτός από τό χαλκό πού είναι κόκκινος και τό χρυσό πού είναι κίτρινος. 'Εκτός από πολύ λίγα, είναι πιό βαριά από τό νερό. "Όσα έχουν ειδικό βάρος μικρότερο από  $5 \text{ gr}^*/\text{cm}^3$  λέγονται **ελαφρά** κι όσα έχουν μεγαλύτερο από  $5 \text{ gr}^*/\text{cm}^3$  λέγονται **βαριά**. Λιώνουν σε πολύ διαφορετικές θερμοκρασίες. 'Ανάλογα τοϋ 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 γίνονται ελάσματα ή σύρματα, πού όφείλονται στή μεγάλη συνοχή τών μορίων τους. 'Η ιδιότητα τών μετάλλων νά γίνονται ελάσματα ή μέ σφυρηλασία ή μέ έλαστρο λέγεται **ελατό**. Τό έλαστρο είναι δύο χαλύβδινοι κύλινδροι πού περιστρέφονται άντίθετα και πού ανάμεσα τους περνώντας τό μέταλλο γίνεται έλασμα. 'Η ιδιότητα νά μεταβάλ-

λονται σέ σύρματα μέ συρματοσύρτη λέγεται **δλκίμο**. 'Ο συρματοσύρτης είναι μιά χαλύβδινη πλάκα μέ τρύπες πού άπ' αυτές περνώντας τό μέταλλο γίνεται σύρμα. Τό πιό έλατό καί δλκίμο 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 γιά τά μέταλλα έχει ή επίδραση τοῦ όξυγόνου τοῦ άέρα. "Άλλα μέταλλα όξειδώνονται εύκολα στόν άέρα όπως ό σίδηρος κι άλλα δέν όξειδώνονται καί διατηροῦν τή μεταλλική λάμψη όπως ό χρυσός, ό λευκόχρυσος κι ό άργυρος καί γι' αυτό λέγονται κι εύγενή μέταλλα.

## Κ Ρ Α Μ Α Τ Α

**Κράματα** λέγονται μίγματα διάφορων μετάλλων πού τά παίρνουν μέ σύντηξη τῶν συστατικῶν τους, σέ διάφορες αναλογίες, μέσα σέ χωνευτήρια. Πολλές φορές τά κράματα έχουν μέσα, σέ πολύ μικρή ποσότητα, καί κάποιον άμέταλλο στοιχείο π.χ. άνθρακα, πυρίτιο κ.ά. Τό κράμα πού ένα άπό τά συστατικά του είναι ό ύδράργυρος λέγεται **άμάλγαμα**. Τά κράματα είναι πολύτιμα γιά τίς τέχνες γιατί είναι σάν νέα μέταλλα πού έχουν ιδιότητες πού δέν τίς έχουν τά μέταλλα πού τά αποτελοῦν. Συχνά είναι πιό σκληρά, έχουν πιό μεγάλη άντοχή καί λιώνουν πιό εύκολα άπό τά συστατικά τους. 'Άπό χημική πλευρά προσβάλλονται λιγότερο άπό τό όξυγόνο τοῦ άέρα κι άπό 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 ι' άλλα στοιχεία καί 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 όξείδια ή θειούχες ένώσεις ή άνθρακικά άλατα τῶν μετάλλων.

**Μεταλλουργία.** Τό σύνολο τῶν μηχανικῶν καί χημικῶν τρόπων πού χρησιμοποιοῦνται γιά νά άποχωριστεῖ τό μέταλλο άπό τά μεταλλεύματα του λέγεται **μεταλλουργία**. Τά μεταλλεύματα τίς πιό πολλές φορές



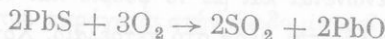
είναι ανακατεμένα με γαιώδεις ουσίες κι απαλλάσσονται απ' αυτές με διάφορους τρόπους. Τό μέταλλευμα συνήθως γίνεται σκόνη, πλύνεται με άφθονο τρεχούμενο νερό πού παρασύρει τίς γαιώδεις ουσίες επειδή είναι ελαφρότερες κι ύστερα αρχίζει ή χημική του κατεργασία. "Αν είναι όξειδιο τότε χρησιμοποιειται ή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



"Αν τό μέταλλευμα είναι άνθρακικό άλλας του μέταλλου, πρώτα πυρώνεται δυνατά και μεταβάλλεται σέ όξειδιο κι ύστερα τό όξειδιο ανάγεται με άνθρακα, όπως παραπάνω π.χ.



Τελικά αν τό μέταλλευμα είναι θειούχα ένωση του μέταλλου, πρώτα γίνεται φρύξη του μέταλλου, δηλαδή δυνατή θέρμανση σ' άνοιχτό καμίνι, και τό όξυγόνο του άέρα τό μεταβάλλει σέ όξειδιο κι ύστερα πάλι, γίνεται αναγωγή με άνθρακα του όξειδίου :



Σέ μερικές περιπτώσεις εφαρμόζεται κι ή ηλεκτρόλυση.

## ΟΜΑΔΑ ΤΩΝ ΑΛΚΑΛΙΩΝ

Στήν ομάδα των 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**

**Πρόελευση.** Δέν είναι ελεύθερο στή φύση αλλά πολύ διαδομένο στή μορφή χημικών ενώσεων. 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.ά.

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



Είναι μέταλλο με άργυρόλευκη μεταλλική λάμψη σε πρόσφατη τομή. Είναι πιο ελαφρό 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, οξειδώνεται γρήγορα στον αέρα και θερμαινόμενο καίγεται με χαρακτηριστική κίτρινη φλόγα.

Αντιδρά ζωηρά με το νερό και σχηματίζει υδροξείδιο του νατρίου και υδρογόνο:

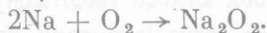


Τό ίδιο ζωηρά ενώνεται και με τό φθόριο και τό χλώριο.

**Έφαρμογές.** Φυλάγεται μέσα στο πετρέλαιο. Χρησιμοποιείται στα χημικά έργαστήρια, για αναγωγικό μέσο. Χρησιμοποιείται άκόμα για τήν παρασκευή του υπεροξειδίου του νατρίου, του κυανιούχου νατρίου, και μαζί με υδράργυρο σχηματίζει άμάλγαμα.

## ΕΝΩΣΕΙΣ ΤΟΥ ΝΑΤΡΙΟΥ

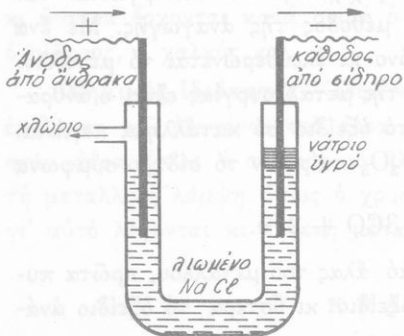
**Ύπεροξείδιο του νατρίου  $\text{Na}_2\text{O}_2$ .** Σχηματίζεται με καύση του νατρίου σε άτμόσφαιρα όξυγόνου:



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

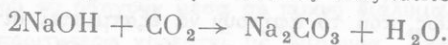


Αυτή ή αντίδραση χρησιμοποιείται για τήν πρόχειρη παρασκευή όξυγόνου και για τόν καθαρισμό του άερα σε κλειστούς χώρους (καταφύ-



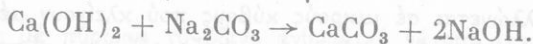
Σχ. 45. Βιομηχανική παρασκευή του νατρίου με ηλεκτρόλυση του λιωμένου χλωριούχου νατρίου.

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

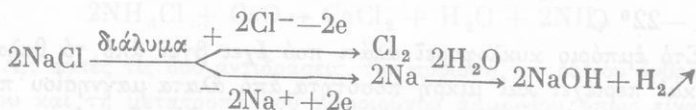


Εἶναι ακόμα όξειδωτικό και λευκαντικό μέσο.

**Υδροξείδιο 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 ηλεκτρόλυση διαλύματος χλωριούχου νατρίου. Στήν άνοδο ελευθερώνεται χλώριο και στήν κάθοδο συγκεντρώνεται μεταλλικό νάτριο πού στή συνέχεια αντιδρά μέ τό νερό τοῦ διαλύματος και σχηματίζει καυστικό νάτριο και ελευθερώνεται υδρογόνο. Οί αντιδράσεις παριστάνονται έτσι :



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

Τό υδροξείδιο τοῦ νατρίου εἶναι σῶμα στερεό, λευκό, λιώνει στοῦς 320°C κι έχει Εἰδ. 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 εργαστήρια 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 σέ διάφορα άλατορυχεΐα. Εΐναι άκόμα συστατικό στό αίμα.

Τό βγάζουν άπό τά άλατορυχεΐα ή άπό τό θαλασσινό νερό, στίς νότιες χώρες κυρίως, πού τό αφήνουν νά εξατμιστεΐ σιγά σιγά άπό τόν ήλιο σέ ρηχές δεξαμενές πού τίς λένε άλυκές. Οΐ κυριότερες έλληνικές άλυκές εΐναι στήν Άττική (Άνάβυσσος), στή Μυτιλήνη, στό Μεσολόγγι και στή Λευκάδα.

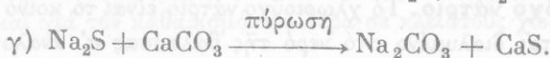
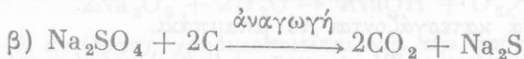
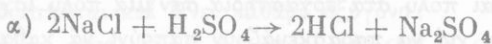
Εΐναι λευκό, στερεό, άόσμο μέ άρμυρή ευχάριστη γεύση.

Κρυσταλλώνεται σέ μικρούς κύβους πού κλείνουν μέσα μηχανικά νερό και γι' αυτό όταν θερμανθεΐ, τό νερό εξατμΐζεται, και σπάει τούς κρυστάλλους μέ κρότο. Έχει Εΐδ. Β. 2,16 gr\* /cm<sup>3</sup> και λιώνει στους 795° C. Διαλύεται άρκετά ευκόλα στό νερό κι ή διαλυτότητά του πολύ λίγο επηρεάζεται άπό τήν αύξηση τής θερμοκρασίας. Έτσι 100 γραμμ. νερό σέ 20° C διαλύει 36 γραμμ. άλάτι και στους 100° C, 39 γραμμ. Κορεσμένο διάλυμα χλωριούχου νατρίου βράζει στους 110° C και πήζει στους -22° C.

Στό έμπόριο κυκλοφορεΐ άλάτι πού έχει βγεΐ άπό τό θαλασσινό νερό και περιέχει και μικρή ποσότητα άπό άλατα μαγνησίου πού τό κάνουν ύγροσκοπικό. Τό χημικά καθαρό άλάτι δέν εΐναι ύγροσκοπικό. Χρησιμοποιεΐται στά φαγητά, στή διατήρηση τών τροφίμων, στή κατασκευή ψυκτικού μίγματος άνακατεμένο μέ πάγο. Εΐναι ή πρώτη ύλη στή βιομηχανία γιά τήν παρασκευή τού χλωρίου, τού νατρίου και τών ένώσεών τους. Διάλυμα χλωριούχου νατρίου 0,95 % σέ άποσταγμένο νερό εΐναι ό όνομαζόμενος στήν ίατρική φυσιολογικός όρός πού βάζουν στό αίμα σέ πολλές περιπτώσεις.

**Άνθρακικό νάτριο ή σόδα Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>.** Βρίσκεται στό νερό μερικών λιμνών στίς θερμές χώρες, στά συστατικά τής στάχτης πού αφήνουν τά φύκια, κι άπό κεί τήν έβγαζαν άλλοτε. Σήμερα τήν παρασκευάζουν μέ τρεΐς τρόπους στή βιομηχανία:

1) Μέ τή μέθοδο Leblanc, σέ τρία στάδια



Τό σχηματιζόμενο άνθρακικό νάτριο ξεχωρίζεται από τό θειοϋχο άσβέστιο μέ διάλυση στό 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 πρωτύτερα κορεστεί μέ άμμωνία. Σχηματίζονται τότε κρυσταλλοί από όξινο άνθρακικό νάτριο και χλωριούχο άμμώνιο που μένει διαλυμένο μέσα στό νερό :



Υστερα μέ πύρωση τό όξινο άνθρακικό νάτριο μετατρέπεται σε ουδέτερο άνθρακικό νάτριο και διοξείδιο του άνθρακα :

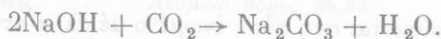


Τό χλωριούχο άμμώνιο θερμαίνεται ελαφρά ανακατεμένο μέ άσβεστο και δίνει άμμωνία :

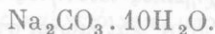


Απ' αυτές τις δυό αντιδράσεις, την πύρωση του όξινου άνθρακικού νατρίου και τή μετατροπή του χλωριούχου άμμωνίου, όπως είναι φανερό από τις χημικές εξισώσεις, σχηματίζονται διοξείδιο του άνθρακα  $\text{CO}_2$  και άμμωνία, που τά χρησιμοποιούν πάλι για νέο κύκλο παρασκευής μέ καινούργια ποσότητα χλωριούχου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

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

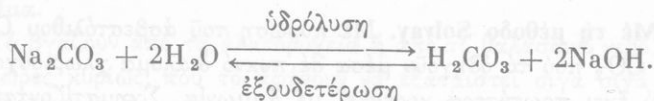


Η σόδα είναι σκόνη λευκή που έχει τον τύπο  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  ή μέ μεγάλους κρυστάλλους όταν έχει και κρυσταλλικό νερό και έχει τον τύπο :



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

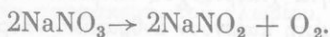
σχηματισμός του άνθρακικού όξέος  $\text{H}_2\text{CO}_3$  και τής ίσχυρής βάσης  $\text{NaOH}$  πού ό χαρακτηρας της επικρατεϊ :



Χρησιμοποιεϊται στήν ύλουργία, στή σαπωνοποιία, στήν ύφαντουργία γιά τήν πλήση τών νημάτων.

**Όξινο άνθρακικό νάτριο**  $\text{NaHCO}_3$ . Λέγεται και δισανθρακικό νάτριο. Τό παίρνουν στά ένδιάμεσα στάδια τής παρασκευής τής σόδας μέ τή μέθοδο Solvay. Εϊναι λευκή κρυσταλλική σκόνη πού διαλύεται δύσκολα στό νερό. Έξαιτίας τής ύδρόλυσης πού παθαίνει, τό διάλυμά της έχει αντίδραση έλαφρά άλκαλική. Χρησιμοποιεϊται στήν ιατρική, γιά τήν έξουδετέρωση τών όξέων του στομάχου (σόδα τών φαρμακειών), γιά τήν παρασκευή άφρωδών ποτών, στή ζαχαροπλαστική, γιατί δίνει εύκολα, όταν θερμαίνεται ή όταν επιδροϋν άραιά όξέα, διοξειδίο του άνθρακα.

**Νιτρικό νάτριο**  $\text{NaNO}_3$ . Βρίσκεται όρυκτό στό Περού, στή Χιλή και γι' αυτό τό λένε και νίτρο τής Χιλής και σχηματίστηκε μέ τήν άποσύνθεση όργανικών οϋσιών. Τό όρυκτό νίτρο έχει 60% καθαρό νιτρικό νάτριο. Τό καθαρό  $\text{NaNO}_3$  εϊναι λευκό, κρυσταλλικό, ύγροσκοπικό και πολύ διαλυτό στό νερό. Λιώνει στους 730° C, διασπάται συνάμα και δίνει όξυγόνο :



Χρησιμοποιεϊται γιά τήν 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 συλβίνη  $\text{KCl}$  και καρναλίτη  $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ , λίγο στό θαλασσινό νερό και στή στάχτη τών φυτών τής ξηράς ως  $\text{K}_2\text{CO}_3$ . Η παρασκευή του και οι χημικές ιδιότητες εϊναι άνάλογες μέ του νατρίου, έχει Εϊδ. Β. 0,86 gr\* /cm<sup>3</sup> και λιώνει στους 62,5° C. Χημικώς εϊναι πιό δραστικό άπό τό νάτριο κι ή φλόγα του όταν καίγεται έχει χρώμα ίώδες. Φυλάγεται κι αυτό μέσα σέ πετρέλαιο.

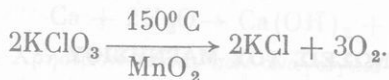
## ΕΝΩΣΕΙΣ ΚΑΛΙΟΥ

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

**Ἀνθρακικό κάλιο ἤ ποτάσσα**  $K_2CO_3$ . Τό ἴδιο ανάλογο μέ τό ανθρακικό νάτριο χρησιμοποιεῖται στήν πάρασκευή τοῦ βοημικοῦ γαλιού, τῶν μαλακῶν σαπουνιῶν καί στό πλύσιμο τῶν ρούχων.

**Νιτρικό κάλιο ἤ νίτρο**  $KNO_3$ . λέγεται καί νίτρο τῶν Ἰνδιῶν. Ἀνάλογο 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**  $KClO_3$ . 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. Ἀπ' αὐτά θά περιγραφοῦν τό μαγνήσιο καί τό ἀσβέστιο.

## ΜΑΓΝΗΣΙΟ

Σύμβολο Mg

Ἀτομικό βάρος 24,32

Σθένος II

**Προέλευση.** Τά σπουδαιότερα ὄρυκτά τοῦ μαγνησίου εἶναι ὁ μαγνησίτης ἢ λευκόλιθος  $MgCO_3$ , ὁ δολομίτης  $MgCO_3 \cdot CaCO_3$  καί ὁ καρναλίτης  $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$ . Ἀλατά τοῦ μαγνησίου εἶναι διαλυμένα στό νερό τῆς θάλασσας καί στό νερό μερικῶν πηγῶν πού τοῦς δίνει πικρή γεύση. Ἀκόμα 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 λιών-νει στους 650° C. Σέ χαμηλή θερμοκρασία όξειδώνεται σιγά σιγά· σέ ψηλή θερμοκρασία καιγεται και δίνει όξειδιο του μαγνησίου και λαμπρό λευκό φώς, πλούσιο σέ υπεριώδεις άκτίνες και γι' αυτό χρησιμοποιεί-ται στή φωτογράφηση στό σκοτάδι. Είναι άριστο άναγωγικό μέσο εξαι-τίας τής μεγάλης χημικής συγγένειας πού έχει μέ τό όξυγόνο κι άπο-συνθέτει 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, μαγγά-νιο). Χρησιμοποιείται ακόμα στή 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 στό νερό. Χρησιμοποιείται για νά φτειάνουν τουβλα πού άντέχουν στή φω-τιά (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 στό νερό μερικων ίαμα-τικών πηγών και λέγεται πικρό άλας MgSO<sub>4</sub>·7H<sub>2</sub>O και δίνει στό νερό αυτό πικρή γεύση και καθαρτικές ιδιότητες. Έκτός από καθαρτικό χρησιμοποιείται και στή κατεργασία του βαμβακιού.

**Άνθρακικό μαγνήσιο MgCO<sub>3</sub>.** Είναι τό όρυκτό **μαγνησίτης**. Στή Ευβοια 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 κατασκευά-ζουν άλλες ενώσεις του μαγνησίου.

