

Β. ΚΑΡΩΝΗ - Σ. ΣΕΡΜΠΕΤΗ - Θ. ΦΡΑΣΣΑΡΗ



# ΧΗΜΕΙΑ

## Β' ΓΥΜΝΑΣΙΟΥ

ΟΡΓΑΝΙΣΜΟΣ ΕΚΔΟΣΕΩΣ ΔΙΔΑΚΤΙΚΩΝ ΒΙΒΛΙΩΝ - ΑΘΗΝΑ 1977

Ψηφιοποιήθηκε από το Ινστιτούτο Εκπαιδευτικής Πολιτικής



19388

Β. ΚΑΡΩΝΙ - Ε. ΣΕΡΜΠΕΤΗ - Θ. ΦΡΑΖΙΡΗ

Χ Η Μ Ε Ι Α

Β' ΓΥΜΝΑΣΙΟΥ

ΜΕ ΣΤΟΙΧΕΙΑ

ΟΡΥΚΤΟΛΟΓΙΑΣ

Β' ΓΥΜΝΑΣΙΟΥ

Με απόφαση τής Έλληνικής Κυβερνήσεως  
τά διδακτικά βιβλία  
του Δημοτικού, Γυμνασίου και Λυκείου  
τυπώνονται από τον  
Όργανισμό Έκδόσεως Διδακτικῶν Βιβλίων  
καί μοιράζονται ΔΩΡΕΑΝ

ΧΗΜΕΙΑ  
Β. ΓΥΜΝΑΣΙΟΥ

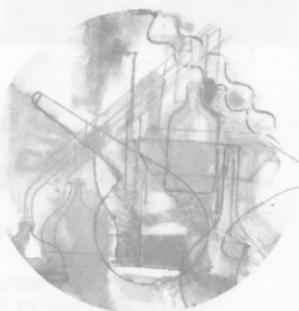
Με απόφαση της Ελληνικής Κυβερνήσεως  
το εθνικό βιβλίο  
του άριστου Γυμνασίου και Λυκείου  
τυπώθηκε από τον  
Εθνικόν Κέντρον Διδακτικῶν Βιβλίων  
και παραδόθηκε ΔΕΥΣΑΝ

Β. ΚΑΡΩΝΗ - Σ. ΣΕΡΜΠΕΤΗ - Θ. ΦΡΑΣΣΑΡΗ

# ΧΗΜΕΙΑ

ΜΕ ΣΤΟΙΧΕΙΑ  
ΟΡΥΚΤΟΛΟΓΙΑΣ

Β' ΓΥΜΝΑΣΙΟΥ



ΟΡΓΑΝΙΣΜΟΣ ΕΚΔΟΣΕΩΣ ΔΙΔΑΚΤΙΚΩΝ ΒΙΒΛΙΩΝ - ΑΘΗΝΑ 1977





Σχ. 1. 'Ο φυσικός κόσμος

## 1<sup>ο</sup> ΜΑΘΗΜΑ

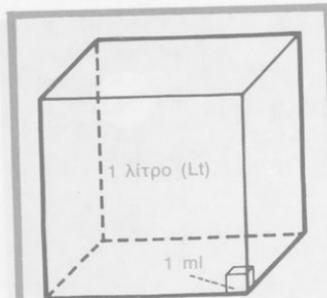
Η ΧΗΜΕΙΑ ΜΙΑ ΕΠΙΣΤΗΜΗ ΕΡΕΥΝΑΣ  
ΚΑΙ ΕΦΑΡΜΟΓΩΝ

### ΓΕΝΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

● **Υλικά σώματα.** 'Ο άνθρωπος περιβάλλεται από υλικά σώματα, πού είτε έχουν ζωή (φυτά και ζώα) είτε όχι (πέτρες, νερό, άερας) (Σχ. 1). 'Όλα τά υλικά σώματα έχουν όγκο (πιάνουν χώρο) καί μάζα.

● **Καταστάσεις τών σωμάτων.** Τά υλικά σώματα διακρίνονται σέ στερεά, υγρά καί άέρια.