## Α Σ Β Ε Σ Τ Ι Ο

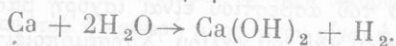
Σύμβολο **Ca**

Ατομικό βάρος **40,08**

Σθένος **II**

**Προέλευση.** Είναι πολύ διαδομένο στη φύση στη μορφή διάφορων αλάτων. Τα σπουδαιότερα είναι το άνθρακικό ασβέστιο που αποτελεί τον ασβεστόλιθο, την κιμωλία και το μάρμαρο, το θειικό ασβέστιο που αποτελεί τη γύψο, το φωσφορικό ασβέστιο που αποτελεί το φωσφορίτη και τον άπατιτη κτλ. Είναι ακόμα συστατικό του σώματος των ζώων και των φυτών (κόκκαλα, δόντια, κελύφη αυγών, όστρακα κτλ.).

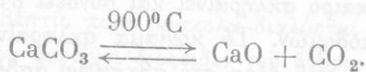
**Παρασκευή - Ιδιότητες.** Παρασκευάζεται με ηλεκτρόλυση του λιωμένου χλωριούχου ασβεστίου σε μίγμα με το φθοριούχο ασβέστιο. Είναι μέταλλο άργυρόλευκο, ελαφρό, με Ειδ. Β. 1,55 gr\*/cm<sup>3</sup>, λιώνει στους 810° C και είναι σχετικά μαλακό. Ώξειδώνεται σιγά σιγά στον αέρα, διασπᾶ το νερό και δίνει υδρογόνο:



**Χρήσεις.** Χρησιμοποιείται σαν αναγωγικό μέσο στα εργαστήρια και μαζί με το μόλυβδο σε όρισμένα κράματα.

### ΕΝΩΣΕΙΣ ΤΟΥ ΑΣΒΕΣΤΙΟΥ

**Ώξείδιο του ασβεστίου, ἄσβεστος ἢ ἄσβέστης CaO.** Παρασκευάζεται με πύρωση του ασβεστόλιθου σε ειδικά καμίνια που τά λένε **ἄσβεστοκάμينا :**

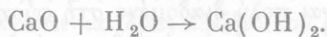


Ἀνάλογα με τήν ποιότητα του χρησιμοποιούμενου ασβεστόλιθου παίρνουν ἄσβεστη περισσότερο ἢ λιγότερο καθάρο.

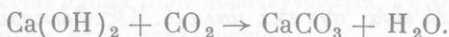
Ὁ καθάρος ἄσβέστης που δίνει ἡ πύρωση του μάρμαρου είναι λευκός, ἄμορφος και πορώδης, ἔχει Ειδ. Β. 3,40 gr\*/cm<sup>3</sup>, λιώνει μόνο στη θερμοκρασία του βολταϊκού τόξου 2570° C και χρησιμοποιεῖται γιά τήν κατασκευή τῆς σβησμένης ἄσβέστου και γιά νά φτειάνουν πυρίμαχα χωνευτήρια.

**Ἵδροξείδιο του ασβεστίου ἢ ἔσβεσμένη ἄσβεστος ἢ σβησμένος ἄσβέστης Ca(OH)<sub>2</sub>.** Ἄν ραντίσουμε τόν ἄσβεστη με λίγο νερό παρατηροῦμε πώς θερμαίνεται, φουσκώνει και τελικά σπάει και γίνεται

σκόνη. Ἡ σκόνη αὐτή εἶναι τὸ **ὕδροξειδιο τοῦ ἀσβεστίου**, πού σχηματίζεται ἀπὸ τὴν ἀντίδραση τοῦ ὀξειδίου τοῦ ἀσβεστίου μὲ τὸ νερὸ καὶ μὲ παραγωγὴ μεγάλης ποσότητας θερμότητας :



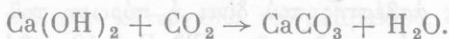
Ὁ σβησμένος ἀσβέστης διαλύεται δύσκολα στὸ νερὸ. Ἀνακατεμένος μὲ λίγο νερὸ δίνει ἕνα πολτὸ καὶ μὲ πιὸ πολὺ νερὸ ἕνα ὑγρὸ σάν γάλα πού τὸ λένε **γάλα τῆς ἀσβέστου**. Ὄταν βάλουμε ἀκόμα κι ἄλλο νερὸ καὶ κάμουμε διήθηση παίρνουμε τὸ **ἀσβέστιο ὕδωρ ἢ ἀσβεστόνερο** πού εἶναι ἄχρωμο, καθαρὸ κι ἔχει μέσα διαλυμένη μικρὴ ποσότητα ὕδροξειδίου τοῦ ἀσβεστίου. Στόν ἀέρα θολώνει ὕστερα ἀπὸ λίγη ὥρα γιατί μὲ τὸ διοξειδίου τοῦ ἀνθρακὰ τοῦ ἀέρα σχηματίζεται ἀδιάλυτο ἀνθρακικὸ ἀσβέστιο :



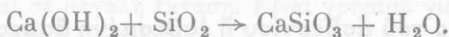
Τὸ ὕδροξειδιο τοῦ ἀσβεστίου εἶναι ἰσχυρὴ βάση, ἀνάλογη μὲ τὸ ὕδροξειδιο τοῦ νατρίου καὶ τοῦ καλίου. Χρησιμοποιεῖται πάρα πολὺ στὴν οἰκοδομικὴ γιὰ νὰ φτειάνουν κονιάματα.

**Κονιάματα.** Κονιάματα λένε τὰ μίγματα πού χρησιμοποιοῦν στίς οἰκοδομὲς γιὰ συνδετικὴ ὕλη στίς πέτρες καὶ στά τοῦβλα. Αὐτὰ μὲ τὸ χρόνο σκληραίνουν ἢ γιατί ἐπιδρᾷ ὁ ἀέρας καὶ τότε τὰ λένε ἀεροπαγὴ ἢ γιατί ἐπιδρᾷ τὸ νερὸ καὶ τὰ λένε ὕδατοπαγὴ.

Τὸ κοινὸ κονίαμα πού μεταχειρίζονται στὴν οἰκοδομικὴ εἶναι ἕνας πολτὸς 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 :



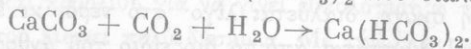
Ὄταν πυρωθοῦν μέσα σὲ εἰδικὰ καμίνια, σὲ ψηλὴ θερμοκρασία, ἀσβεστόλιθοι πού ἔχουν μέσα καὶ ἄργιλλο ἢ μίγματα ἀσβεστόλιθου

καί άργίλου σχηματίζεται ό ύδραυλικός άσβέστης ή τσιμέντο. Τό τσιμέντο άνακατεμένο μέ άμμο καί νερό δίνει τό ύδραυλικό κονίαμα πού σκληραίνει γρήγορα καί μπορεϊ νά χρησιμοποιηθεϊ καί σέ ύποβρυχιές έργασίες. Μέ τήν προσθήκη χαλικιών (σκύρων) στό παραπάνω μίγμα σχηματίζεται τό λεγόμενο ύδραυλικό σκυρόδεμα (beton) κι άν βάλουν καί σιδερένιες ράβδους, τότε γίνεται τό σιδηροπαγές σκυρόδεμα ή άλλιώς beton armé πού βρίσκει μεγάλη έφαρμογή στίς σύγχρονες κατασκευές οίκοδομϊών καί δημόσιων έργων (γέφυρες κτλ.). Τά ύδραυλικά κονιάματα σκληραίνουν γιατί σχηματίζεται διπλό ένυδρο άλας από πυριτικό άργίλιο καί πυριτικό άσβέστιο, πού εϊναι πολύ σκληρό, συμπαγές καί άδιάλυτο στό νερό καί μέ τό χρόνο παίρνει κρυσταλλική μορφή.

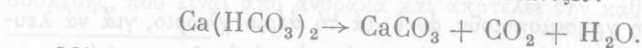
**Άνθρακικό άσβέστιο**  $\text{CaCO}_3$ . Εϊναι πολύ διαδομένο στή φύση σέ κρυσταλλική μορφή ή κρυσταλλοφυή ή σάν άμορφο. Κρυσταλλικό άποτελεϊ τόν άσβεστίτη πού ή καθαρή μορφή του εϊναι ή **ισλανδική κρυσταλλος**, πού εϊναι διάφανη κι έχει τήν ιδιότητα τής διπλής διάθλασης του φωτός.

Κρυσταλλοφυές άποτελεϊ τό **μάρμαρο**, λευκό ή χρωματιστό. Τελικά άμορφο άποτελεϊ τόν άσβεστόλιθο, πού σκεπάζει μεγάλες εκτάσεις τής γής, καί τήν **κιμωλία** (κητιδα) πού σχηματίστηκε σέ περασμένη γεωλογική έποχή από τή συσσώρευση τεράστιου αριθμού κελυφϊών μικροσκοπικϊών θαλασσινϊών οργανισμϊών. Εϊναι λευκή, πορώδης, τρίβεται εύκολα κι αφήνει ίχνη στό μαυροπίνακα.

Τό άνθρακικό άσβέστιο πολύ δύσκολα διαλύεται στό καθαρό νερό. Διαλύεται στό νερό πού περιέχει διοξείδιο του άνθρακα γιατί σχηματίζεται όξινο άνθρακικό άσβέστιο  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  πού διαλύεται στό νερό:



Μέ αυτή τή μορφή βρίσκεται διαλυμένο σ' όλα τά φυσικά νερά. Μέ βρασμό, ή σιγανή εξάτμιση του φυσικού νερού, διασπάται τό όξινο άνθρακικό άσβέστιο σέ διοξείδιο του άνθρακα, ύδρατμούς καί ούδέτερο άνθρακικό άσβέστιο πού σάν άδιάλυτο κατακαθίζει:

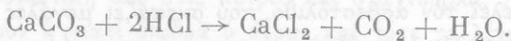


Μέ όμοιο τρόπο σχηματίζονται στίς σπηλιές οί **σταλακτίτες** κι οί **σταλαγμίτες**, πού άποτελοΰνται από άνθρακικό άσβέστιο. Στή μορφή του άσβεστόλιθου χρησιμοποιεϊται στήν οίκοδομική, στήν ύλουργία,

στή μεταλλουργία, στήν παρασκευή τοῦ ἀσβέστη καί τοῦ τσιμέντου. Σάν μάρμαρο στή γλυπτική, καί σάν κιμωλία γιά γραφή στό μαυροπίνακα.

**Θεικό ἀσβέστιο.** Βρίσκεται στή φύση σέ δύο μορφές, **ἄνυδρη 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. Θερμαινόμενη ἢ 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. Ὅταν 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 ἐπιδέσμους, στήν οἰκοδομική, καί στή γεωργία γιά λίπασμα.

**Χλωριόχο ἀσβέστιο**  $\text{CaCl}_2$ . Παρασκευάζεται μέ ἐπίδραση ὕδρο-χλωρικοῦ ὀξέος στό ἀνθρακικό ἀσβέστιο:

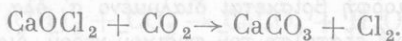


Τό παίρνουν ἀκόμα ὅταν παρασκευάζουν τή σόδα μέ τή μέθοδο Solvay. Εἶναι πολύ ὑγροσκοπικό σῶμα καί γι' αὐτό τό χρησιμοποιοῦν γιά νά ξηραίνουν τά ἀέρια.

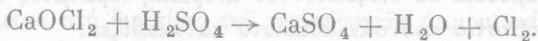
**Χλωράσβεστος**  $\text{CaOCl}_2$ . Παρασκευάζεται μέ ἐπίδραση χλωρίου σέ γάλα ἀσβέστου:



Εἶναι λευκή σκόνη, διαλύεται λίγο στό νερό, κι ἔχει τήν ὁσμὴ τοῦ χλωρίου γιατί διασπᾶται ἀπό τό διοξείδιο 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 ἀσβεστίου 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 ήλεκτρούλωση 100 χιλιογράμμων χλωριούχου νατρίου καθαρού, διαλυμένου στό 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 τον άσβεστόλιθο ;

## ΑΡΓΙΛΙΟ — ΨΕΥΔΑΡΓΥΡΟΣ

### ΑΡΓΙΛΙΟ

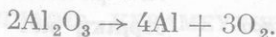
Σύμβολο **Al**

Ατομικό βάρος **26,97**

Σθένος **III**

**Προέλευση.** Ύστερα από τό όξυγόνο και τό πυρίτιο τό πιό διαδομένο στή γή στοιχειό είναι τό άργίλιο ή αλουμίνιο. 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 μαρμαργίας κ.ά.

**Μεταλλουργία.** Σήμερα τό άργίλιο παράγεται αποκλειστικά από τήν ήλεκτρούλωση 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 ήλεκτρούλωση τό όξείδιο του άργιλίου διαχωρίζεται σέ άργίλιο και όξυγόνο :

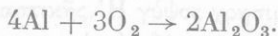


Τό άργίλιο συγκεντρώνεται στον πυθμένα τής ήλεκτρολυτικής συσκευής, πού είναι από άνθρακα και αποτελεί τήν κάθοδο, και τό όξυ-

\* Βωξίτης στήν Έλλάδα βρέθηκε άφθονος και καλής ποιότητας στον Παρνασσό, στον Έλικώνα, στήν Οίτη, στήν Εύβοια, στήν Άμοργό, στή Μακεδονία και άλλου.

γόνο πηγαίνει στην άνοδο πού κι αυτή είναι από άνθρακα, και την καίει σιγά σιγά (σχ. 46).

**Ίδιότητες.** Τό άργίλιο είναι άργυρόλευκο μέταλλο, στυλινό και εύηχο. Είναι τό πιό έλαφρό από τά συνηθισμένα μέταλλα, έχει Είδ. Β.  $2,7 \text{ gr}^*/\text{cm}^3$  δηλαδή τρείς φορές περίπου μικρότερο από τό σίδηρο. Λιώνει στους  $660^\circ \text{C}$ , είναι πολύ έλατό και όλκιμο και γίνεται εύκολα πολύ λεπτά φύλλα και σύρματα. Είναι καλός άγωγός του ήλεκτρισμού, έχει μεγάλη χημική συγγένεια μέ τό όξυγόνο, αλλά στή συνηθισμένη θερμοκρασία, φαινομενικά, δέν παθαίνει καμιά αλλοίωση στον άέρα, γιατί ή επιφάνειά του σκεπάζεται μέ άδιόρατο στρώμα από όξειδιο του άργιλίου. Όταν θερμανθεί ένα έλασμα ή σύρμα από άργίλιο, λιώνει αλλά δέν καίγεται, ή σκόνη όμως του άργιλίου μέσα σέ δυνατή φλόγα καίγεται μέ ζωηρό λευκό φώς μέ παραγωγή μεγάλης ποσότητας θερμότητας:

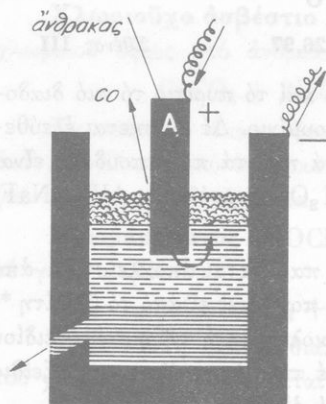
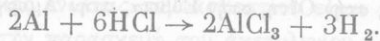


Έξαιτίας τής μεγάλης του συγγένειας μέ τό όξυγόνο, είναι άριστο αναγωγικό μέσο και άνάγει τό όξειδιο του σιδήρου κ.ά.:



Στήν αντίδραση αυτή παράγεται τόση μεγάλη ποσότητα θερμότητας, πού 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 **θερμίτης**.

Από τά συνηθισμένα όξέα τό υδροχλωρικό προσβάλλει τό άργίλιο και δίνει υδρογόνο:



Σχ. 46. Ήλεκτρολυτική παρασκευή του άργιλίου.



Προσβάλλεται και από ισχυρές βάσεις π.χ. από το υδροξείδιο του καλίου και παράγεται αργιλικό κάλιο και υδρογόνο :



**Χρήσεις.** Το αργίλιο σήμερα είναι από τα μέταλλα που χρησιμοποιούνται πιο πολύ και έκτοπίζει σιγά σιγά το σίδηρο και το χαλκό. Το χρησιμοποιούν στην κατασκευή οικιακών σκευών, βιομηχανικών συσκευών, ηλεκτροφόρων αγωγών, στη βιομηχανία των αυτοκινήτων και αεροπλάνων, προπάντων με τη μορφή διάφορων κραμάτων του.

Τά σπουδαιότερα κράματα του αργιλίου είναι ο **μπρούντζος του αργιλίου**, που είναι κράμα χαλκού και αργιλίου με άμορφο χρυσοκίτρινο χρώμα, το **ντουραλουμίνιο** που είναι κράμα αργιλίου, χαλκού, μαγνησίου και μαγγανίου, με μεγάλη άντοχή, και το **μαγνάλιο**, κράμα αργιλίου και μαγνησίου πολύ ελαφρό κ.ά.

### Σ Τ Υ Π Τ 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 η ρίζα άμμωνίου) και Μ' ένα μέταλλο τρισθενές (αργίλιο, σίδηρος, μαγγάνιο, χρώμιο). "Όλες οι στυπτηρίες είναι **ισόμορφες** δηλαδή έχουν το ίδιο κρυσταλλικό σχήμα. "Όσες έχουν αργίλιο είναι άχρωμες· οι άλλες χρωματιστές.

Σπουδαιότερη στυπτηρία είναι η **κοινή στυπτηρία**, που τη λένε και στύψη, από κάλιο κι αργίλιο  $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ . Παρασκευάζεται με κρυστάλλωση μίγματος θεικών αλάτων καλίου και αργιλίου σε διαλύματα και με κατάλληλη αναλογία. Είναι λευκή ή άχρωμη με στυφή γεύση, ευδιάλυτη στο νερό και χρήσιμη στη βαφική, τη βυρσοδεψία και τη θεραπευτική.

### ΑΡΓΙΛΙΟΣ - ΚΕΡΑΜΕΥΤΙΚΗ

Η αργίλος που είναι πολύ διαδομένη στη φύση έχει κύριο συστατικό της το πυριτικό αργίλιο. 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 της αργίλου ανακατεμένα με νερό γίνονται μία πλαστική μάζα που μπορεί με το 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 σαν γυαλί άν ή μάζα θερμάνθηκε μέχρι τοῦ σημείου νά αρχίζου νά λιώνουν.

Σύμφωνα μ' αυτά, τά εϊδη τής κεραμευτικής, δηλαδή τής τέχνης πού άσχολεϊται 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 ύλικό ό καολίνης. Στά πορώδη άνήκουν τά κεραμίδια, τά τουβλα τά πήλινα άνθοδοχεϊα, κανάτια κτλ. πού χρησιμοποιεϊται για ύλικό ό πηλός. Όλα τά παραπάνω άντικείμενα ύστερα από τό ψήσιμο σκεπάζονται επιφανειακά μέ άστριο ή άλλα ύλικά και ψήνονται για δεϋτερη φορά για νά σχηματιστεϊ στήν επιφάνειά τους ένα γυάλινο επίχρισμα από άργιλοπυριτικά άλατα.