Σχ. 2. Μονάδες μάζας και όγκου.

ΠΙΝΑΚΑΣ ΜΟΝΑΔΩΝ

Α'. Μονάδες μάζας:

- γραμμάριο (gr)
- χιλιόγραμμο (Kgr) = 1000gr
- τόνος (tn) = 1000Kgr

Β'. Μονάδες όγκου:

- κυβικό εκατοστόμετρο, ή χιλιοστόλιτρο (ml)
- λίτρο (lt)
- κυβικό μέτρο (m<sup>3</sup>)



Σχ. 3. Σώματα από διάφορες ουσίες.

Τά στερεά έχουν όρισμένο σχήμα και όρισμένο όγκο. Τά υγρά έχουν όρισμένο όγκο, μά παίρνουν τό σχήμα του δοχείου πού τά βάζουμε. Τά αέρια δέν έχουν ούτε σχήμα ούτε όγκο όρισμένο. Έχουν τό σχήμα του χώρου πού βρίσκονται και τείνουν νά πάρουν όσο τό δυνατό μεγαλύτερο όγκο.

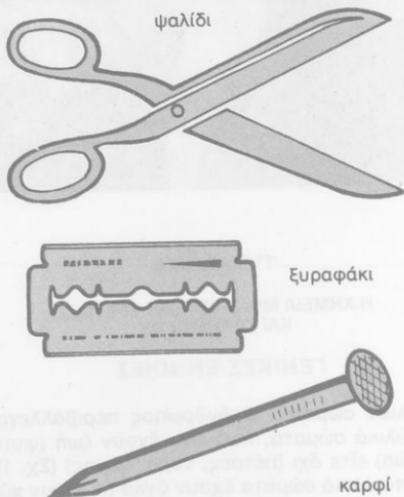
● Οί μονάδες μάζας και όγκου δίνονται στον πίνακα 2.

● Ουσία. Ίδιότητες. Στο σχήμα υπάρχουν υλικά σώματα, πού τά ξεχωρίζουμε από τά χαρακτηριστικά τους. Τό καρφί είναι στερεό κι ανθεκτικό, ή γομολάστιχα μαλακιά και εύκαμπτη, τό οινόπνευμα είναι υγρό μέ μυρωδιά. Τά χαρακτηριστικά αυτά γνωρίσματα τά λέμε **ιδιότητες**.

Τά πιό πάνω σώματα αποτελούνται από διάφορες ουσίες π.χ. από σίδηρο, λάστιχο, οινόπνευμα.

Τά διάφορα σώματα του σχεδίου 4 αποτελούνται από τήν ίδια ουσία, από άτσάλι.

Ουσία είναι είδος ύλης μέ όρισμένα χαρακτηριστικά πού λέγονται ιδιότητες.



Σχ. 4. Σώματα άπ' τήν ίδια ουσία.

● **Φαινόμενα.** Ξέρουμε, ότι όλα τα σώματα παθαίνουν διάφορες μεταβολές. Τέτοιες μεταβολές δείχνονται στα σχήματα 5 και 6. Το νερό π.χ. από τόν πάγο που έλυσσε μπορεί να ξαναγίνει πάγος με ψύξη. Τό τόπι, μπορεί να ξαναμπει στή θέση του, όταν τό μετακινήσομε.

Ένα κεριό που καίγεται, δίνει αέρια που δέν είναι δυνατό νά ξαναγίνουιν κεριό. Ένα κρασί που ξυνίζει καί γίνεται ξίδι, δέν μπορεί τότε νά ξαναγίνει κρασί.

● Τίς μεταβολές, που παθαίνουιν τά διάφορα σώματα, τίς λέμε **φαινόμενα**. Ανάλογα δέ με τό είδος τής κάθε μεταβολής, τά φαινόμενα διακρίνουιντα σέ δύο ομάδες, που είναι: τά **φυσικά** καί τά **χημικά** φαινόμενα.

α) **Φυσικά** λέμε τά φαινόμενα, που όταν εκδηλωθούιν σέ ένα σώμα, δέ μεταβάλλουιν ριζικά τήν ούσία του. Αύτά τά εξετάζει ή **Φυσική**.