## Ψ Ε Υ Δ Α Ρ Γ Υ Ρ Ο Σ

Σύμβολο **Zn**

Άτομικό βάρος **65,38**

Σθένος **II**

**Προέλευση.** Ό ψευδάργυρος βρίσκειται στή φύση στά όρυκτά τοῦ σφαλερίτη  $ZnS$  και τοῦ σμιθσωνίτη  $ZnCO_3$  πού λέγεται κι άλλιως καλαμίνα. Και τά δυό βρίσκονται στήν Έλλάδα στό Λαύριο και στό νησί τής Θάσου.

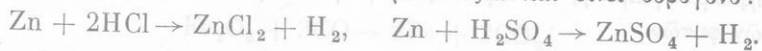
**Μεταλλουργία.** Τό μέταλλευμα τοῦ ψευδαργύρου, καθαρισμένο από τίς ξένες ούσιες κι έτσι πλουσιότερο σέ ένώσεις ψευδαργύρου, φρύσσεται άν εϊναι θειοῦχο, θερμαίνεται δηλαδή μέ πολύ άέρα, κι άν εϊναι άνθρακικό πυρνώνεται έντονα κι έτσι τελικά μετατρέπεται σέ όξειδιο τοῦ ψευδαργύρου. Άκολουθεϊ ύστερα άναγωγή τοῦ όξειδίου μέ άνθρακα και παράγεται ό μεταλλικός ψευδάργυρος πού στή μεγάλη θερμοκρασία τοῦ καμινοῦ έξαερώνεται και τόν παίρνουν μέ κατάλληλους άποστακτῆρες. Οί χημικές άντιδράσεις εϊναι οί παρακάτω:



Σήμερα παίρνουν ψευδάργυρο και με ηλεκτρόλυση μετατρέποντας το οξείδιο του ψευδαργύρου με θειικό οξύ σε ευδιάλυτο θειικό ψευδάργυρο  $ZnSO_4$  που τελικά ηλεκτρολύεται.

**Ίδιότητες.** Ο ψευδάργυρος, που έχει το κοινό όνομα τσίγκος, είναι μέταλλο λευκό με κυανή απόχρωση, κρυσταλλικό και έχει Είδ. Β.  $7,15 \text{ gr}^*/\text{cm}^3$ , λιώνει στους  $420^\circ \text{C}$  και βράζει στους  $910^\circ \text{C}$ . Στη συνηθισμένη θερμοκρασία είναι σκληρό και σχετικά σπάει εύκολα, στους  $100^\circ \text{C}$  ως  $150^\circ \text{C}$  γίνεται ελατός και όγκιμος και πάνω από  $200^\circ \text{C}$  σπάει τόσο εύκολα που μπορεί να γίνει σκόνη. Στόν αέρα σκεπάζεται από ένα λεπτό στρώμα επιφανειακό από βασικό άνθρακικό ψευδάργυρο  $ZnCO_3 \cdot 3Zn(OH)_2$ , που εμποδίζει την οξείδωση του μετάλλου. Στην κατάσταση σκόνης ή ατμών σε ψηλή θερμοκρασία καίγεται με λαμπρή, ελαφρά κυανή φλόγα και παράγεται οξείδιο του ψευδαργύρου που διασκορπίζεται σαν λευκές νιφάδες.

Προσβάλλεται εύκολα από τα άραιά οξέα και δίνει υδρογόνο:



**Χρήσεις.** Από τον ψευδάργυρο φτιάχνουν μεγάλα φύλλα για να σκεπάσουν υπόστεγα, φτιάχνουν λουτήρες, υδροροές, μικρές δεξαμενές κτλ. Χρησιμεύει για επιψευδαργύρωση του σιδήρου που την πετυχαίνουν όταν βαφτίσουν μέσα σε λιωμένο ψευδάργυρο το σίδηρο κι αυτό γίνεται για να προφυλαχτεί ο σίδηρος από την οξείδωση. Ο σίδηρος αυτός λέγεται **γαλβανισμένος**. Παίρνει μέρος σαν συστατικό σε πολλά κράματα. Το πιο σπουδαίο κράμα του είναι ο **ορείχαλκος** (ψευδάργυρος και χαλκός).

## ΕΝΩΣΕΙΣ ΤΟΥ ΨΕΥΔΑΡΓΥΡΟΥ

**Οξείδιο του ψευδαργύρου  $ZnO$ .** Όταν ο  $Zn$  καίγεται στόν αέρα ή όταν ο άνθρακικός ψευδάργυρος πυρώνεται, παράγεται το οξείδιο του ψευδαργύρου. Είναι χονδρή λευκή σκόνη, αδιάλυτη στό νερό. Είναι ή πιο σπουδαία ένωση του ψευδαργύρου και χρησιμοποιείται με το όνομα **λευκό του ψευδαργύρου** στα έλαιοχρώματα αντί για το λευκό του μόλυβδου, γιατί δέ μαυρίζει από το υδροθείο.

**Θειικός ψευδάργυρος  $ZnSO_4$ .** Είναι το πιο συνηθισμένο άλας του ψευδαργύρου. Παρασκευάζεται από τον ψευδάργυρο με επίδραση θειικού οξέος και κρυσταλλώνεται με έπτά μόρια νερό. Είναι ευδιάλυτος

στό νερό και χρησιμοποιειῖται στήν τυποβαφική τῶν ὑφασμάτων και στήν ἰατρική σάν ἀντισηπτικό τῶν ματιῶν (κολλύριο).

## ΣΙΔΗΡΟΣ - ΝΙΚΕΛΙΟ - ΚΟΒΑΛΤΙΟ

### Σ Ι Δ Η Ρ Ο Σ

Σύμβολο **Fe**

Ἀτομικό βάρος **55,85**

Σθένος **II, III**

**Προέλευση.** Εἶναι τό πίο διαδομένο ἀπό τά βαριά μέταλλα στή γῆ. Χημικά καθαρός βρίσκεται στους μετεωρίτες. Τά σπουδαιότερα ὄρυκτά του εἶναι: ὁ **αἱματίτης**  $Fe_2O_3$ , ὁ **μαγνητίτης**  $Fe_3O_4$ , ὁ **λειμωνίτης**  $Fe(OH)_3$ , ὁ **σιδηροπυρίτης**  $FeS_2$ , ὁ **σιδηρίτης**  $FeCO_3$  κι ὁ **χαλκοπυρίτης**  $CuFeS_2$ . Στους ὀργανισμούς βρίσκεται σάν ἀπαραίτητο συστατικό τῆς αἰμοσφαιρίνης τοῦ αἵματος και βοηθᾷ στή σύνθεση τῆς χλωροφύλλης τῶν φυτῶν.

**Εἶδη σιδήρου.** Ὁ καθαρός σίδηρος, ἀπό τό ἕνα μέρος εἶναι δύσκολο νά παρασκευαστεῖ, κι ἀπό τό ἄλλο δέν εἶναι κατάλληλος γιά τίς τέχνες, γιατί και μαλακός εἶναι και δύσκολα λιώνει. Ἀντί γι' αὐτόν χρησιμοποιοῦνται εἶδη σιδήρου πού ἔχουν μέσα κι ἄλλα συστατικά σέ μικρή ποσότητα, κυρίως ἄνθρακα, και παρουσιάζουν ιδιότητες χρήσιμες γιά τήν τεχνική.

Τά εἶδη αὐτά εἶναι: ὁ **σφυρήλατος ἢ μαλακός σίδηρος** περιέχει τό πίο λίγο ποσοστό ἄνθρακα, 0,05 - 0,50%, ὁ **χάλυβας** (ἀτσάλι) περιέχει μέση ποσότητα ἄνθρακα 0,50 - 1,50% κι ὁ **χυτοσίδηρος** (μαντέμι) πού περιέχει 2 - 5% ἄνθρακα κι ἄλλα στοιχεῖα ὅπως πυρίτιο και μαγνάνιο.

**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 ἀνθρακικῶν 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 ἑνός μέρους τοῦ περιεχόμενου στό χυτοσίδηρο ἄνθρακα.

**Παρασκευή τοῦ χυτοσιδήρου.** Γίνεται μέσα σέ ειδικά καμίνια

πού έχουν ύψος 25 μέτρα και λέγονται **ύψικάμινοι** (σχ. 47). Μέσα στην ύψικάμινο ρίχνουν πρώτα άνθρακα (κώκ) ύστερα ένα στρώμα από μετάλλευμα ανακατεμένο με συλλίπασμα\*, μετά πάλι ένα στρώμα άνθρακα, πάλι μετάλλευμα και συνεχίζουν μ' αυτό τον τρόπο ώσπου να γεμίσει ή ύψικάμιнос. 'Ανάβουν 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 τοῦ άνθρακα:



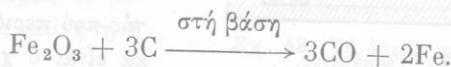
Τό διοξείδιο τοῦ άνθρακα άνεβαίνει πρós τά πάνω μέσα στην κάμινο, και όπως συναντᾶ ψηλότερα πάλι άνθρακα, άνάγεται και γίνεται μονοξείδιο :



Τό μονοξείδιο αυτό έρχεται σ' έπαφή με τό σιδηρομετάλλευμα και άνάγει τά όξειδιά του σχηματίζοντας σίδηρο και διοξείδιο τοῦ άνθρακα:



ή



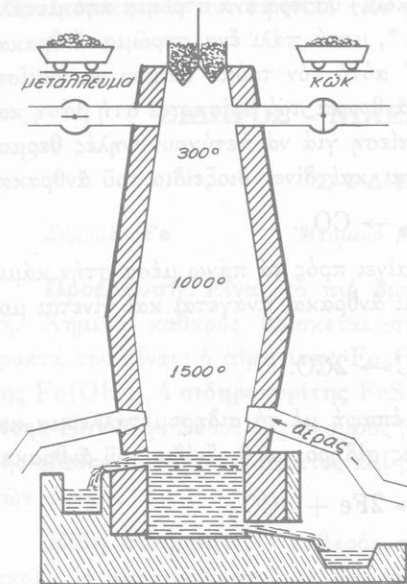
Τό διοξείδιο τοῦ άνθρακα πού παράγεται άπ' αυτή τήν αντίδραση άνεβαίνει κι αυτό πρós τά πάνω όπως και παραπάνω και επαναλαμβάνεται ή ίδια σειρά αντίδράσεων. 'Ο σίδηρος πάλι πού παράγεται έτσι, σέ ύγρή κατάσταση, εξαιτίας τής θερμοκρασίας πού επικρατεί στην ύψικάμινο (1500° C), τρέχει στή βάση και συγκεντρώνεται στό κάτω μέρος της. Καθώς κατεβαίνει από τά ψηλότερα στρώματα και περνᾶ μέσα από τά στρώματα τοῦ άνθρακα διαλύει ένα μέρος άπ' αυτόν. 'Ο άσβεστόλιθος πού έχει προστεθεῖ σαν συλλίπασμα στό μετάλλευμα άρχικά, στην ψηλή θερμοκρασία διασπάται σέ άσβεστο και διοξείδιο τοῦ άνθρακα:



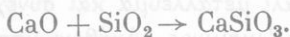
'Η άσβεστος αυτή ένώνεται με τίς γαιώδεις προσμίξεις τοῦ με-

\* Συλλίπασματα στή μεταλλουργία λένε τίς ουσίες πού προσθέτουν με τό σκοπό νά σχηματίσουν με τίς γαιώδεις προσμίξεις μιᾶ ένωση, πού νά λιώνει και νά άπομακρύνεται εύκολα, τή λεγόμενη σκουριά.

ταλλεύματος, ιδιαίτερα μέ τό διοξείδιο τοῦ πυριτίου, καί σχηματίζει σκουριά ἀπό πυριτικό ἀσβέστιο :



Σχ. 47. Ύψικάμινος.

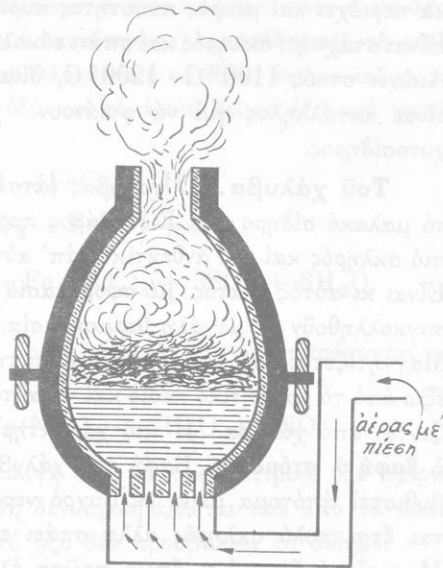


Ἡ σκουριά αὐτή σέ ὑγρή κατάσταση, ἐξαιτίας τῆς μεγάλης θερμοκρασίας, κυλά κι αὐτή πρὸς τὴ βάση τῆς καμίνου, ἐπιπλέει, γιατί εἶναι ἐλαφρότερη, πάνω στό λιωμένο σίδηρο, κι ἀπομακρύνεται κατάλληλα ἀπό ἓνα πλάγιο ἄνοιγμα, κι ὁ λιωμένος σίδηρος συγκεντρώνεται, καθὼς ἀνοίγει ἀπὸ καιρὸ σέ καιρὸ ἢ βάση τῆς καμίνου, σέ καλούπια. Ὁ σίδηρος αὐτός πού περιέχει μέσα ἄνθρακα εἶναι ὁ **χυτοσίδηρος**.

Οἱ ὑψικάμινοι λειτουργοῦν συνέχεια, καί σταματοῦν μόνο ὅταν πάθουν καμμί βλάβη κι ἔχουν ἀνάγκη ἐπισκευῆς.

**Παρασκευὴ τοῦ μαλακοῦ σιδήρου καί τοῦ χάλυβα.** Γιά νά πάρουμε ἀπὸ τό χυτοσίδηρο τά ἄλλα εἶδη, φτάνει νά διώξουμε ἀπὸ αὐτόν ἓνα μέρος ἀπὸ τόν περιεχόμενο ἄνθρακα. Αὐτό γίνεται μέ διάφορες μεθόδους, πού ἢ μιὰ ἀπ' αὐτές εἶναι ἡ μέθοδος τοῦ Bessemer. Μέ αὐτὴ τὴ μέθοδο μέσα σέ δοχεῖα σέ σχῆμα τεράστιου ἀχλαδιοῦ, μέ διπλὸ 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 θερμὸ καί μέ πίεση, πού περνώντας μέσα ἀπὸ τὴν ὑγρὴ μάζα τοῦ χυτοσιδήρου, κατακαίει τόν ἄνθρακα πού περιέχει. Ἡ θερμότητα πού παράγεται μ' αὐτὴ τὴν καύση κρατᾶ τὴ θερμοκρασία ἀρκετὰ ψηλὴ ἔτσι, πού νά μὴ στερεοποιεῖται ὁ σίδηρος στὴ

διάρκεια αυτής τῆς ἐργασίας πού κρατᾶ 15 - 20 λεπτά τῆς ὥρας. Ἔτσι καίγεται σχεδόν ὅλος ὁ περιεχόμενος ἄνθρακας καί σχηματίζεται τελικά ὁ **μαλακός σίδηρος**. Γιά νά πάρουν χάλυβα προσθέτουν ὕστερα στό μαλακό σίδηρο τόση ποσότητα λιωμένου χυτοσιδήρου, ὥσπου ὁλόκληρο τό μίγμα νά ἀποκτήσει τήν ἀνάλογη γιά τό εἶδος τοῦ χάλυβα ποσότητα ἄνθρακα. Μέ αὐτό τόν ἐξυπνο καί γρήγορο τρόπο, πού γιά καύσιμο ὑλικό χρησιμοποιεῖται ὁ ἄνθρακας τοῦ ἴδιου τοῦ χυτοσιδήρου, κατωρθώθηκε νά παρασκευαστεῖ χάλυβας σέ μεγάλες ποσότητες καί φτηνή τιμή.



Σχ. 48. Τό δοχεῖο τοῦ Bessemer σέ σχῆμα τεράστιου ἀχλαδιοῦ.

### Εἰδικοί χάλυβες. Στό

χάλυβα βάζουν μικρές ποσότητες ἀπό ἄλλα μέταλλα, μαγγάνιο, νικέλιο, χρώμιο κτλ. καί σχηματίζουν ἔτσι **εἰδικούς χάλυβες**, πού ἔχουν μερικές ιδιαίτερες ιδιότητες. Ἔτσι τό μαγγάνιο μεγαλώνει τή συνεκτικότητα τοῦ χάλυβα, τό νικέλιο καί τό χρώμιο τή σκληρότητά του κτλ.

### Φυσικές ιδιότητες

**Τοῦ μαλακοῦ σιδήρου.** Ὁ μαλακός σίδηρος ἔχει χρῶμα σταχτόλευκο, Εἰδ. Β.  $7,8 \text{ gr}^* / \text{cm}^3$  καί λιώνει στούς  $1500^\circ \text{C}$ . Εἶναι πολύ ἐλατός, ὀλκιμος καί ἀνεκτικός. Ὄταν θερμανθεῖ πολύ γίνεται ἀρκετά μαλακός καί μπορεῖ μέ σφυρηλασία νά τοῦ δώσουμε τό σχῆμα πού θέλουμε ἢ νά κολλήσουμε δυό κομμάτια του. Ἐχει τήν ιδιότητα νά μαγνητίζεται, μόνο ὅσο βρίσκεται μέσα σέ μαγνητικό πεδίο, καί χάνει τίς μαγνητικές ιδιότητες ἐξω ἀπ' αὐτό.



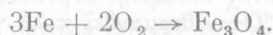
**Τοῦ χυτοσιδήρου.** Ὁ χυτοσίδηρος (μαντέμι) ἐκτός ἀπό τόν ἄνθρακα περιέχει καί μικρές ποσότητες πυρίτιο, μαγγάνιο, φωσφόρο καί θεῖο. Εἶναι σταχτής, σκληρός καί σπάει εὐκολά. Ἔχει Εἰδ. Β. 7,0 - 7,5 gr\*/cm<sup>3</sup>. Λιώνει στούς 1100° C - 1200° C, δίνει ὑγρό λεπτόρευστο καί γι' αὐτό εἶναι κατάλληλος γιά νά φτιάχνουν χυτά ἀντικείμενα κι ὀνομάστηκε χυτοσίδηρος.

**Τοῦ χάλυβα.** Ὁ χάλυβας (ἀτσάλι) ἔχει χρῶμα πιό σκοῦρο ἀπό τό μαλακό σίδηρο καί Εἰδ. Βάρος περίπου τό ἴδιο 7,8 gr\*/cm<sup>3</sup>. Εἶναι πιό σκληρός καί πιό ἀνθεκτικός ἀπ' αὐτόν κι ἔχει μεγάλη ἐλαστικότητα. Εἶναι κι αὐτός ἐλατός μέ σφυρηλασία καί τά κομμάτια του μποροῦν νά συγκολληθοῦν σέ μεγάλη θερμοκρασία. Λιώνει στούς 1300° C - 1440° C. Μαγνητίζεται πιό δύσκολα ἀλλά διατηρεῖ τίς μαγνητικές ιδιότητες καί ἔξω ἀπό τό μαγνητικό πεδίο καί γι' αὐτό οἱ **μόνιμοι μαγνήτες** κατασκευάζονται ἀπό χάλυβα. Ἡ πιό χαρακτηριστική ιδιότητα τοῦ χάλυβα εἶναι ἡ **βαφή ἢ στόμωση**. Βαφή τοῦ χάλυβα σημαίνει νά διαπυρωθεῖ καί νά βυθιστεῖ ἀπότομα μέσα σέ ψυχρό νερό ἢ ἄλλο ὑγρό (λάδι κ.ἄ.)· γίνε-ται ἔτσι πολύ σκληρός ἀλλά σπάει εὐκολά καί δέν εἶναι πιά ἐλατός. Μπορεῖ νά ξαναγίνει ὅπως πρῶτα ἐλατός ἂν τόν θερμάνουμε καί τόν ἀφήσουμε νά ψυχθεῖ σιγά σιγά (ἀνόπτηση).