β) **Χημικά** λέμε τά φαινόμενα που όταν εκδηλωθούιν σέ ένα σώμα μεταβάλλουιν ριζικά τήν ούσία του (Σχ. 6). Τά χημικά φαινόμενα τά εξετάζει ή Χημεία.

● **Ένέργεια.** Γιά νά λυώσει ό πάγος ή γιά νά γίνει τό νερό άτμός, πρέπει νά τούς δόσοουμε θερμότητα. Τό κεριό όμως που καίγεται δίνει θερμότητα (καί φώς) στό περιβάλλον. Σέ κάθε φαινόμενο φυσικό ή χημικό παίρνει μέρος εκτός άπ' τήν ύλη καί μιά άλλη φυσική όντότητα ή **ένέργεια** που εκδηλώνεται με πολλές μορφές (θερμική, φωτεινή, ηλεκτρική, χημική κτλ.)

Κατά τήν εκδήλωση τών φαινομένων άλλοτε ελευθερώνεται ενέργεια κι άλλοτε άπορροφάται άπό τό περιβάλλον.

Στή Χημεία ένδιαφερόμαστε ιδιαίτερα γιά τή χημική ενέργεια (Σχ. 7).

● **Θέμα Χημείας.** Με τή Χημεία μελετάμε τά συστατικά (τίς ούσίες) τών διαφόρων σωμάτων, που βρίσκεται τό κάθε σώμα, τί ιδιότητες έχει, που χρησιμοποιείται κτλ. Επίσης, ή Χημεία άσχολείται καί με τό πώς μετατρέπεται όρισμένη ούσία σέ μιά άλλη (χημικά φαινόμενα) καί με τό πώς μπορεί νά παρασκευασθει ή κάθε ούσία τόσο στό έργαστήριο, όσο καί στή βιομηχανία.

Μέ τή Χημεία προσαρμόζουμε καλύτερα, στίς άνάγκες του άνθρώπου, τίς διάφορες ούσίες. Μερικά άπό τά προϊόντα τής Χημείας είναι τά λιπάσματα, τά φάρμακα, τά χρώματα, τό

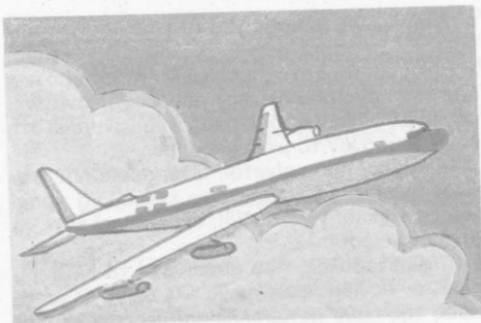


Σχ. 5. Φυσικά φαινόμενα.



Σχ. 6. Χημικά φαινόμενα.

Σχ.7. Η χημική ενέργεια που ελευθερώνεται με τό κάψιμο τής βενζίνης, μετατρέπεται τελικά σέ κίνηση.



χαρτί, τά έντομοκτόνα, τά καύσιμα, οί έκρηκτικές ύλες, τά πλαστικά κ.ά.

Η Χημεία είναι λοιπόν μιά Έπιστήμη έρευνας καί έφαρμογών.

## ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Τά ύλικά σώματα έχουν όγκο καί μάζα.

Μονάδα μάζας είναι τό γραμμάριο (gr) καί μονάδα όγκου τό λίτρο (Lt).

Ούσία είναι ένα είδος ύλης μέ χαρακτηριστικές ιδιότητες.

Φαινόμενα λέμε τίς μεταβολές πού γίνονται στά διάφορα σώματα. Στά φυσικά φαινόμενα δέν αλλάζει ή ούσία τών σωμάτων, αλλάζει όμως στά χημικά.

Κατά τήν έκδήλωση τών φαινομένων παίρνει μέρος πάντα καί ή ενέργεια, πού είτε προσλαμβάνεται απ' τό περιβάλλον (λυώσιμο του πάγου) είτε αποδίδεται στό περιβάλλον (κάψιμο του κεριού).

Μέ τή Χημεία έρευνούμε τίς ιδιότητες τών διαφόρων ούσιών καί τά χημικά φαινόμενα. Τά αποτελέσματα αυτών τών έρευνών τά εφαρμόζουμε γιά νά εύκολύνουμε καί νά καλύτερέψουμε τή ζωή του ανθρώπου.

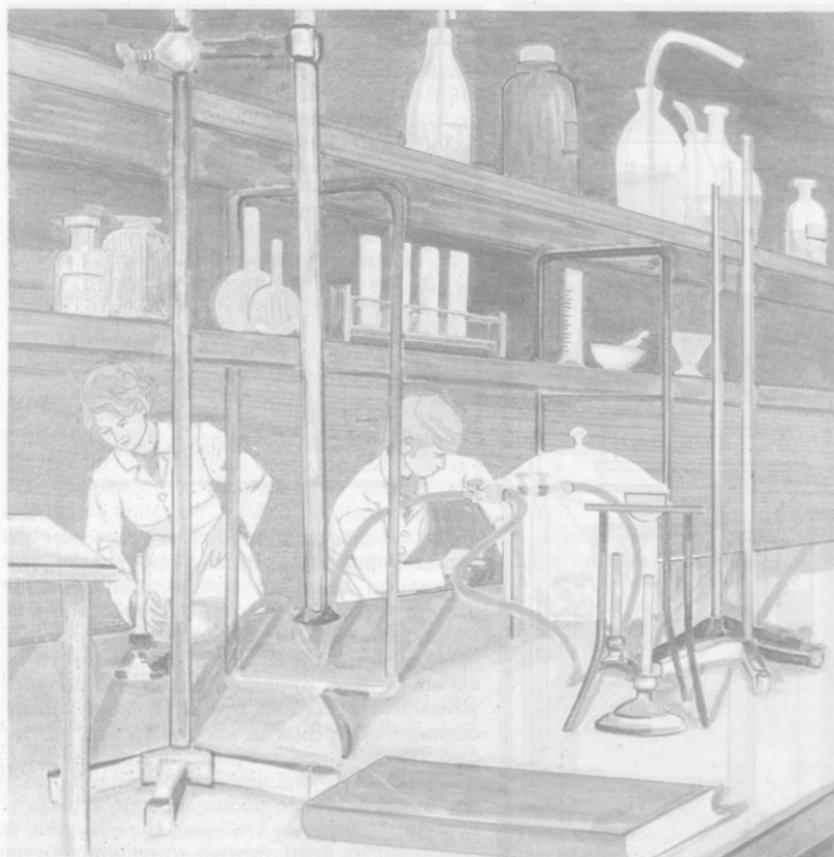
## ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Νά βρείτε 3 διαφορετικά στερεά σώματα φτιαγμένα απ' τήν ίδια ούσία καί άλλα 3, επίσης στερεά, φτιαγμένα από άλλη ούσία.

2. Μπορεί από μιά καί τήν αυτή ούσία νά γίνει στερεό, υγρό καί αέριο σώμα; Άν ναι, νά βρείτε ένα παράδειγμα.

3. Νά βρείτε τρία φυσικά καί τρία χημικά φαινόμενα.

4. Νά βρείτε 4 ούσιες πού νά μήν υπάρχουν στή Φύση καί πού νά τίς έχει φτιάξει ό άνθρωπος, μέ τή βοήθεια τής Χημείας.