**Τοῦ καθαροῦ σιδήρου.** Ὁ χημικά καθαρὸς σίδηρος πού βγαίνει ἀπό τήν ἠλεκτρόλυση τοῦ χλωριούχου σιδήρου, εἶναι ἀργυρόλευκο μαλακό μέταλλο μέ Εἰδ. Β. 7,86 gr\*/cm<sup>3</sup> καί λιώνει στούς 1535° C. Οἱ ἄλλες του φυσικές ιδιότητες μοιάζουν πολύ μέ τίς ιδιότητες τοῦ μαλακοῦ σιδήρου.

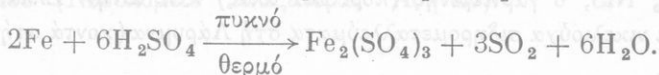
### Χημικές ιδιότητες

Οἱ χημικές ιδιότητες ὅλων τῶν εἰδῶν τοῦ σιδήρου εἶναι περίπου οἱ ἴδιες. Στόν ξηρό ἀέρα δέν παθαίνει καμιὰ ἀλλοίωση στή συνηθισμένη θερμοκρασία, ὅταν ὅμως θερμανθεῖ ἰσχυρά, σέ καθαρό ὀξυγόνο, καίγεται καί δίνει μαγνητικό ὀξειδιο τοῦ σιδήρου :

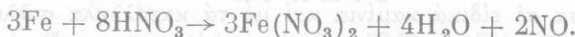


Στόν ὑγρό ἀέρα σκεπάζεται ἀπό μιά πορώδη οὐσία μέ σκοτεινὸ κόκκινο χρῶμα, τή σκουριά, πού ἀποτελεῖται ἀπό ὕδροξείδιο τοῦ σιδήρου Fe(OH)<sub>3</sub>. Ἡ σκουριά αὐτή δέ σταματᾷ μόνο στήν ἐπιφάνεια ἀλλά προχωρεῖ βαθιά στό μέταλλο καί μέ τόν καιρό τό κατατρῶει. Γιά νά

προφυλάζουμε τό σίδηρο από τή σκουριά, τόν σκεπάζουμε μ' ένα λεπτό στρώμα από μέταλλο πού δέν αλλοιώνεται εύκολα ὅπως εἶναι ὁ ψευδάργυρος (**γαλβανισμένος σίδηρος**), ὁ κασσίτερος (**λευκοσίδηρος**), τό νικέλιο, τό χρώμιο κ.ἄ. Εὐκολα προσβάλλεται ἀπό τὰ ὀξέα, ἀκόμα καί χωρὶς θέρμανση, ἀπό τό ὑδροχλωρικό ὀξύ καί τό ἀραιό θειικό ὀξύ καί παράγεται καί ὑδρογόνο:



Προσβάλλεται καί ἀπό τό ἀραιό νιτρικό ὀξύ καί παράγονται νιτρώδεις ἀτμοί:



Ἄν ὁ σίδηρος βυθιστεῖ γιὰ λίγη ὥρα σέ πυκνό νιτρικό ὀξύ παίρνει τήν παθητική κατάσταση δηλαδή δέν προσβάλλεται πιά ἀπό τὰ ἀραιά ὀξέα. Τό πυκνό καί ψυχρό θειικό ὀξύ δέν προσβάλλει τό σίδηρο.

### Ἐφαρμογές

Ὁ σίδηρος εἶναι τό πιό σπουδαῖο μέταλλο. Οἱ ἐφαρμογές του εἶναι ἄπειρες. Διάφορα ἐργαλεῖα καί μηχανήματα, ἀτμομηχανές, σκευή γιὰ κάθε χρῆση, σιδερένιες ράβδοι καί δοκοί, σύρματα καί ἐλάσματα κάθε εἴδους, πυροβόλα ὅπλα, πυρομαχικά κ.ἄ. εἶναι οἱ κυριότερες ἐφαρμογές του. Χρησιμοποιεῖται ἀκόμα στήν οἰκοδομική, γιὰ τήν παρασκευή τοῦ σιδηροπαγοῦς κονιάματος ἢ καί γιὰ ἀντικατάσταση τοῦ ξύλου. Γι' αὐτό ἡ κατανάλωσις τοῦ σιδήρου σ' ὅλο τόν κόσμον εἶναι τεράστια.

### ΠΡΟΒΛΗΜΑΤΑ

33) Γνωρίζουμε πὸς 3200 χιλιόγραμμα σιδηρομέταλλευμα δίνον 1 τόνο χυτοσίδηρο μέ περιεκτικότητα σέ ἄνθρακα 4%. Νά βρεθεῖ ἡ περιεκτικότητα τοῦ μεταλλεύματος σέ σίδηρο.

34) Θέλουμε νά μετατρέψουμε 1 τόνο χυτοσίδηρο περιεκτικότητας σέ ἄνθρακα 5% σέ καθαρό σίδηρο. Πόσο βάρος ὀξυγόνου θά χρεια-

στέι και πόσος είναι ο όγκος του μονοξειδίου του άνθρακα που θα σχηματιστεί; (Δέ θα λάβουμε υπόψη τις άλλες ουσίες του χυτοσιδήρου).

### ΝΙΚΕΛΙΟ

Σύμβολο Ni

Ατομικό βάρος 58,69

Σθένος II, III

**Προέλευση.** Ήλευθερο τό νικέλιο βρίσκεται στους μετεωρίτες. Τά πιό σπουδαία από τά όρυκτά του είναι ο νικελίτης NiAs, ο νικελιοπυρίτης NiS, ο γαρνιερίτης (πυριτικό άλας) κτλ. Στην Έλλάδα βρίσκονται νικελιούχα σιδηρομεταλλεύματα στη Λάρυμνα (κοντά στην Άταλάντη).

**Μεταλλουργία - Ίδιότητες.** Ή μεταλλουργία του νικελίου γίνεται μέ μερική φρύξη των όρυκτων του και άναγωγή του παραγόμενου όξειδίου μέσα σε ειδικά καμίνια και μέ τά κατάλληλα συλλιπάσματα. Τό νικέλιο που παράγεται μ' αυτό τόν τρόπο δέν είναι καθαρό και καθαρίζεται μέ ήλεκτρόλυση.

Είναι μέταλλο άργυρόλευκο μέ ισχυρή μεταλλική λάμψη, σκληρό, έλατό και όλκιμο. Έχει Ειδ. Β. 8,9 gr\*/cm<sup>3</sup> και λιώνει στους 1455° C. Στη 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 έπινικέωση του σιδήρου κι άλλων μετάλλων. Χρησιμεύει ακόμη για κατασκευή κραμάτων, όπως ο νεάργυρος (χαλός, νικέλιο, ψευδάργυρος) κι οί νικελιοχάλυβες, που είναι πολύ σκληροί και άνθεκτικοί και χρησιμοποιούνται στη βιομηχανία αυτοκινήτων και άεροπλάνων.

### ΚΟΒΑΛΤΙΟ

Σύμβολο Co

Ατομικό βάρος 58,94

Σθένος II, III

Τό κοβάλτιο βρίσκεται ελεύθερο σε μικρές ποσότητες στους μετεωρίτες, όπως και τό νικέλιο. Κυρίως όμως βρίσκεται στη φύση μέ τή μορφή όρυκτων, που τά πιό σπουδαία είναι ο κοβαλίτης CoAsS και ο σμαλιτίτης CoAs<sub>2</sub>.

Ή μεταλλουργία κι οί 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 ανθεκτικῶν στὰ χημικά αντιδραστήρια. Μεγάλη σημασία ἔχει ἕνα ραδιενεργό ισότοπο τοῦ κοβαλτίου με ἀτομικό βάρος 60. Εἶναι πηγὴ ἰσχυρῆς ἀκτινοβολίας  $\gamma$ , πολὺ πιὸ ἰσχυρῆς ἀπὸ τὴν ἀκτινοβολία τοῦ ραδίου και χρησιμοποιεῖται γιὰ τὴν θεραπεία τοῦ καρκίνου με τὸ ὄνομα **βόμβα τοῦ κοβαλτίου** (Νοσοκομεῖο Ἀλεξάνδρας Ἀθηνῶν).

## ΧΡΩΜΙΟ - ΜΑΓΓΑΝΙΟ

### Χ Ρ Ω Μ Ι Ο

Σύμβολο Cr

Ἀτομικό βάρος 52,01

Σθένος II, III, V, VI

**Πρόελευση-Μεταλλουργία.** Δέ βρίσκεται ἐλεύθερο ἀλλὰ σχηματίζει τὰ ὀρυκτά ὄχρα τοῦ χρωμίου  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ , χρωμίτη  $\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$  και κροκοῖτη  $\text{PbCrO}_4$ .

Τό μεταλλικό χρώμιο τό παίρνουν με ἀναγωγή τοῦ ὀξειδίου του με ἀργίλιο· ἡ μέθοδος λέγεται ἀργιλιθερμική:



Μπορεῖ νά τό πάρουν κι ἀπὸ τό χρωμίτη πάλι με τὴν ἀργιλιθερμική μέθοδο ἀλλὰ τότε περιέχει και σίδηρο και ἀποτελεῖ τό κράμα που λέγεται **σιδηροχρόμιο** και χρησιμεύει γιὰ τὴν παρασκευὴ τοῦ χρωμιοχάλυβα.

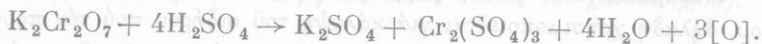
Χημικά καθαρὸ βγαίνει με ἤλεκτρολύση χλωριούχου χρωμίου.

**Ἰδιότητες - Ἐφαρμογές.** Εἶναι μέταλλο λευκό, πολὺ σκληρὸ, με Εἰδ. Β. 6,90  $\text{gr}^*/\text{cm}^3$  και λιώνει στους 1615<sup>0</sup> C. Στὴ συνηθισμένη θερμοκρασία δέν ὀξειδώνεται και προσβάλλεται δύσκολα ἀπὸ τὰ ὀξέα.

Χρησιμοποιεῖται στὴν κατασκευὴ τοῦ πολὺ σκληροῦ και ἀνθεκτικοῦ χρωμιοχάλυβα γιὰ ἐπιχρωμίωση τοῦ σιδήρου και ἄλλων μετάλλων γιὰ νά μὴν ὀξειδώνονται και ἀποτελεῖ συστατικό πολλῶν κραμάτων που τό πιὸ σημαντικό εἶναι ἡ **χρωμονικελίνη** (χρώμιο και νικέλιο) γιὰ τὴν κατασκευάζονται ἀπὸ αὐτὴ οἱ ἤλεκτρικὲς ἀντιστάσεις.

**Διχρωμικὸ κάλιο**  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ . Εἶναι ἡ σπουδαιότερη ἀπὸ τίς ἐνώσεις του. Εἶναι πορτοκαλέρυθροι κρῦσταλλοι εὐδιάλυτοι στὸ νερό. Ἰσχυ-

ρό οξειδωτικό μέσο με επίδραση θειικού όξέος όπως δείχνει ή 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 **άουσμάνιτης**  $\text{Mn}_3\text{O}_4$ , ό **μαγγανίτης**  $\text{Mn}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$  και ό **ροδοхроίτης**  $\text{MnCO}_3$ .

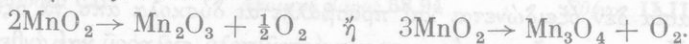
Τό μεταλλικό μαγγάνιο τό παίρνουν μέ άναγωγή του όξειδίου του μέ τήν άργιλιθερμική μέθοδο: α)  $3\text{MnO}_2 \xrightarrow{\text{θερμ.}} \text{Mn}_3\text{O}_4 + \text{O}_2$ , β)  $3\text{Mn}_3\text{O}_4 + 8\text{Al} \rightarrow 4\text{Al}_2\text{O}_3 + 9\text{Mn}$ .

Μέσα σέ καμίνια από μίγμα όρυκτών του σιδήρου και του μαγγανίου και άναγωγή μέ άνθρακα, παίρνουν τό **σιδηρομαγγάνιο**, κράμα που περιέχει σίδηρο, μαγγάνιο και άνθρακα.

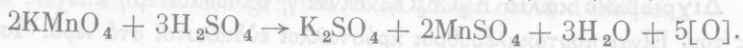
**Ίδιότητες - Χρήσεις.** Είναι μέταλλο σταχτόλευκο, σκληρό και σπάει εύκολα. Έχει Ειδ. Β. 7,20 gr\*/cm<sup>3</sup> και λιώνει στους 1260° C. Όξειδώνεται σιγά σιγά στον υγρό άέρα και προσβάλλεται από τά άραιά όξέα. Χρησιμοποιείται για νά φτειάνουν μαγγανιούχους χάλυβες, που είναι άνθεκτικοί και πολύ σκληροί, και άλλα κράματα π.χ. **μαγγανιοϋχο μπροϋντζο** (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 δροά όξειδωτικά:



Τό **υπερμαγγανικό κάλιο**  $\text{KMnO}_4$  κρυσταλλώνεται σέ σκοϋρα ιώδη πρίσματα μέ μεταλλική λάμψη, εύδιάλυτα στό νερό, που παίρνει έτσι έρυθροϊώδες χρώμα. Είναι ένα από τά πιο όξειδωτικά σώματα και γι' αυτό τό χρησιμοποιούν σαν άπολυμαντικό και μικροβιοκτόνο. Μέ επίδραση θειικού όξέος δίνει εύκολα όξυγόνο, σύμφωνα μέ τήν έξίσωση:



## ΜΟΛΥΒΔΟΣ - ΚΑΣΣΙΤΕΡΟΣ

### ΜΟΛΥΒΔΟΣ

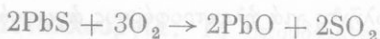
Σύμβολο **Pb**

Ατομικό βάρος **207,21**

Σθένος **II, IV**

**Προέλευση.** Τό πιό σπουδαίο όρυκτό τοῦ μολύβδου εἶναι ὁ γαληνίτης  $PbS$  πού περιέχει τίς πιό πολλές φορές καί ἄργυρο καί στήν Ἑλλάδα βρίσκεται στό Λαύριο. Ἄλλα όρυκτά 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 :

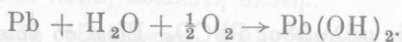


Ὁ μολύβδος πού παίρνουν μ' αὐτό τόν τρόπο περιέχει πάντα μικρές ποσότητες ἀντιμόνιο, κασσίτερο, χαλκό κτλ. Για νά τόν καθαρίσουν τόν λιώνουν καί τόν ἐκθέτουν μέσα σέ ρηγά καμίνια σέ ρεῦμα θερμοῦ ἀέρα. Οἱ προσμίξεις τοῦ μολύβδου τότε ὀξειδώνονται, σχηματίζουν ἐλαφρά ὀξειδια πού ἐπιπλέουν στήν ἐπιφάνεια κι ἀπομακρύνονται. Τελικά, ἄν 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 εὐκολα μέ τό μαχαίρι. Σέ πρόσφατη τομή εἶναι κυανόλευκος καί πολύ λείος καί γυαλιστερός. Ἔχει Εἰδ. Β.  $11,35 \text{ gr}^*/\text{cm}^3$  καί λιώνει στούς  $327^\circ \text{C}$ . Λυγίζει εὐκολα, εἶναι ἐλατός καί δλκιμος, τά ἐλάσματα\* καί τά σύρματά του ὅμως 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  $PbCO_3 \cdot Pb(OH)_2$ . Ὅταν 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 ὑδροξείδιο 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 μολυβδοσωλῆνες μποροῦν νά χρησιμοποιοῦνται ἀκίνδυνα γιά τό νερό τῶν πηγῶν καί τῶν πηγαδιῶν, ὄχι ὅμως καί γιά τό βρόχινο νερό.

Ἀπό τά ὀξέα τό νιτρικό προσβάλλει καί διαλύει εὐκόλα τό μολύβδο καί τόν μετατρέπει σέ νιτρικό μολύβδο  $Pb(NO_3)_2$ . Τό πυκνό καί πολύ θερμό θειικό ὀξύ τόν προσβάλλει ἀλλά σιγά σιγά. Τό ὑδροχλωρικό καί τό ἀραιό θειικό ὀξύ πολύ λίγο.

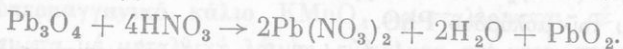
**Χρήσεις.** Κατασκευάζουν σωλῆνες γιά τή μεταφορά τοῦ νεροῦ, τοῦ φωταερίου, σωλῆνες γιά ἠλεκτροφόρους ἀγωγούς, ἠλεκτρικούς συσσωρευτές καί γιά τήν ἐσωτερική κάλυψη τῶν μολυβδίνων θαλάμων τῆς βιομηχανίας τοῦ θειικοῦ ὀξέος. Εἶναι συστατικό πολλῶν κραμάτων πού τά σπουδαιότερα εἶναι : τό κράμα του μέ ἀντιμόνιο, 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 ἄμορφη 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 στός  $500^{\circ}C$  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 μολύβδος  $PbCO_3$ .** Εἶναι τό ὀρυκτό ψιμυθίτης. 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 όξεικού μολύβδου. Είναι βαριά λευκή άμορφη σκόνη, που χρησιμοποιείται με το όνομα **λευκό του μολύβδου** ή **στιουπέτσι** για έλαιόχρωμα. Έχει το μειονέκτημα να μαυρίζει με την επίδραση του υδροθείου και γι' αυτό χρησιμοποιούν πολλές φορές άλλα λευκά χρώματα όπως το όξειδιο του ψευδαργύρου κ.ά.

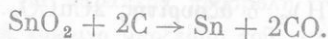
### ΚΑΣΣΙΤΕΡΟΣ

Σύμβολο **Sn**

Ατομικό βάρος **118,70**

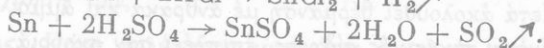
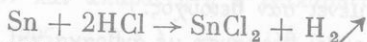
Σθένος **II, IV**

**Προέλευση - Μεταλλουργία.** Τό σπουδαιότερο όρυκτό είναι ο **κασσιτερίτης**  $\text{SnO}_2$ . Βρίσκεται κυρίως στη Μαλαϊκή χερσόνησο. Ο κασσιτερίτης πλύνεται καλά με άφθονο νερό για να φύγουν οι γαιώδεις προσμίξεις, ύστερα φρύσσεται για να απομακρυνθεί τό θείο και τό άρσενικό και τελικά θερμαίνεται με άνθρακα για αναγωγή, σε κατάλληλα καμίνια :



Στή συνέχεια καθαρίζεται με ξαναλιώσιμο σε χαμηλή θερμοκρασία πού επειδή είναι πίο εύτηκτος λιώνει μόνο αυτός και ξεχωρίζεται από τά άλλα συστατικά πού λιώνουν πίο δύσκολα.