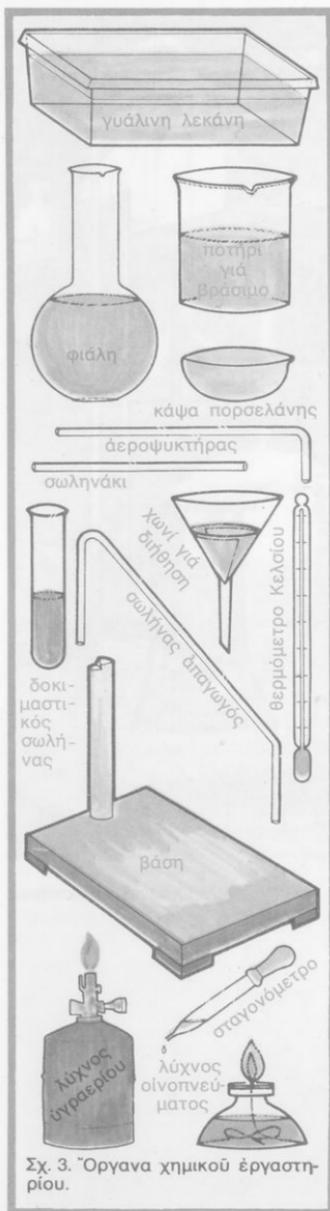
Σχ. 1. Χημικό εργαστήριο.

## 2<sup>ο</sup> ΜΑΘΗΜΑ

### ΣΤΟΙΧΕΙΩΔΕΙΣ ΓΝΩΣΕΙΣ ΧΗΜΙΚΗΣ ΑΝΑΛΥΣΕΩΣ

#### Ι. Χημικό εργαστήριο – χημική ανάλυση

Στά χημικά εργαστήρια (Σχ. 1) εξετάζονται οι διάφορες ουσίες. Γίνονται π.χ. α) αναλύσεις διαφόρων ουσιών, για να βρεθούν τα συστατικά τους, β) συνθέσεις ουσιών από άλλες πιο



Σχ. 3. Όργανα χημικού εργαστηρίου.

#### ΕΡΓΑΣΤΗΡΙΑ ΣΤΗ ΧΩΡΑ ΜΑΣ ΓΙΑ ΑΝΑΛΥΣΗ καί ΕΡΕΥΝΑ

- Το Γενικό Χημείο του Κράτους καί τή παραρτήματά του σέ πολλές πόλεις.
- Τά εργαστήρια στά Πολυτεχνεία καί στά Πανεπιστήμια τής Χώρας.
- Τά εργαστήρια στά διάφορα Ύπουργεία π.χ. Έμπορίου, Βιομηχανίας, Γεωργίας κτλ.
- Τά ιδρύματα καί Ινστιτούτα γιά έρευνα π.χ. τό ΕΘΝΙΚΟ ΙΔΡΥΜΑ ΕΡΕΥΝΩΝ, τό Γεωλογικό Ίνστιτούτο, ό ΔΗΜΟΚΡΙΤΟΣ κ.ά.
- Τά εργαστήρια στά ΙΑΤΡΙΚΑ κέντρα, στή ΒΙΟΜΗΧΑΝΙΑ, τά ιδιωτικά κτλ.

Σχ. 2. Διάφορα εργαστήρια στή χώρα μας.

άπλές, γ) διάφορες ερευνητικές εργασίες μέ σκοπό τή βελτίωση γνωστών προϊόντων ή τήν ανακάλυψη νέων, τή μελέτη τρόπων παρασκευής τους, τή γενικότερη πρόοδο τής επιστήμης κτλ. (Σχ. 2).

Πρόχειρη εξέταση μιάς ουσίας μπορεί νά γίνει καί μόνο μέ τά αισθητήρια όργανά μας (όργανοληπτική εξέταση). Π.χ. μέ τή γεύση καί τήν όσφρηση εξετάζομε τό κρασί ή τό ξίδι, μέ τήν άφή τήν ποιότητα ενός ύφασματος κτλ. Συνήθως όμως χρησιμοποιούμε διάφορα όργανα (Σχ. 3) καί διάφορες ουσίες, πού τίς λέμε «χημικά αντιδραστήρια».

Όρισμένα άπλά όργανα χρησιμοποιούνται άκόμη καί στήν καθημερινή ζωή. Έτσι π.χ. οί παραγωγοί κρασιών έλέγχουν μέ ένα άραιόμετρο (μουστόμετρο) τό μουστο πριν άπό τή ζύμωση του. Μέ μιά άπλη άνάγνωση στό μουστόμετρο, πού τό βυθίζομε στό μουστο, βρίσκουν πόσους περίπου βαθμούς οίνοπνεύματος θά έχει τό κρασί, πού θά προκύψει μετά τή ζύμωση.

Τά άποτελέσματα μιάς χημικής ανάλυσεως είναι είτε «ποιοτικά», είτε «ποσοτικά». Μέ τήν **ποιοτική** ανάλυση βρίσκουμε μόνο τά συστατικά, άπό τά όποια άποτελείται μιά ουσία. Μέ τήν **ποσοτική** βρίσκουμε καί σέ ποιά ποσότητα περιέχεται τό κάθε συστατικό τής. Άν βρούμε πόσα γραμμάρια άπό κάθε συστατικό περιέχονται σέ 100 γραμμάρια μιάς ουσίας, μιλάμε γιά έκατο-

στιαία (κατά μάζα ή κατά βάρος), σύσταση.

**Παραδείγματα:** α) Η εκατοστιαία σύσταση του μαρμάρου είναι 12% άνθρακας, 40% άσβεστο, 48% όξινο. β) Αν φρέσκο βούτυρο έχει 80% λιπαρές ύλες, 18% υγρασία και 2% άλλες μη επικίνδυνες ύλες, θεωρείται ότι έχει κανονική (νόμιμη) σύσταση.

## II. Ποιοτική ανάλυση

● **Πειράματα ποιοτικής ανάλυσης.** Μέ την ποιοτική ανάλυση λέμε πώς κάνουμε «άνιχνευση» (ανάκαλιξη) των διαφόρων συστατικών μίας ουσίας.

● **Άνιχνευση διοξειδίου του άνθρακα.** Όταν διοξείδιο του άνθρακα επιδράσει σε ένα αντιδραστήριο που λέγεται «καθαρό άσβεστόνερο», σχηματίζεται ένα άσπρο ίζημα, που λέγεται άνθρακικό άσβεστο. Με ένα σωληνάκι φυσάμε μέσα σε καθαρό άσβεστόνερο. Θολώνει. Αυτό σημαίνει ότι στα αέρια της έκπνοής περιέχεται και διοξείδιο του άνθρακα. (Σχ. 4).

● **Άνιχνευση θείου στο γαληνίτη.** Ο γαληνίτης, ένα όρυκτο που βρίσκεται και στη χώρα μας, αποτελείται από θείο και μόλυβδο. Αν επιδράσουμε σε γαληνίτη με υδροχλωρικό όξύ σχηματίζεται δύσομο αέριο, το υδρόθειο (έχει όσμη χαλασμένου αυγού). Ο σχηματισμός του υδρόθειου δείχνει πώς στο γαληνίτη περιέχεται και θείο. (Σχ. 5).

● **Άνιχνευση χλωρίου στο μαγειρικό άλατι.** Το μαγειρικό άλατι αποτελείται από δυο συστατικά, όπως θα δούμε αργότερα, από χλώριο κι από νάτριο. Γι' αυτό και λέγεται χλωριούχο νάτριο. Αν στο νερό ενός ποτηριού υπάρχει έστω και ένας κόκκος άλατι, και ρίξουμε λίγες σταγόνες διάλυμα νιτρικού αργύρου, σχηματίζεται λευκό ίζημα από χλωριούχο άργυρο. Αυτό δείχνει πώς στο άλατι υπάρχει χλώριο. (Σχ. 6).

● **Πυροχημικές ανιχνεύσεις.** Η πυροχημική ανιχνευση μίας ουσίας γίνεται με τη βοήθεια φλόγας, που μπορεί να είναι φλόγα υγραερίου. (Σχ. 7).

● **Άνιχνευση νατρίου στο μαγειρικό άλατι.** Μέ την άκρη ενός σύρματος από πλατίνα ή με ένα



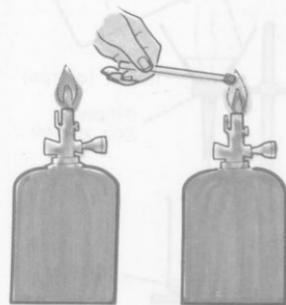
Σχ. 4. Το αέριο διοξείδιο του άνθρακα θολώνει το άσβεστόνερο.