**Ίδιότητες.** Είναι μέταλλο άργυρόλευκο, λεϊο και γυαλιστερό, μαλακό και πολύ έλατό. Έχει χαρακτηριστική όσμή και κρυσταλλική ύφή και γι' αυτό τρίζει όταν λυγίζει γιατί σπάζουν οι κρύσταλλοί του. Έχει Ειδ. Β.  $7,29 \text{ gr}^*/\text{cm}^3$ , λιώνει στους  $232^\circ \text{C}$  και βράζει στους  $2270^\circ \text{C}$ . Για πολύ χρόνο στόν άέρα και στό νερό δέν άλλοιώνεται. Σε θερμοκρασία  $2000^\circ \text{C}$  όξειδώνεται έπιφανειακά και σε πίο ψηλή θερμοκρασία καίγεται με λαμπρή φλόγα σχηματίζοντας  $\text{SnO}_2$ . Διαλύεται στό πυκνό και θερμό υδροχλωρικό όξύ εύκολα και δίνει υδρογόνο· στό πυκνό και θερμό θειικό όξύ δίνει διοξειδιο του θείου :



Μέ τό πυκνό νιτρικό όξύ όξειδώνεται και δίνει μετακασσιτερικό όξύ  $\text{H}_2\text{SnO}_3$  πού είναι λευκή άδιάλυτη σκόνη.

**Χρήσεις.** Έπειδή όξειδώνεται πολύ δύσκολα χρησιμοποιείται

για την επικασσιτέρωση των χαλκινων δοχείων και σκευών και για την παρασκευή του λευκοσιδήρου (τενεκέ). Ο τενεκές κατασκευάζεται με βύθιση σιδηρένιων έλασμάτων σε λιωμένο κασσίτερο. Κατασκευάζουν ακόμη φύλλα για περιτύλιγμα τροφίμων, σοκολάτας, τυριού κτλ. Σχηματίζει κράματα, όπως ο **μπροντζος** (χαλκός, κασσίτερος), το **συγκολλητικό κράμα** που τό λένε **καλάι** (μόλυβδος - κασσίτερος), τό κράμα για τά **τυπογραφικά στοιχεία** (μόλυβδος - κασσίτερος, άντιμόνιο) κτλ.

## ΧΑΛΚΟΣ - ΥΔΡΑΡΓΥΡΟΣ - ΑΡΓΥΡΟΣ

### Χ Α Λ Κ Ο Σ

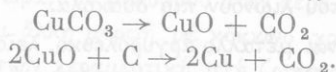
Σύμβολο **Cu**

Ατομικό βάρος **63,54**

Σθένος **I, II**

**Προέλευση.** Μερικές φορές βρίσκεται αυτόφυής, κυρίως όμως σχηματίζει όρυκτά που τά πιό σπουδαία είναι ο **κυπρίτης**  $\text{Cu}_2\text{O}$ , ο **χαλκοσίνης** ή **χαλκολαμπρίτης**  $\text{Cu}_2\text{S}$ , ο **χαλκοκυρίτης**  $\text{CuFeS}_2$ , ο **μαλαχίτης**  $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu(OH)}_2$ , ο **άζουρίτης**  $2\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu(OH)}_2$ .

**Μεταλλουργία.** Η μεταλλουργία του χαλκού έξαρτάται από τό είδος των όρυκτων. Αν είναι όξειδιο άνάγεται με θέρμανση και άνθρακα. Αν είναι άνθρακικό πυρώνεται πρώτα και συνέχεια άνάγεται :

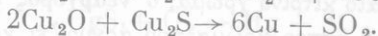
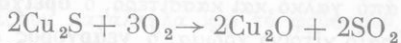


Αν είναι θειούχο όρυκτό, και τά θειούχα όρυκτά είναι πιό πολλά, τότε ή μεταλλουργία του είναι πολύπλοκη γιατί περιέχει πάντα πολλές ζένες προσμίξεις, σίδηρο, άρσενικό, άντιμόνιο κ.ά. που πρέπει νά απομακρυνθούν. Γι' αυτό γίνεται σε στάδια :

α) Τό όρυκτό φρύσσεται σε καμίνια και τό άρσενικό και άντιμόνιο φεύγουν σάν πτητικά όξειδια και μαζί κι ένα μέρος του θείου σάν διοξείδιο· ο σίδηρος κι ένα μέρος του χαλκού γίνονται όξειδια κι ο υπόλοιπος χαλκός μένει σάν θειούχος.

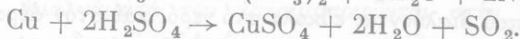
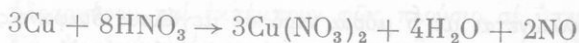
β) Μετά ακολουθει θέρμανση με άνθρακα και άμμο: τό όξειδιο του σιδήρου γίνεται πυριτικός σίδηρος, επιπλέει σάν σκουριά κι απομακρύνεται, τό όξειδιο του χαλκού άνάγεται σε μεταλλικό χαλκό, και μένει τελικά μιá μάζα από μεταλλικό χαλκό και θειούχο χαλκό, με περιεκτικότητα 30 - 40% σε χαλκό, που λέγεται **χαλκόλιθος**.

γ) Ὁ χαλκόλιθος φρύσσεται καί τότε ἓνα μέρος τοῦ θειοῦχο 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 κι 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 ἔλατὸς καί ὀλκιμος, ἔχει Εἰδ. Β. 8,9 gr\*/cm<sup>3</sup> καί λιώνει στούς 1085° C. Μετά τόν ἄργυρο εἶναι ὁ καλύτερος ἀγωγὸς θερμότητας καί ἤλεκτρισμοῦ. Τά χάλκινα σκεύη κατασκευάζονται μέ σφυρηλασία γιατί ὁ χαλκός μέ τήν τήξη σχηματίζει φυσαλίδες κι εἶναι ἀκατάλληλος γιά χυτά ἀντικείμενα. Στόν ἀέρα σκεπάζεται μέ ἓνα πράσινο στρώμα ἀπό βασικό ἀνθρακικό χαλκό [Cu(OH)]<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> πού τόν προστατεύει γιά παραπέρα προσβολή. Ὅταν θερμανθεῖ πολύ σχηματίζει στήν ἀρχή κόκκινο ὑποξείδιο τοῦ χαλκοῦ Cu<sub>2</sub>O κι ὕστερα μαῦρο ὀξειδίο τοῦ χαλκοῦ CuO. Προσβάλλεται ἀπό τό νιτρικό ὀξύ καί τό θερμό καί πυκνό θεικό ὀξύ :



Στόν ἀέρα (O<sub>2</sub>) 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.

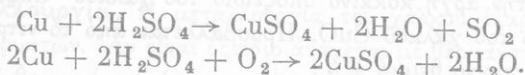
**Χρήσεις.** Πάρα πολύ χρησιμοποιεῖται ὁ χαλκός στή ἤλεκτροτεχνία γιά κατασκευή ἤλεκτροφόρων συρμάτων, ἤλεκτρικῶν ὀργάνων καί μηχανῶν, στή κατασκευή καζανιῶν, ψυκτῆρων κι ἄλλων συσκευῶν. Τό πιό μεγάλο μέρος τοῦ χαλκοῦ γίνεται κράματα μέ ἐφαρμογή στίς τέ-

χνες γιατί έχουν πολύτιμες μηχανικές ιδιότητες όπως η στερεότητα, η σκληρότητα, η στιλπνότητα και η εύκολια που παρουσιάζουν στην κατεργασία και στη χρήση καλουπιών. Τα πιο σπουδαία κράματα του χαλκού είναι ο **μπρούντζος** από χαλκό και κασσίτερο, ο **δρείχαλκος** από χαλκό και ψευδάργυρο με ώραϊο κίτρινο χρώμα, ο **νεάργυρος** από χαλκό, νικέλιο και ψευδάργυρο με άσπρο χρώμα που αργυρίζει και διάφορα άλλα κράματα από χαλκό κι άργιλλιο με ώραϊο χρυσοκίτρινο χρώμα.

### ΕΝΩΣΕΙΣ ΤΟΥ ΧΑΛΚΟΥ

Ο χαλκός στις ενώσεις του παρουσιάζεται με σθένος δύο και τρία. 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 απόρριμματα του χαλκού με επίδραση πυκνού και θερμού θειικού οξέος ή ακόμα πιο οικονομικά με άραιο, 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 το πέμπτο και τότε μένει άνωδρο σαν λευκή σκόνη πολύ υγροσκοπική. Με ύλη νερού ο άνωδρος λευκός θειικός χαλκός παίρνει πάλι το κυανό χρώμα.

Χρησιμοποιείται στην καταπολέμηση του περονόσπορου των άμπελιών, στην παρασκευή λουτρών για επιχάλκωση, ηλεκτρικών στοιχείων, αντισηπτικό των 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 φρῦσσουν σέ καμίνια :



Οἱ παραγόμενοι ἀτμοί τοῦ ὑδραργύρου διοχετεύονται σέ πήλινα δοχεῖα ἢ σωλῆνες καί συμπυκνώνονται.

**Ἰδιότητες.** Εἶναι τό μόνο ὑγρό μέταλλο, ἔχει χροῶμα ἀργυρόλευκο, ἰσχυρή μεταλλική λάμψη, Εἰδ. Β. 13,55 gr\*/cm<sup>3</sup>, λιώνει στούς —38,90° C καί βράζει στούς 357° C. Σέ κάθε θερμοκρασία δίνει ἀτμούς πού εἰσπνεόμενοι προκαλοῦν δηλητηρίαση.

Δέν ἀλλοιώνεται στόν ἀέρα, σέ πιό ψηλή ὅμως θερμοκρασία γίνεται κόκκινο ὀξειδίο τοῦ ὑδραργύρου  $\text{HgO}$ , πού κι αὐτό σέ θερμοκρασία πάνω ἀπό 400° C διασπᾶται σέ ὑδράργυρο καί ὀξυγόνο. Τό νιτρικό καί τό πυκνό καί θερμό θεικό 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 δύο 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 μονονιτρικοῦ ὑδραργύρου :

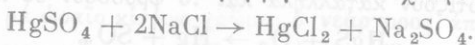


Εἶναι ἄλας κρυσταλλικό, λευκό, ἄοσμο, πολύ λίγο διαλυτό στό νερό.

Δέν είναι δηλητήριο, αντίθετα χρησιμοποιεῖται σάν ἐλαφρό καθαρτικό καί 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**

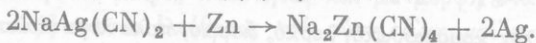
Ἀτομικό βάρος **107,88**

Σθένος **I**

**Προέλευση.** Βρίσκεται αὐτοφύης 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 προυσίτη  $\text{Ag}_3\text{AsS}_3$ . Τό πιά σπουδαῖο ἀπό ὅλα εἶναι ὁ ἀργυρίτης.

**Μεταλλουργία.** Ἡ μεταλλουργία τοῦ ἀργύρου ἔχει σχέση μέ τή μεταλλουργία τοῦ μόλυβδου γιατί τά ὄρυκτά του περιέχουν ἄργυρο. Ἐπειδή ὁ μόλυβδος πού παίρνουν ἀπό τά καμίνια ἔχει λίγο ἄργυρο, μέ διάφορους τρόπους πλουτίζουν τό μόλυβδο σέ ἄργυρο καί τόν κατεργάζονται ὕστερα γιά νά ξεχωρίσουν τά δυό μέταλλα. Ἡ ἐργασία αὐτή λέγεται **κυπέλλωση**.

Σύμφωνα μ' αὐτή τό κράμα μόλυβδου καί ἀργύρου μέσα σέ εἰδικά καμίνια ἀπό πορῶδες ὕλικό, λιώνεται καί διοχετεύεται ἀέρας στήν ἐπιφάνειά του. Τότε ὁ μόλυβδος ὀξειδώνεται καί γίνεται λιθάργυρος πού πλέει στήν ἐπιφάνεια καί τόν μαζεῦδουν συνέχεια καί ὅ,τι ὑπόλοιπο μείνει ἀπορροφᾶται ἀπό τό πορῶδες ὕλικό. Ἐτσι 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 κυανιούχου νατρίου  $\text{NaCN}$  μετατρέπεται ὁ ἄργυρος σέ εὐδιάλυτο διπλό ἄλας κυανιούχου ἀργύρου καί νατρίου  $\text{NaAg}(\text{CN})_2$  πού μέ ψευδάργυρο ὕστερα παίρνουν τόν ἄργυρο μεταλλικό :



Μέ ὅποιο τρόπο κι ἂν πάρουν τόν ἄργυρο, ἐπειδὴ πάντα περιέχει καί ξένες οὐσίες, τόν καθαρίζουν μέ ἠλεκτρόλυση.

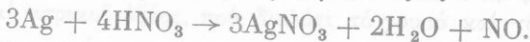
**Ἰδιότητες.** Εἶναι τό πιό λευκό ἀπό ὅλα τὰ μέταλλα, ἔχει ἰσχυρή μεταλλική λάμψη, εἶναι μαλακό, βγάζει ὠραῖο ἤχο, ἔχει Εἰδ. Β. 10,5 gr\* /cm<sup>3</sup> καί λιώνει στούς 960° C.

Εἶναι ὁ πιό καλός ἀγωγός τῆς θερμότητος καί τοῦ ἠλεκτρισμοῦ, τό πιό ἐλατό καί τό πιό ὀλκιμο ὕστερα ἀπό τό χρυσό. "Όταν λιώνει ἀποροφᾷ ὀξυγόνο πού τό ἀφήνει ὅταν κρυώσει, τότε ὅμως σχηματίζονται φυσαλίδες καί γι' αὐτό εἶναι ἀκατάλληλος γιά τήν κατασκευή χυτῶν ἀντικειμένων. Δέν ὀξειδώνεται στόν ἀέρα οὔτε καί σέ ψηλή θερμοκρασία, γι' αὐτό θεωρεῖται εὐγενές μέταλλο. Στόν ἀέρα προσβάλλεται μόνο ἀπό τό ὑδρόθειο καί τότε μαυρίζει γιὰτί σχηματίζεται στήν ἐπιφάνειά του μαῦρος θειοῦχος ἄργυρος. Προσβάλλεται εὐκόλα ἀπό τό νιτρικό ὀξύ καί πιό δύσκολα ἀπό τό πυκνό καί θερμό θειικό ὀξύ.

**Χρήσεις.** Ἐξαιτίας τῶν παραπάνω ἰδιοτήτων του χρησιμοποιεῖται γιά τήν κατασκευή νομισμάτων, κοσμημάτων καί εἰδῶν πολυτέλειας. Ἐπειδὴ εἶναι μαλακός χρησιμοποιεῖται πάντα σέ κράμα μέ τό χαλκό 5 - 20% πού εἶναι πιό σκληρό, λιώνει πιό εὐκόλα, βγάζει πιό ὠραῖο ἤχο καί χύνεται σέ καλούπια. Χρησιμοποιεῖται ἀκόμα γιά νά κάνουν ἐπαργυρώσεις καί νά κατασκευάζουν καθρέφτες.

## ΕΝΩΣΕΙΣ ΤΟΥ ΑΡΓΥΡΟΥ

**Νιτρικός ἄργυρος AgNO<sub>3</sub>.** Εἶναι τό πιό σπουδαῖο ἄλας τοῦ ἄργυρου. Παρασκευάζεται μέ ἐπίδραση νιτρικοῦ ὀξέος στόν ἄργυρο:



Εἶναι κρυσταλλικό σῶμα, διαλύεται εὐκόλα στό νερό, προσβάλλεται ἀπό τό φῶς καί ἀνάγεται σέ μεταλλικό ἄργυρο προπάντων ὅταν ὑπάρχουν καί ὀργανικές οὐσίες, γι' αὐτό φυλάγεται σέ σκοτεινές φιάλες. Προκαλεῖ τήξη στό λεύκωμα κι ἀφήνει μαῦρες κηλίδες στό δέρμα. Χρησιμοποιεῖται στήν ἰατρική γιά καυτήριο, ἀνακατεμένος μέ νιτρικό κάλιο καί λέγεται **πέτρα κολάσεως**. Χρησιμεύει ἀκόμα γιά νά παρασκευάζουν μελάνι πού δέ βγαίνει (μαῦρο μελάνι) καί ἄλλα ἄλατα τοῦ ἄργύρου.

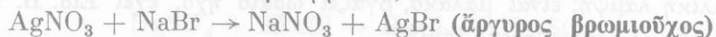
**Ἄλατα τοῦ ἄργύρου μέ ἄλατογόνα AgCl, AgBr, AgJ.** Δύσκολα διαλύονται στό νερό καί παρασκευάζονται μέ διπλή ἀντικατάσταση



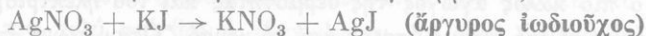
ὅταν ἐπιδραῖ διάλυμα ἀλογονοῦχου ἄλατος καλίου ἢ νατρίου σέ διάλυμα νιτρικοῦ ἀργύρου :



ἴζημα λευκό εὐδιάλυτο στήν ἀμμωνία,



ἴζημα λευκοκίτρινο λίγο διαλυτό στήν ἀμμωνία,



ἴζημα κίτρινο ἀδιάλυτο στήν ἀμμωνία.

Τό φῶς διασπᾶ τά ἄλατα αὐτά σιγά σιγά πού στήν ἀρχή παίρνουν χρῶμα ἐλαφρῶ ἰῶδες, ὕστερα ἰῶδες 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 πικνό καί θερμό θεικό ὀξύ 12,8 γραμμ. χαλκό. Νά βρεθεῖ ὁ ὄγκος τοῦ παραγόμενου αερίου. Ἄν αὐτό τό αέριο διοχετευθεῖ σέ διάλυμα κανστικοῦ νατρίου πόσο θά ἀξήθηε τό βάρος 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 θείο τοῦ θειούχου ἀργύρου σέ ὑδροθείο  $\text{H}_2\text{S}$ , τό χλώριο τοῦ χλωριούχου ἀργύρου σέ ὑδροχλώριο καί ἐλευθερώνεται σέ ἴζημα 10 γραμμ. ἄργυρος. Νά λογαριασθεῖ τό βάρος 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**

Ἀτομικό βάρος 197,20

Σθένος **I, III**

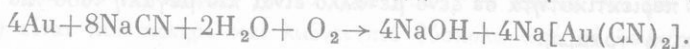
**Προέλευση.** Ὁ χρυσός εἶναι τό πιά εὐγενές μέταλλο καί βρίσκεται στή φύση αὐτοφυῆς σέ πολύ λεπτά κομματάκια ἢ μέσα στά χαλαζιακά πετρώματα ἢ μέσα στήν ἄμμο τῶν ποταμῶν πού δημιουργήθηκε ἀπό τήν ἀποσάθρωση χρυσοφόρων πετρωμάτων. Βρίσκεται σέ πολλά μέρη

της γής, πίο πολύ όμως στό Τράνσβααλ τής Νότιας 'Αφρικής πού βγά-  
ζει τό 1/3 περίπου τής παγκόσμιας παραγωγής.

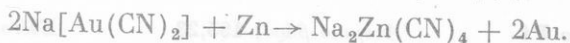
**Μεταλλουργία.** Γίνεται μέ δυό τρόπους:

1) **Μέ άμαλάμωση.** Μ' αυτό τόν τρόπο τή χρυσοφόρα άμμο  
ή τό χρυσοφόρο πέτρωμα σέ σκόνη τά κατεργάζονται μέ ύδράργυρο καί ό  
χρυσός γίνεται μέ τόν ύδράργυρο άμάλγαμα, ύστερα μέ άπόσταξη χωρί-  
ζεται ό ύδράργυρος καί μένει ό χρυσός σέ μεταλλική κατάσταση.

2) **Μέ διάλυση καί καθίζηση.** Τό χρυσοφόρο πέτρωμα γίνεται  
σκόνη πού τήν κατεργάζονται μέ διάλυμα κυανιούχου νατρίου καί άέρα.  
'Ο χρυσός διαλύεται σιγά σιγά καί σχηματίζει σύμπλοκο άλας:

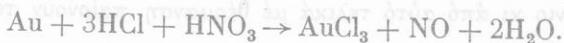


'Υστερα άπό τό διάλυμα τοῦ άλατος αυτού παίρνουν τό χρυσό ή  
μέ ήλεκτρόλυση ή μέ καθίζηση προσθέτοντας ψευδάργυρο:



**'Ιδιότητες.** 'Ο χρυσός έχει ώραϊό κίτρινο χρώμα καί έξαιρετική  
λάμψη. Είται μαλακός, έχει Ειδ. Β. 19,3 gr\*/cm<sup>3</sup> καί λιώνει στους  
1063° C. Είται τό πίο έλατό καί όλκιμο μέταλλο καί μπορεί νά γίνει  
φύλλα μέ πάχος 0,0001 mm πού τό φώς πού περνά μέσα άπ' αυτά έχει  
πρασινωπό χρώμα. Σάν εύγενές μέταλλο, δέν όξειδώνεται καί δέν προ-  
σβάλλεται άπό τά όξέα. Προσβάλλεται μόνο άπό τά άλατογόνα στοιχεία  
 $2\text{Au} + 3\text{X}_2 \xrightarrow{\text{θερμ.}} 2\text{AuX}_3$  (μέ X συμβολίζεται τό άλατογόνο F, Cl

κτλ.). Προσβάλλεται ακόμα άπό τά λιωμένα καυστικά άλκάλια, τό κυ-  
ανιούχο νάτριο ή κάλιο καί τό βασιλικό νερό πού είναι μίγμα 3:1 ύδρο-  
χλωρικού καί νιτρικού όξέος, πού διαλύει τό χρυσό καί τόν μετατρέπει  
σέ χλωριούχο χρυσό:



**Χρήσεις.** 'Ο χρυσός χρησιμοποιείται στην κατασκευή νομισμάτων  
καί κοσμημάτων, στό σφράγισμα τών δοντιών καί γιά έπιχρύσωση άντι-  
κειμένων. 'Επειδή είναι μαλακός άνακατεύεται μέ τό χαλκό ή τόν άργυ-  
ρο καί σχηματίζει κράμα σκληρότερο. 'Ο χαλκός τοῦ δίνει κοκκινωπή  
άπόχρωση κι ό άργυρος λιγοστεύει τό κίτρινο χρώμα του. Στό εμπόριο  
λογαριάζουν τήν περιεκτικότητα σέ χρυσό ενός κράματος σέ καράτια  
ή είκοστά τέταρτα. Δηλαδή ένα κράμα τοῦ χρυσοῦ 20 καρατιών περιέ-

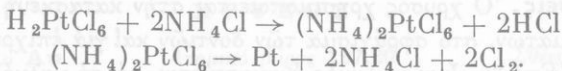
χει 20/24 χρυσό. Ὁ καθαρὸς χρυσὸς εἶναι 24 καρatiῶν. Ἐπιστημονικὰ ἡ περιεκτικότητα λογαριάζεται σέ χιλιοστά. Ἔτσι τὰ χρυσά νομίσματα ἔχουν  $\frac{800}{1000}$  χρυσοῦ δηλαδή 22 καράτια, τὰ κοσμήματα  $\frac{750}{1000}$  ἢ 18 καράτια κτλ. Μποροῦμε ἐμπειρικὰ νά βροῦμε τήν περιεκτικότητα ἑνὸς κράματος σέ χρυσό, παρατηρώντας τήν ἐπίδραση πού ἔχει τὸ νιτρικὸ ὀξύ ὀρισμένου εἰδ. βάρους (1,36 gr\*/cm<sup>3</sup>) πάνω στή γραμμὴ πού ἀφήνει τὸ κράμα πού ἐξετάζουμε σέ μιὰ εἰδική σκληρὴ πέτρα πού τὴ λένε **λυδία λίθο**. Ὅταν εἶναι καθαρὸς χρυσὸς ἡ γραμμὴ αὐτὴ δέν ἀλλοιώνεται, ὅταν ἔχει κι ἄλλο μέταλλο ἡ γραμμὴ γίνεται πιό λεπτή καὶ ὅσο ἡ περιεκτικότητά σέ ξένο μέταλλο εἶναι πιό μεγάλη τόσο πιό λεπτὴ γίνεται ἡ γραμμὴ.

### Λ Ε Υ Κ Ο Χ Ρ Υ Σ Ο Σ

Σύμβολο **Pt** + (Ατομικὸ βάρους **195,23**) Σθένος **II, IV**

**Προέλευση.** Βρίσκεται πάντα αὐτοφυῆς σέ μικρά ποσά μέσα στὸν ἔμμο πού δημιουργεῖται ἀπὸ τὴν ἀποσάθρωση πολὺ παλιῶν πετρωμάτων. Μαζὶ του βρίσκονται πάντα κι ἄλλα σπάνια μέταλλα ὅπως τὸ ἰρίδιο, τὸ παλλάδιο καὶ τὸ ὄσμιο. Βρίσκεται στή γῆ σέ λίγα μέρη, κυρίως στά Οὐράλια ὄρη πού δίνουν τὰ 90% τῆς παγκόσμιας παραγωγῆς.

**Μεταλλουργία.** Τὸ μέταλλευμα τοῦ λευκόχρυσου πλύνεται μέ νερό γιὰ νά φύγει ἡ ἄμμος πού εἶναι ἐλαφρότερη καὶ ὕστερα μέ ἐπίδραση ἀραιοῦ βασιλικοῦ νεροῦ ἀπομακρύνεται ὁ χρυσὸς κι ὁ σίδηρος. Ἔστερα ἐπιδροῦν μέ πυκνὸ βασιλικὸ νερό καὶ ὁ λευκόχρυσος διαλύεται καὶ σχηματίζει τὸ χλωριολευκοχρυσικὸ ὀξύ  $H_2PtCl_6$  πού μέ ἐπίδραση χλωριούχου ἀμμωνίου σχηματίζει κίτρινο ἔζημα ἀπὸ χλωριολευκοχρυσικὸ ἀμμώνιο κι ἀπὸ αὐτὸ τελικὰ μέ θέρμανση παίρνουν τὸ μεταλλικὸ λευκόχρυσο:



**Ἰδιότητες.** Ὁ λευκόχρυσος ἡ πλατίνα εἶναι λευκὸ μέταλλο μέ ἰσχυρὴ μεταλλικὴ λάμψη, πολὺ ἐλατὸ καὶ ὀλιμο, πιό σκληρὸ ἀπὸ τὸ χρυσό, μέ Εἰδ. Β. 21,5 gr\*/cm<sup>3</sup> καὶ λιώνει στοὺς 1775° C. Εἶναι εὐγενές μέταλλο καὶ δέν προσβάλλεται ἀπὸ τὸ ὀξυγόνο καὶ τὰ ὀξέα. Προ-

σβάλλεται μόνο από τό πυκνό και θερμό βασιλικό νερό και τά λιωμένα καυστικά άλκάλια.

Σέ κατάσταση σκόνης λέγεται **μέλαν του λευκοχρύσου** γιατί εἶναι μαύρη βαριά σκόνη και ἔχει τήν ιδιότητα νά ἀπορροφᾷ μεγάλες ποσότητες ἀερίων πού τά κάνει ἔτσι πολύ πύ δραστικά και γι' αὐτό χρησιμοποιεῖται σάν καταλύτης σέ πολλές ἀντιδράσεις ἀερίων. Τίς ἴδιες ιδιότητες ἔχει και ὁ **σπογγώδης λευκόχρυσος** πού εἶναι μιά μάζα σταχτιά και σπογγώδης.

**Χρήσεις.** Σάν μέταλλο πού δέν προσβάλλεται ἀπό τά ὀξέα και λιώνει πολύ δύσκολα χρησιμοποιεῖται στήν κατασκευή ἐπιστημονικῶν ὀργάνων (ἤλεκτροδία, κάψες, χωνευτήρια κτλ.). Τό κράμα του μέ ἱρίδιο (10%) εἶναι πύ σκληρό και λιώνει πύ δύσκολα ἀπό τό λευκόχρυσο και ἀκόμα δέν ἐπηρεάζεται ἀπό τίς μεταβολές τῆς θερμοκρασίας. Γι' αὐτό φτιάχνουν ἀπό αὐτό **πρότυπα** μέτρα και σταθμά.

## Ρ Α Δ Ι Ε Ν Ε Ρ Γ Ε Ι Α

**Ραδιενέργεια.** Ὁ Γάλλος φυσικός Becquerel παρατήρησε τό 1896, πώς τά ἅλατα τοῦ οὐρανίου ἐκπέμπουν συνέχεια ἀόρατες ἀκτίνες πού μποροῦν νά περάσουν μέσα ἀπό μαῦρο χαρτί καί νά προσβάλλουν φωτογραφικές πλάκες ἤ νά προκαλέσουν ἐκφόρτιση τοῦ ἠλεκτροσκοπίου. Αὐτό τό φαινόμενο ὀνομάστηκε **ραδιενέργεια** (ἤ ἀκτινενέργεια) καί βρέθηκε πώς ἡ ἔντασή της εἶναι ἀνάλογη μέ τήν περιεκτικότητα τῶν ἀλάτων σέ οὐράνιο χωρίς νά ἐξαρτᾶται ἀπό τό εἶδος τοῦ ἁλατος ἤ ἀπό τίς ἐξωτερικές συνθήκες πού βρίσκεται. Εἶναι μιᾶ ἰδιότητα τοῦ ἀτόμου τοῦ οὐρανίου. Ἀργότερα ἡ Marie Curie μέ τό σύζυγό της Pierre Curie παρατήρησαν πώς ὁ **πισσουρανίτης**, τό ὄρυκτό πού ἀπ' αὐτό βγαίνει τό οὐράνιο, παρουσιάζει ἀκτινοβολία πολύ μεγαλύτερη ἀπό αὐτή πού δικαιολογεῖται ἀπό τήν περιεχόμενη ποσότητα σέ οὐράνιο. Ἀπό αὐτό ἔβγαλαν τό συμπέρασμα, πώς στό ὄρυκτό αὐτό ὑπάρχουν στοιχεῖα μέ ραδιενέργεια πολύ πιά ἰσχυρή ἀπό τή ραδιενέργεια τοῦ οὐρανίου. Πραγματικά ἀνάλυσαν συστηματικά τόν πισσουρανίτη κι ἀνακάλυψαν τό 1898 δύο νέα ραδιενεργά στοιχεῖα, τό πολώνιο καί τό ράδιο πού τό δεύτερο εἶχε ραδιενέργεια πολύ πιά ἰσχυρή ἀπό τό οὐράνιο.

**Ἀκτινοβολία τῶν ραδιενεργῶν στοιχείων.** Ἡ ἔρευνα ἀπόδειξε πώς ἡ ἀκτινοβολία τοῦ ραδίου καί τῶν ἄλλων ραδιενεργῶν στοιχείων μπορεῖ νά ξεχωριστεῖ σέ τρία εἶδη ἀκτίνες πού παριστάνονται διεθνῶς μέ τά ἑλληνικά γράμματα α, β, γ. Οἱ **ἀκτίνες α** ἀποτελοῦνται ἀπό πυρῆνες τοῦ στοιχείου ἥλιο μέ θετικό ἠλεκτρικό φορτίο. Οἱ **ἀκτίνες β** ἀποτελοῦνται ἀπό ἠλεκτρόνια μέ ἀρνητικό ἠλεκτρικό φορτίο. Οἱ **ἀκτίνες γ** δέν εἶναι ὑλικά σωματίδια, ἡ φύση τους εἶναι ἀνάλογη μέ τό φῶς, ἤ τίς ἀκτίνες Ραίντγκεν, μέ μῆκος κύματος πολύ πιά μικρό. Οἱ ἀκτίνες αὐτές ἔχουν μεγάλη διεισδυτική δύναμη (ἐμβέλεια) καί διαπεροῦν μεταλλικά στρώματα μέ ἀρκετό πάχος.

**Μεταστοιχείωση.** Ἡ ραδιενέργεια εἶναι ἀποτέλεσμα τῆς αὐτόματης διάσπασης τῆς ὕλης, πού ὅταν συμβαίνει, τά ἄτομα τῶν ραδιενεργῶν στοιχείων μετατρέπονται αὐτόματα σέ ἄτομα ἄλλων στοιχείων, παθαίνουν δηλαδή **μεταστοιχείωση**. Ἐτσι τό ράδιο πού ἔχει ἀτομικό βᾶρος 226

εκπέμπει ακτίνες α που 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** που κι αυτό με έκπομπή ακτίνων β μετατρέπεται σέ **ράδιο C** κ.ο.κ. 'Η μεταστοιχείωση αυτή συνεχίζεται ώσπου νά σχηματιστεί τελικά ένα σταθερό στοιχείο που 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 που χρειάζεται για νά μεταστοιχειωθεί τό μισό τής μάζας του λέγεται **ήμπερίοδος ζωής** κι είναι διαφορετικός στά διάφορα ραδιενεργά στοιχεία. 'Ετσι ή ήμπερίοδος ζωής του ουρανίου 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 έπιστημόνων Irene Curie και F. Joliot απέδειξαν πώς σέ μερικές **τεχνητές μεταστοιχειώσεις** σχηματίζονται άσταθή στοιχεία που είναι άληθινά τεχνητά ραδιενεργά στοιχεία με ήμπερίοδο 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 που 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 όργανισμό 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 ἄτομα πού τό ἕνα ἔχει μικρό ἀτομικό βάρους καί τό ἄλλο μεγάλο. Ἔτσι τό ράδιο πού ἔχει ἀτομικό βάρους 226 διασπᾶται στό ραδόνιο μέ ἀτομικό βάρους 222 καί τό ἥλιο μέ ἀτομικό βάρους 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 πῶς τό ἄτομο τοῦ ἰσότοπου τοῦ οὐρανίου 235 διασπᾶται σέ πολύ λίγο βαθμό σέ δύο ἄτομα μέ ἴσο περίπου ἀτομικό βάρους, σύγχρονα χάνεται ἕνα μικρό μέρος τῆς μάζας του (περίπου τό ἕνα χιλιοστό) καί ἐλευθερώνεται τεράστιο ποσό ἐνέργειας. Αὐτό τό φαινόμενο τῆς διάσπασης τοῦ ἀτόμου σέ δύο ἄλλα, μέ ἴσο ἀτομικό βάρους περίπου, ὀνομάστηκε **σχάση τοῦ ἀτόμου (fission)**. Αὐτή τή σχάση μπόρεσαν στίς Ἡνωμένες Πολιτεῖες τῆς Ἀμερικῆς νά τήν ἀναπτύξουν τεχνητά μέ τή λεγόμενη **ἀλυσωτή 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 ἕνα ἰσότοπο τοῦ οὐρανίου, τό οὐράνιο 235 (ἀτομικός βάρους 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 κατάρθρωσαν 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 Ἡνωμένες Πολιτεῖες τῆς Ἀμερικῆς καί στή Ρωσία μέ τή χρησιμοποίηση τῆς



άτομικῆς σχάσης. Ἡ χρησιμοποίηση τῆς ἐνέργειας αὐτῆς μελλοντικά θά ἀντικαταστήσει τὴν ἐνέργεια πού παίρνουν σήμερα ἀπὸ τὴν καύση τοῦ ἀνθρακα καὶ τοῦ πετρελαιοῦ 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 σέ θερμοκρασία δεκάδων ἑκατομμυρίων βαθμῶν **συντήκονται (συγχωνεύονται)** καὶ σχηματίζουν τὸ στοιχεῖο ἥλιο, μὲ ἀτομικὸ βάρος σχεδὸν τετραπλάσιο τοῦ ὕδρογόνου. Κατὰ τὴ σύντηξη αὐτὴ ἓνα μέρος τῆς μάζας μετατρέπεται σέ 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 Πολιτεῖς 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 ὕψη 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 σέ πολὺ μικρὰ ποσὰ στὰ ὄρυκτά τοῦ οὐρανίου προπάντων στὸν **πισσουρανίτη**, πού βρίσκεται στὴ Βοημία, στὸ Ζαῖρ (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 πολύπλοκη χημικὴ κατεργασία καὶ

για πρώτη φορά παρασκευάστηκε τό 1900 από τή Marie Curie με ήλεκτρούλυση του χλωριούχου ραδίου.

**Ίδιότητες - Χρήσεις.** Τό ράδιο είναι μέταλλο ραδιενεργό, λευκό και λιώνει στους  $960^{\circ}\text{C}$ . Έχει Είδ. Β.  $6\text{ gr}^*/\text{cm}^3$  κι αλλοιώνεται γρήγορα στον αέρα.

Μοιάζει πολύ με τό βόριο αλλά είναι πιό δραστικό· διασπᾶ τό νερό κι ἐλευθερώνεται ύδρογόνο. Οί ἀκτινοβολίες του, πού γι' αὐτές ἀναφέραμε παραπάνω, διευκολύνουν τίς χημικές ἀντιδράσεις π.χ. τήν ἔνωση του χλωρίου με τό ύδρογόνο κτλ., προκαλοῦν τό φθορισμό πολλῶν οὐσιῶν και γι' αὐτό μικρές ποσότητες ἀπό ἄλατα του ραδίου χρησιμοποιοῦνται στήν κατασκευή χρωμάτων πού φθορίζουν, για πλάκες ρολογιῶν κτλ. Τό ράδιο χρησιμοποιεῖται στή θεραπεία του καρκίνου και ἄλλων σχετικῶν ἀσθενειῶν.

## ΟΥΡΑΝΙΟ

Σύμβολο **U**

Ἀτομικό βάρος **238,07**

Σθένος **IV, V, VI**

**Προέλευση - Παρασκευή.** Τά πιό σπουδαῖα ὄρυκτά του οὐρανίου είναι ὁ **πισσουρανίτης**  $\text{U}_3\text{O}_8$ , ὁ **καρνοτίτης**  $\text{K}(\text{UO}_2)\text{VO}_4$  και ὁ **οὐρανίτης**  $\text{UO}_2$  πού βρίσκονται στή Βοημία, στό Ζαῖρ, τόν Καναδά και ἄλλοῦ. Σ' ὅλα τά ὄρυκτά του βρίσκεται ὡς ὀξειδιο κι ἀπ' αὐτό με ἀναγωγή με ἀνθρακα ἢ ύδρογόνο ἐξάγεται τό μεταλλικό οὐράνιο.

**Ίδιότητες - Χρήσεις.** Έχει τό μεγαλύτερο ἀτομικό βάρος ἀπό τά στοιχεῖα πού βρίσκονται στή φύση κι είναι τό τελευταῖο στό περιοδικό σύστημα με ἀτομικό ἀριθμό 92. Είναι μέταλλο ἀργυρόλευκο, ραδιενεργό, γυαλιστερό, ἐλατό και ὀλιμο, πιό μαλακό ἀπό τό χάλυβα, ἔχει Είδ. Β.  $18,7\text{ gr}^*/\text{cm}^3$  και λιώνει στους  $1689^{\circ}\text{C}$ . Σέ συμπαγή κατάσταση είναι σταθερό στον αέρα και δέν προσβάλλεται ἀπό τά ψυχρά ὀξέα. Χρησιμοποιεῖται στήν κατασκευή ειδικῶν ειδῶν χάλυβα. Τίς ἐνώσεις του χρησιμοποιοῦν για νά χρωματίζουν τήν πορσελάνη, τό γυαλί, στή φωτογραφική και σαν ἀντιδραστήρια στά χημικά ἐργαστήρια.

## ΥΠΕΡΟΥΡΑΝΙΑ ΣΤΟΙΧΕΙΑ

Με ἐφαρμογή τῶν ἀντιδράσεων μεταστοιχείωσης στό πιό βαρύ στοιχεῖο στή φύση τό οὐράνιο, παρασκευάστηκαν τεχνητά και μελετήθηκαν

στοιχεῖα με ἀτομικό ἀριθμό πιό μεγάλο ἀπό 92. Ἐπειδή τά στοιχεῖα αὐτά πῆραν θέση στό περιοδικό σύστημα πέρα ἀπό τό οὐράνιο ὀνομάστηκαν **ὑπερουράνια** ἢ **τρανσουράνια στοιχεῖα**. Τέτοια στοιχεῖα γνωστά ὡς σήμερα εἶναι ἔντεκα :

Τό **ποσειδώνιο** ἢ **νεπτούνιο** Np με ἀτομικό ἀριθμό 93.

Τό **πλουτώνιο** Pu με ἀτομικό ἀριθμό 94.

Τό **ἀμερικόιο** Am με ἀτομικό ἀριθμό 95.

Τό **κιούριο** ἢ **κούριο** Cm με ἀτομικό ἀριθμό 96.

Τό **βερκέλιο** Bk με ἀτομικό ἀριθμό 97.

Τό **καλιφόρνιο** Cf με ἀτομικό ἀριθμό 98.

Τό **Ἄϊνσταϊνιο** Es με ἀτομικό ἀριθμό 99.

Τό **Φέρμιο** Fm με ἀτομικό ἀριθμό 100.

Τό **Μεντελέβιο** Mn με ἀτομικό ἀριθμό 101.

Τό **Νομπέλιο** No με ἀτομικό ἀριθμό 102

καί τό **Λωρέντσιο** Lw με ἀτομικό ἀριθμό 103.

## ΠΑΡΑΡΤΗΜΑ

### 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<sub>0</sub> = ή κανονική πίεση των 760 mm στήλης υδραργύρου

V<sub>0</sub> = ο όγκος του αερίου στη θερμοκρασία  $0^{\circ}$  C

θ = 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 cm<sup>3</sup> 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... cm<sup>3</sup>.

## ΜΕΡΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ ΤΗΣ ΧΗΜΕΙΑΣ

**Γραμμοάτομο** = ποσότητα του στοιχείου σε γραμμάρια ίση με τό άτομικό του βάρος.

**Γραμμομόριο** = ποσότητα του στοιχείου ή της 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

Ανάμεσα στό μοριακό βάρος  $M$  ενός αερίου στοιχείου ή μιās χημικής ένωσης σε άέρια κατάσταση και της σχετικής μέ τόν άέρα πυκνότητάς τους  $d$  ύπάρχει ή σχέση  $M = 28,96 \cdot d$  ή  $d = \frac{M}{28,96}$ .

Μ' αυτούς 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 ανά λύσουμε προβλήματα Χημείας ακολουθοϋμε τήν παρακάτω γενική μέθοδο.

Γράφουμε τή χημική εξίσωση πού πάνω της στηρίζεται όλο τό πρόβλημα. Κάτω από τά στοιχεία ή τίς χημικές ενώσεις πού παίρνουν μέρος σ' αυτή, σημειώνουμε τά άτομικά ή μοριακά τους βάρη ή τούς μοριακούς όγκους.

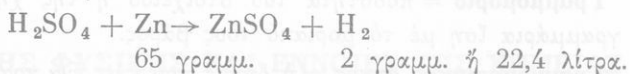
Προχωροϋμε ύστερα στή λύση του προβλήματος, συχνά μέ τήν άπλή μέθοδο ή και άλγεβρικά.

Παρακάτω αναφέρουμε τρία παραδείγματα λύσης τέτοιων προβλημάτων.

**Παράδειγμα 1ο.** Πόσο είναι τό βάρος και πόσος ό όγκος του ύδρο-

γόνου πού παίρνουμε όταν επιδράσει αραιό θειικό όξύ σέ 13 γραμμάρια ψευδάργυρο ;

**Λύση.** 'Η επίδραση τοῦ θειικοῦ όξέος στόν ψευδάργυρο παριστά-  
νεται μέ τήν έξίσωση :



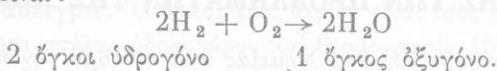
'Η έξίσωση αὐτή λέει πώς ἡ επίδραση θειικοῦ όξέος σέ 65 γραμμ. ψευδάργυρο ἐλευθερώνει 2 γραμμ. ὕδρογόνο πού ἔχει όγκο 22,4 λίτρα (στίς κανονικές συνθήκες). 'Επομένως μέ 13 γραμμ. ψευδάργυρο θά ἔχουμε :

$$\frac{2 \times 13}{65} = 0,4 \text{ γραμμ. ὕδρογόνο πού θά ἔχει όγκο}$$

$$\frac{22,4 \times 13}{65} = 4,48 \text{ λίτρα.}$$

**Παράδειγμα 2ο.** Μίγμα από ὕδρογόνο καί όξυγόνο μέσα στό εὐδιό-  
μετρο ἔχει όγκο 60 cm<sup>3</sup>. Προκαλοῦμε ἔκρηξη ἠλεκτρικοῦ 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 ὀλόκληρο από τό φωσφόρο. Νά βρεθεῖ ἡ σύνθεση τοῦ  
μίγματος.

**Λύση.** 'Η έξίσωση τῆς χημικῆς ἔνωσης τοῦ ὕδρογόνου μέ τό  
όξυγόνο εἶναι :

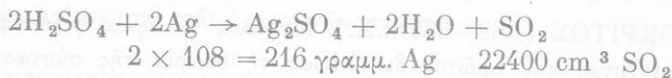


'Αφοῦ τό ἀέριο πού μένει ἀπορροφᾶται από τό φωσφόρο, βγαίνει  
τό συμπέρασμα πώς εἶναι όξυγόνο. 'Επομένως τά 60 — 12 = 48 cm<sup>3</sup>  
τοῦ όγκου πού ἐξαφανίστηκαν θά εἶναι τό μίγμα ὕδρογόνου καί όξυγό-  
νου στήν ἀναλογία τοῦ νεροῦ 2:1 δηλαδή τά  $\frac{2}{3}$  θά εἶναι ὕδρογόνο καί  
τό  $\frac{1}{3}$  όξυγόνο. Μέσα στό εὐδιόμετρο λοιπόν ἦταν  $48 \cdot \frac{2}{3} = 32 \text{ cm}^3$   
ὕδρογόνο 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, ἀφοῦ ἀποξηρανθεῖ κατάλληλα, ἔχει ὄγκο σέ κανονικές συν-  
θῆκες 448 cm<sup>3</sup>. Νά βρεθεῖ ἡ σύνθεση τοῦ κράματος.

**Λύση.** Ὀνομάζουμε  $\chi$  τό βάρος τοῦ ἀργύρου καί  $\psi$  τό βάρος τοῦ  
χαλκοῦ. Ἔτσι ἔχουμε στήν ἀρχή τήν ἐξίσωση  $\chi + \psi = 2,8$  (1). Ἡ  
ἀντίδραση εἶναι :



2 × 108 = 216 γραμμ. Ag      22400 cm<sup>3</sup> SO<sub>2</sub>  
ὅταν ἔχουμε                     $\chi$     »                    πόσο ; SO<sub>2</sub>

Ἔτσι ὑπολογίζουμε πώς τά  $\chi$  γραμμ. ἀργύρου ἐλευθερώνουν

$$\frac{22400 \cdot \chi}{216} \text{ cm}^3 \text{ διοξειδίου τοῦ θείου.}$$

Τό ἴδιο ἀπό τήν ἐξίσωση :



ὅταν ἔχουμε      64 γραμμ. Cu                    22400 cm<sup>3</sup> SO<sub>2</sub>  
για                     $\psi$  γραμμ.                                    πόσο ; SO<sub>2</sub>

Ἔτσι ὑπολογίζουμε πώς τά  $\psi$  γραμμ. χαλκοῦ ἐλευθερώνουν

$$\frac{22400 \cdot \psi}{64} \text{ cm}^3 \text{ διοξειδίου τοῦ θείου.}$$

Ὁ ὅλικός ἐπομένως ὄγκος τοῦ παραγόμενου διοξειδίου τοῦ θείου εἶναι

$$\frac{22400 \cdot \chi}{216} + \frac{22400 \cdot \psi}{64} = 448 \quad (2)$$

Ὄταν λύσουμε τό σύστημα τῶν ἐξισώσεων (1) καί (2) βρίσκουμε

$$\chi = 2,16 \quad \text{καί} \quad \psi = 0,64.$$

Τό κράμα ἐπομένως περιέχει 2,16 γραμμ. ἄργυρο καί 0,64 γραμμ.  
χαλκό.



**ΒΙΟΓΡΑΦΙΕΣ ΜΕΓΑΛΩΝ ΕΠΙΣΤΗΜΟΝΩΝ  
ΠΟΥ ΣΥΝΤΕΛΕΣΑΝ ΣΤΗΝ ΠΡΟΟΔΟ ΤΗΣ ΧΗΜΕΙΑΣ**

**ΔΗΜΟΚΡΙΤΟΣ** (469 - 369 π.Χ.). Μεγάλος Έλληνας φιλόσοφος τής αρχαιότητας πού πρώτος διατύπωσε τή θεωρία τής σύστασης τής ύλης από άτομα. Γεννήθηκε κι έζησε στήν πόλη Άβδηρα τής Θράκης κι ήταν μαθητής του Λεύκιππου.

**LAVOISIER** (1743 - 1794). Όνομαστός Γάλλος χημικός. Άνηκε σ' ευπορη οικογένεια, μορφώθηκε εξαιρετικά και πολύ νέος έγινε Άκαδημαϊκός. Είναι ο πρώτος πού έδωσε τήν εξήγηση τής καύσης, του πιό σπουδαίου από τά χημικά φαινόμενα κι ανακάλυψε τή σύσταση του άερα. Χρησιμοποίησε πρώτος τό ζυγό στά πειράματά του και άπόδειξε τό άξίωμα τής άφθαρσίας τής ύλης. Έξαιτίας αυτών των έργασιών του θεωρείται ο πατέρας τής νεώτερης Χημείας.

**DALTON** (1766 - 1844). Διάσημος Άγγλος φυσικός και χημικός. Μελέτησε τή διαστολή και τή μίξη των άερίων. Έη πιό σπουδαία εργασία του πού μ' αυτή συντέλεσε στήν πρόοδο τής Χημείας είναι ή σύγχρονη διατύπωση τής άτομικής θεωρίας και του νόμου των πολλαπλών αναλογιών.

**PROUST** (1754 - 1826). Γάλλος χημικός, γνωστός πιό πολύ για τό νόμο των όρισμένων αναλογιών πού πήρε και τό όνομά του.

**GAY - LUSSAC** (1778 - 1850). Γάλλος φυσικός και χημικός. Ανακάλυψε τό νόμο τής διαστολής των άερίων και τήν ένωσή τους μέ άπλές αναλογίες όγκου. Έκαμε και πολλές άλλες εργασίες στή Χημεία και στή Φυσική.

**AVOGADRO** (1776 - 1856). Όταλός φυσικός, πιό πολύ γνωστός για τή μοριακή ύπόθεση πού έχει τό όνομά του και πού σύμφωνα μ' αυτή όλα τά άέρια στίς ίδιες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας, περιέχουν σε ίσους όγκους τόν ίδιο αριθμό 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.
- SCHEELÉ (1742 - 1786). Σουηδός χημικός. Εἶναι γνωστός γιά τίς ἐργασίες του στό ὀξυγόνο πού ἀνακάλυψε σύγχρονα μέ τόν PRISTLEY. Θεωρεῖται ἀπό τοὺς 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 ιδιοτήτων τοῦ ὑδρογόνου πού εἶχε παρασκευαστεῖ ἀπό τοὺς 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 ΜΑΡΙΕ 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 φαινόμενο τῆς ραδιενέργειας.

## ΑΛΦΑΒΗΤΙΚΟ ΕΥΡΕΤΗΡΙΟ

(Οί αριθμοί οδηγούν στις σελίδες)

<b>A</b>			
		"Ανθρακα διοξειδίο	109
		"Ανθρακα μονοξειδίο	108
		"Ανθρακας	103
		"Ανθρακας αποστακτήρων	106
		"Ανθρακας ζωικός	106
		"Ανόπτηση χάλυβα	140
		"Αντίδραση αλκαλική	35
		"Αντίδραση αμφίδρομη	17
		"Αντίδραση βασική	35
		"Αντίδραση όξινη	35
		"Αντίδραση ούδετερη	36
		"Αντιδραστήρας	160
		"Αντιμόνιο	101
		"Απατίτης	97
		"Απόσταξη	57
		"Αποσύνθεση χημική	17
		"Αργιλιθερμική μέθοδος	132
		"Αργίλιο	131
		"Αργίλος	133
		"Αργό	90
		"Αργυραδάμας	69
		"Αργυρος	152
		"Αργυρος βρωμιούχος	154
		"Αργυρος ιωδιούχος	154
		"Αργυρος νιτρικός	153
		"Αργυρος χλωριούχος	154
		"Αργυρίτης	152
		"Αρσενικό	101
		"Αρσеноπυρίτης	101
		"Ασβέστιο	127
		"Ασβέστιο άνθρακικό	129
		"Ασβέστιο θειικό	130
		"Ασβέστιο φωσφορικό	131
		"Ασβέστιο χλωριούχο	130
		"Ασβέστιο ύδωρ (άσβεστόνερο)	128
		"Ασβέστιο όξειδίο	127
		"Ασβέστιο ύδροξειδίο	127
"Αγγλεσίτης	145		
"Αδάμας	103		
"Αζουρίτης	148		
"Αζωτο	85		
"Αζώτου μονοξειδίο	93		
"Αζώτου διοξειδίο	93		
"Αζώτου πεντοξειδίο	93		
"Αζώτου τετροξειδίο	93		
"Αζώτου τριοξειδίο	93		
"Αζώτου ύποξειδίο	93		
"Αέρας ατμοσφαιρικός			
Διθάλη	107		
Αιματίτης	136		
"Αϊνσταίνιο	163		
"Ακτίνες α, β γ	158		
"Αλάβαστρο	130		
"Αλατα	35		
"Αλατογόνα ή άλογόνα στοιχεία	63		
"Αλκάλια	119		
"Αλκαλικές γαιές	125		
"Αλλοτροπία	50		
"Αμερίκιο	163		
"Αμέταλλα στοιχεία	45		
"Άμμος	113		
"Αμμωνία	90		
"Αμμωνία καυστική	92		
"Αμμωνιακά άλατα	92		
"Αναγωγή	55, 71		
"Αναγωγικά σώματα	55		
"Αναπνοή	48		
"Ανθρακαέριο	109		
"Ανθρακασβέστιο	130		
"Ανθρακικό όξύ	111		
"Ανθρακίτης	105		
"Ανθρακοπυρίτιο	113		

"Ασβεστος	127		
"Ασβεστόλιθος	127		
"Αστριος	131	Δευτέριο	44
"Ατομα	10	Διαλύματα	29
"Ατομική ενέργεια	160	Διαπίδυση	53
"Ατομική στήλη	160	Διάσπαση ατόμου	160
"Ατομικός αριθμός	43	Διάσταση του νερού	39
"Ατομικό βάρος	11, 12	Διήθηση	56
Avogadro αριθμός	14	Δολομίτης	125
Avogadro νόμος	11	Δομή ατόμου	23
"Αχνη ύδραργύρου	152		
		<b>Ε</b>	
<b>B</b>		"Ενδόθερμες αντιδράσεις	20
Βάμμα ηλιοτροπίου	35	"Ενέργεια	5
Βάμμα ιωδίου	71	"Εξώθερμες αντιδράσεις	20
Βαρύ υδρογόνο	44	"Εξισώσεις χημικές	19
Βαρύ υδωρ	61	Ευγενή άερια	89
Βάσεις	35		
Βάσεων δύναμη (ισχύς)	38	<b>Z</b>	
Βάρος ατομικό	12	Ζωικός άνθρακας	106
Βάρος μοριακό	12		
Βασιλικό νερό	96	<b>H</b>	
Βασιλικός άργύρου	152	"Ηλεκτρόλυση	32
Βερκέλιο	163	"Ηλεκτρολύτες	32
Βισμούθιο	102	"Ηλεκτρόνια	23
Βόρακας	116	"Ηλιο	90
Βορικό δξύ	116		
Βόριο	115	<b>Θ</b>	
Βρώμιο	70	Θεϊο	73
Βωξίτης	131	Θείου διοξειδίο	78
		Θείου τριοξειδίο	80
<b>Γ</b>		Θειικό δξύ	81
Γαιάνθρακες	104	Θερμότητα	132
Γαλαζόπετρα	150	Θερμοπυρηνική ενέργεια	160
Γαληνίτης	145	Θερμοχημικές εξισώσεις	20
Γαρνιερίτης	142		
Γραμμιατόμο	12	<b>I</b>	
Γραμμομοριακός όγκος	12, 14	"Ιδιότητες	5
Γραμμομόριο	12	"Ιόντα	32
Γραφίτης	104		
Γυαλί	114		
Γύψος	130		

'Ισλανδική κρύσταλλος	129
'Ισότοπα	43
'Ιώδιο	70
'Ιωδίου βάμμα	71

**Κ**

Καλαμίνα	134
Κάλιο	124
Κάλιο άνθρακικό	125
Κάλιο διχρωμικό	143
Κάλιο νιτρικό	125
Κάλιο χλωρικό	125
Κάλιο υπερμαγγανικό	144
Καλλίου ύδροξείδιο	125
Καλιφόρνιο	163
Καλομέλας	151
Καολίνη	133
Καρναλλίτης	125
Καρνοτίτης	161
Κασσιτερίτης	147
Κασσίτερος	147
Καταλύτες	17
Καύση	47
Καυστικό κάλιο (καλλίου ύδροξείδιο)	125
Καυστικό νάτριο	121
Κεραμευτική	133
Κεραμίδια *	134
Κεράργυριτης	152
Κιμωλία	129
Κιννάβαρι	151
Κοβάλτιο	142
Κοβαλτίτης	142
Κονιάματα	128
Κορούνδιο	131
Κούριο η Κιούριο	163
Κράματα	118
Κροκοίτης	145
Κροτοϋν άέριο	54
Κρυόλιθος	69, 131
Κρυπτό	90
Κυπέλλωση	152
Κώκ	105

**Λ**

Λειμωνίτης	136
Λευκόλιθος	125
Λευκοχρυσικό όξυ	156
Λευκόχρυσος	156
Λευκόχρυσος σπογγώδης	157
Λευκοχρύσου μέλαν	157
Λιγνίτης	105
Λιθάνθρακας	105
Λιθάργυρος	146
Λυδία λίθος	156
Λωρένσιο	163

**Μ**

Μαγγάνιο	144
Μαγνάλιο	126
Μαγνησία	126
Μαγνήσιο	125
Μαγνήσιο άνθρακικό	126
Μαγνήσιο θειικό	126
Μαγνησίου όξειδιο	126
Μαγνησίτης	125
Μαγνητίτης	136
Μαλαχίτης	148
Μάρμαρο	129
Μαρμαρυγίας	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 όξειδιο	146
Μόρια	11
Μοριακό βάρος	11, 12

<b>N</b>			
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 θξύ	94		
Νίτρο	125		
Νίτρο τής Χιλής	124		
Νόμοι Χημείας	8		
Νομπέλιο	163		
Νόμων Χημείας εξήγηση	15		
Ντουραλουμίνο	126, 133		
<b>Ξ</b>			
Ξένο	90		
Ξυλάνθρακας	106		
<b>O</b>			
Όζο	49		
Όξέα	34		
Όξειδία	37		
Όξειδωση	47, 71		
Όξειδωτικά σώματα	47		
Όξέων δύναμη (ισχύς)	38		
Όξυγόνο	45		
Όξυγονούχο νερό	61		
Όξύλιθος	46		
Όξυυδρική φλόγα	54		
Ούράνιο	162		
<b>Π</b>			
Περιοδικό σύστημα στοιχείων	42		
Πέτρα κόλασης	153		
Πηλός	133		
Πίνακας τών στοιχείων	13		
Πισσουρανίτης	158, 161		
Πλουτάνιο	163		
Πολώνιο	158		
Πορσελάνη	134		
Ποσειδώνιο	163		
Ποτάσσα	125		
Πρωτόνια	23		
Πυραργυρίτης	152		
Πυριτικό θξύ	114		
Πυρίτιο	112		
Πυριτίου διοξειδίο	113		
Πυρολουσίτης	144		
<b>P</b>			
Ραδιενέργεια	158		
Ραδιοϊσότοπα	159		
Ράδιο	158, 161		
Ραδόνιο	159		
Ρίζες	22		
<b>Σ</b>			
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
Στοιχειά	6
Στουπέτσι	147
Στυπτηρίες	133
Σύντηξη ατόμου	161
Σφαλερίτης	134
Σχάση ατόμου	160
Σώματα άπλά	6
Σώματα σύνθετα	7

## T

Τρίτιο	44
Τύποι χημικοί	18
Τσιμέντα	129
Τύρφη	105

## Y

Υδραέριο	109
Υδράργυρος	150
Υδράργυρος μονοχλωριούχος	151
Υδράργυρος διχλωριούχος	152
Υδρογόνο	51
Υδρογόνου ύπεροξειδιο	61
Υδρόθειο	76
Υδρόλυση	123
Υδροφθόριο	69
Υδροχλώριο	66
Υδροχλωρικό όξύ	66
Υλη	5
Υπερουράνια στοιχειά	162

## Φ

Φαινόμενα	5
Φέρμιο	163
Φθόριο	69
Φθορίτης	69

Φρεόν	70
Φωσφορικά άλατα	100
Φωσφορικά όξέα	100
Φωσφορίτης	97
Φωσφόρος	97
Φωσφόρου όξειδία	99
Φύση	5

## X

Χαλαζία	113
Χαλκολαμπρίτης	148
Χαλκοπυρίτης	148
Χαλκοσίνης	148
Χαλκός	148
Χαλκός θειικός	150
Χάλυβας	136, 138, 139, 140
Χημεία	6, 44
Χημικές αντιδράσεις	17
Χημικές ένώσεις	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 όξειδιο	135
Ψιμμυθίτης	145, 146



# ΠΙΝΑΚΑΣ ΠΕΡΙΕΧΟΜΕΝΩΝ

## ΕΙΣΑΓΩΓΗ

"Υλη - 'Ενέργεια - Φαινόμενα . . . . .	Σελίς 5 - 6
Φύση - "Υλη - 'Ενέργεια - Φαινόμενα - 'Ιδιότητες - Σκοπός τῆς Χημείας.	
'Απλά καὶ σύνθετα σώματα . . . . .	6 - 8
'Απλά σώματα ἢ στοιχεῖα - Μίγματα καὶ χημικὲς ἐνώσεις - Διαφορὲς μίγματος καὶ 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 ὀγκῶν (Gay - Lussac).	
'Ατομικὴ θεωρία . . . . .	10 - 14
"Ατομα - Μόρια - Νόμος τοῦ Avogadro - 'Ατομικὸ καὶ μοριακὸ βάρος - Γραμμομόριο - Γραμμοάτομο - Γραμμομοριακὸς ὄγκος - 'Αριθμὸς τοῦ Avogadro - Πίνακας τῶν στοιχείων - Σχέση ἀνάμεσα στὸ μοριακὸ βάρος καὶ στὴ σχετικὴ μὲ τὸν ἀέρα πυκνότητα ἐνὸς ἀερίου.	
'Εξήγηση τῶν νόμων τῆς Χημείας . . . . .	15 - 16
Νόμος τῆς ἀφθαρσίας τῆς ὕλης - Νόμος τῶν σταθερῶν λόγων - Νόμος τῶν ἀπλῶν πολλαπλασίων - Νόμος τῶν ἀερίων ὀγκῶν.	
Χημικὲς ἀντιδράσεις - Καταλύτες . . . . .	17
'Ορίσμοι - Μέσα πού προκαλοῦν τίς ἀντιδράσεις - Καταλύτες.	
Χημικὰ σύμβολα - Χημικοὶ τύποι . . . . .	17 - 19
Χημικὰ σύμβολα τῶν στοιχείων - Χημικοὶ τύποι - 'Υπολογισμὸς τοῦ μοριακοῦ βάρους - 'Υπολογισμὸς τῆς ἑκατοστιαίας σύνθεσης.	
Χημικὲς ἐξισώσεις . . . . .	19 - 21
Γενικά - Θερμοχημικὲς ἐξισώσεις.	
Χημικὴ συγγένεια - Σθένος - Ρίζες . . . . .	21 - 22
Χημικὴ συγγένεια - Σθένος τῶν στοιχείων - Ρίζες.	
'Εσωτερικὴ κατασκευὴ τῶν ἀτόμων . . . . .	23 - 24
Συστατικά τῶν ἀτόμων - Δομὴ τῶν ἀτόμων - Σύσταση τῶν διαφόρων ἀτόμων.	
'Εξήγηση τοῦ σθένους καὶ τῆς χημικῆς συγγένειας . . . . .	24 - 25
'Εξήγηση τοῦ σθένους - 'Εξήγηση τῆς χημικῆς συγγένειας.	
Σχηματισμὸς μορίων, στοιχείων ἢ χημικῶν ἐνώσεων . . . . .	25 - 28
Χημικὸς δεσμὸς - 'Ομοιοπολικὸς δεσμὸς - 'Ετεροπολικὸς δεσμὸς - Πῶς ἐνώνονται τὰ στοιχεῖα Na καὶ Cl.	

	Σελίς
<i>Διαλύματα</i> . . . . .	29 - 30
Καθορισμένα σώματα και μίγματα — 'Ομογενή μίγματα — 'Ετερογενή μίγματα — Διάλυμα.	
<i>Κατηγορίες διαλυμάτων</i> . . . . .	30
'Αέρια, στερεά, υγρά διαλύματα — Διαλύτης — Διαλυτικό μέσο — Διαλυτότητα — Κορεσμένα, άκορεστα.	
<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 — Γραμμοϊσοδύναμο — 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 όξεων — Βάσεις — Γενικές ιδιότητες των βάσεων — 'Αλατα — 'Οξειδία.	
<i>Δύναμη (ισχύ) όξεων και βάσεων — PH</i> . . . . .	38 - 41
Δύναμη όξεων και 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>Διάφραση τής Χημείας</i> . . . . .	44
'Ανόργανη — 'Οργανική.	

## ΑΜΕΤΑΛΛΑ ΣΤΟΙΧΕΙΑ

Γενικά . . . . .	45
<i>'Οξυγόνο — 'Υδρογόνο</i> . . . . .	45 - 63
'Οξυγόνο — 'Οζο — Προβλήματα — 'Υδρογόνο — Νερό — 'Υπεροξείδιο του ύδρογόνου — Προβλήματα.	
<i>'Ομάδα των αλογόνων</i> . . . . .	63 - 71
Γενικά — Χλώριο — 'Υδροχλώριο ή ύδροχλωρικό όξύ — Προβλήματα — Φθόριο — Βρώμιο — 'Ιώδιο.	
<i>'Οξειδωση — 'Αναγωγή</i> . . . . .	71 - 73
'Οξειδωση — 'Αναγωγή — 'Οξειδοαναγωγή.	
<i>'Ομάδα του όξυγόνου</i> . . . . .	73 - 84
Θείο — 'Υδρόθειο — Διοξείδιο του θείου — Τριοξείδιο του θείου — Θεικό όξύ — Προβλήματα.	
<i>'Ομάδα του άζώτου</i> . . . . .	84 - 90
Γενικά — 'Αζωτο — 'Ατμοσφαιρικός άερας — Εύγενή άερα.	

Ενώσεις τοῦ ἀζώτου . . . . .	Σελίς 90 - 102
Ἀμμωνία — Ὄξειδια τοῦ ἀζώτου — Νιτρικό δξύ — Προβλήματα — Φωσφόρος — Σπίρτα — Ὄξειδια τοῦ φωσφόρου — Ὄξεα τοῦ φωσφόρου — Φωσφορικό δξύ — Φωσφορικά ἄλατα — Ἀρσενικό — Ἀντιμόνιο — Βισμούθιο.	
Ὁμάδα τοῦ ἀνθρακα . . . . .	102 - 116
Ἀνθρακας — Μονοξειδιο τοῦ ἀνθρακα — Διοξειδιο τοῦ ἀνθρακα — Ἀνθρακικό δξύ — Προβλήματα — Πυρίτιο — Διοξειδιο τοῦ πυριτίου — Γυαλί — Βόριο — Βόρακας.	
<b>Μ Ε Τ Α Λ Λ Α</b>	
Γενικές ιδιότητες τῶν μετάλλων . . . . .	117 - 118
Διάκριση μετάλλων καί ἀμετάλλων — Φυσικές ιδιότητες — Μηχανικές ιδιότητες — Χημικές ιδιότητες.	
Κράματα — Ἐξαγωγή τῶν μετάλλων . . . . .	118 - 119
Κράματα — Μεταλλεύματα — Μεταλλουργία.	
Ὁμάδα τῶν ἀλκαλίων . . . . .	119 - 125
Νάτριο — Ὑπεροξειδιο τοῦ νατρίου — Ὑδροξειδιο τοῦ νατρίου — Χλωριούχο νάτριο — Ἀνθρακικό νάτριο — Ὄξινο ἀνθρακικό νάτριο — Νιτρικό νάτριο — Κάλιο — Ὑδροξειδιο τοῦ καλίου — Ἀνθρακικό κάλιο — Νιτρικό κάλιο — Μαύρη πυρίτιδα — Χλωρικό κάλιο.	
Ὁμάδα τῶν ἀλκαλικῶν γαιῶν . . . . .	125 - 131
Μαγνήσιο — Ὄξειδιο τοῦ μαγνησίου — Θεϊκό μαγνήσιο — Ἀνθρακικό μαγνήσιο — Ἀσβέστιο — Ὑδροξειδιο τοῦ ασβεστίου — Κοινάματα — Ἀνθρακικό ασβέστιο — Θεϊκό ασβέστιο — Χλωριούχο ασβέστιο — Χλωράσβεστος — Προβλήματα.	
Ἀργίλιο — Ψευδάργυρος . . . . .	131 - 136
Ἀργίλιο — Στυπτηρές — Ἀργίλος — Κεραμευτική — Ψευδάργυρος — Ὄξειδιο τοῦ ψευδαργύρου — Θεϊκός ψευδάργυρος.	
Σίδηρος — Νικέλιο — Κοβάλτιο . . . . .	136 - 143
Σίδηρος — Προβλήματα — Νικέλιο — Κοβάλτιο.	
Χρῶμιο — Μαγγάνιο . . . . .	143 - 144
Χρῶμιο — Διχρωμικό κάλιο — Μαγγάνιο — Ἐνώσεις τοῦ μαγγανίου.	
Μόλυβδος — Κασσίτερος . . . . .	145 - 148
Μόλυβδος — Ἐνώσεις τοῦ μολύβδου (λιθάργυρος — μίνιο — διοξειδιο τοῦ μολύβδου — στυπέτσι) — Κασσίτερος.	
Χαλκός — Ὑδράργυρος — Ἀργυρος . . . . .	148 - 154
Χαλκός — Θεϊκός χαλκός — Ὑδράργυρος — Ἐνώσεις τοῦ ὑδραργύρου (καλομέλας — ἄχνη ὑδραργύρου) — Ἀργυρος — Ἐνώσεις τοῦ ἀργύρου — Προβλήματα.	

Χρυσός — Λευκόχρυσος .....	154 - 157
Χρυσός — Λευκόχρυσος.	

## ΡΑΔΙΕΝΕΡΓΕΙΑ

Ραδιενέργεια — 'Ακτινοβολία τών ραδιενεργών στοιχείων — Μεταστοιχείωση — Τεχνητή μεταστοιχείωση.	158 - 159
Διάσπαση — Σχάση — Σύντηξη τών ατόμων — 'Ατομική και πυρηνική ενέργεια .....	160 - 161
Διάσπαση — Σχάση τών ατόμων — 'Ατομική ενέργεια — Σύντηξη τών ατόμων — Θερμοπυρηνική ενέργεια.	
Ράδιο — Ουράνιο — 'Υπερουράνια στοιχεία .....	161 - 163
Ράδιο — Ουράνιο — 'Υπερουράνια στοιχεία.	

## ΤΥΠΟΙ ΤΗΣ ΦΥΣΙΚΗΣ ΚΑΙ ΕΝΝΟΙΕΣ ΤΗΣ ΧΗΜΕΙΑΣ ΧΡΗΣΙΜΕΣ ΓΙΑ ΤΗ ΛΥΣΗ ΤΩΝ ΠΡΟΒΛΗΜΑΤΩΝ ΤΗΣ ΧΗΜΕΙΑΣ

Σχέση όγκου, πίεσης και θερμοκρασίας τών αερίων — Μερικές έννοιες τής Χημείας — Σχέση μοριακού βάρους και σχετικής μέ τόν άέρα πυκνότητας ενός αερίου — Τρόπος τής λύσης τών προβλημάτων τής Χημείας.	164 - 167
Βιογραφίες τών μεγάλων επιστημόνων πού συντέλεσαν στήν πρόοδο τής Χημείας .....	168 - 170
'Αλφαβητικό εύρετήριο .....	171 - 175
Πίνακας περιεχομένων .....	177 - 180

---

ΕΞΩΦΥΛΛΟ : ΤΑΣΟΥ ΧΑΤΖΗ



Χρονιά: 1987  
Χρονιά: 1987

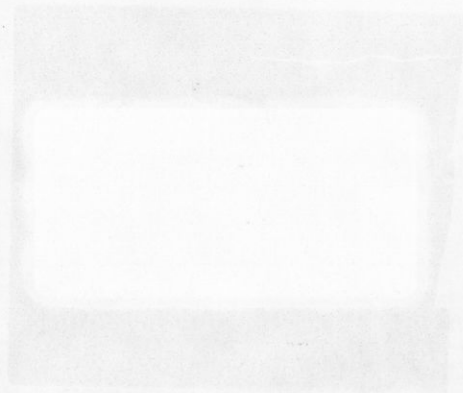
ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ

ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ - ΑΝΑΦΟΡΕΣ ΣΤΗΝ ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ	139 - 140
ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ - ΤΙΣΤΕΙΣ ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑΣ	
ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ - ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ ΣΤΗΝ ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ	141 - 142
ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ - ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ ΣΤΗΝ ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ	
ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ - ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ ΣΤΗΝ ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ	143 - 144
ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ - ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ ΣΤΗΝ ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ	
ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ - ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ ΣΤΗΝ ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ	145 - 146
ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ - ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ ΣΤΗΝ ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ	

ΤΥΠΟΙ ΚΑΙ ΕΞΙΣΤΗ ΚΑΙ ΕΝΘΟΝΕ ΤΗΣ ΧΗΜΕΛΑΣ  
ΧΗΜΕΛΑΣ ΓΙΑ ΤΗ ΑΥΡΗ ΤΩΝ ΠΡΟΣΑΡΜΑΤΩΝ  
ΤΗΣ ΧΗΜΕΛΑΣ

ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ - ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ ΣΤΗΝ ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ	147 - 148
ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ - ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ ΣΤΗΝ ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ	
ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ - ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ ΣΤΗΝ ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ	149 - 150
ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ - ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ ΣΤΗΝ ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ	
ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ - ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ ΣΤΗΝ ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ	151 - 152
ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ - ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ ΣΤΗΝ ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ	
ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ - ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ ΣΤΗΝ ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ	153 - 154
ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ - ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ ΣΤΗΝ ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ	
ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ - ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ ΣΤΗΝ ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ	155 - 156
ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ - ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ ΣΤΗΝ ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ	
ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ - ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ ΣΤΗΝ ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ	157 - 158
ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ - ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ ΣΤΗΝ ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ	

ΕΛΛΗΝΕΥΣΙΑ : ΤΑΥΤΟΤΗΤΑ



Τά αντίτυπα τοῦ βιβλίου φέρουν τό κάτωθι βιβλιοσῆμο γιά ἀπόδειξη τῆς γνησιότητος αὐτῶν.

Ἄντίτυπο σπερούμενο τοῦ βιβλιοσήμου τούτου θεωρεῖται κλεψίτυπο. Ὁ διαθέτων, πωλῶν ἢ χρησιμοποιοῦν αὐτό διώκεται κατά τίς διατάξεις τοῦ ἀρθροῦ 7 τοῦ Νόμου 1129 τῆς 15/21 Μαρτίου 1946 (Ἐφ. Κυβ. 1946, Α' 108).



024000025191

ΕΚΔΟΣΗ ΙΖ.' 1978 (ΙΙΙ) - ΑΝΤΙΤΥΠΑ 105.000 - ΣΥΜΒΑΣΗ : 3008 / 6 - 2 - 78

ΕΚΤΥΠΩΣΗ : «ΔΕΛΤΑ» Δ. ΑΒΡΑΜΟΠΟΥΛΟΣ & ΣΙΑ Ο. Ε.  
ΒΙΒΛΙΟΔΕΣΙΑ : ΑΘΑΝΑΣΙΟΣ Γ. ΒΑΣΙΛΕΙΟΥ & ΥΙΟΣ Ο. Ε.





Γ  
Χ  
1