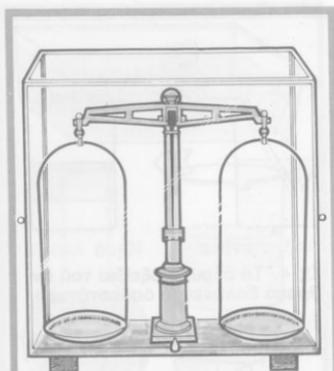
Σχ. 5. Επίδραση υδροχλωρικού όξος σε γαληνίτη.



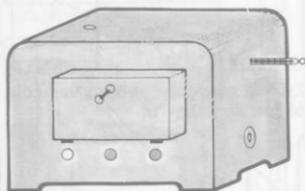
Σχ. 6. Επίδραση νιτρικού αργύρου σε άλατόνερο.



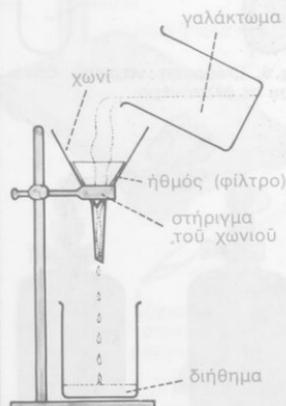
Σχ. 7. Πυροχημική ανάλυση.



Σχ. 8. Χημικός ζυγός.



Σχ. 9. Ηλεκτρικό Ξηραντήριο.



Σχ. 10. Διήθηση.

ειδικό ραβδάκι από οξείδιο μαγνησίου παίρνουμε έναν κόκκο μαγειρικού αλατιού και τον φέρνουμε στη γαλάζια φλόγα του υγραερίου. Η φλόγα χρωματίζεται έντονα κίτρινη. Ο χρωματισμός αυτός οφείλεται σε άτμούς του νατρίου. Αυτό δείχνει πώς στο αλάτι υπάρχει και νάτριο.

● **Ανίχνευση Καλίου και χαλκού.** Αν αντί για μαγειρικό αλάτι (χλωριούχο νάτριο), χρησιμοποιήσουμε άλλη ουσία π.χ. χλωριούχο κάλιο ή θειϊκό χαλκό (γαλαζόπετρα) ή φλόγα θα γίνει κοκκινωπή με τό κάλιο και πράσινη με τό χαλκό.

Αρκετές ουσίες, ιδιαίτερα μέταλλα, ανιχνεύονται με πυροχημικές μεθόδους.

### III. Ποσοτική ανάλυση

Βασικό όργανο για την ποσοτική ανάλυση είναι ο συνηθισμένος «χημικός ζυγός», πού μαυτόν μετράμε μάζα μέχρι 0,0001 του γραμμαρίου. Υπάρχουν ζυγοί και για πολύ μικρότερες μάζες. (Σχ. 8).

● **Πείραμα ποσοτικής ανάλυσεως. Εύρεση τών αδιάλυτων συστατικών χώματος.** Ζυγίζουμε 10 γραμμάρια χώμα, πού πριν τό βάλαμε σε «ξηραντήριο», ώστε νά χάσει όλη του την ύγρασία. (Σχ. 9). Ρίχνουμε αυτό τό ξηρό χώμα σε νερό. Ένα μέρος του διαλύεται. Μετά τό φιλτράρουμε (τό διηθοούμε). Τά στερεά αδιάλυτα συστατικά μένουν στό φίλτρο (ήθμό). (Σχ. 10). Ξηραίνουμε τόν ήθμό και τό ίζημα (στό ξηραντήριο), ώστε νά φύγει όλη ή ύγρασία, ζυγίζουμε, αφαιρούμε τή μάζα του ήθμου πού τόν είχαμε προζυγίσει και βρίσκουμε τήν ποσότητα του χώματος πού δέ διαλύθηκε. Έστω πώς βρήκαμε ότι έμειναν 9 γραμμάρια. Από 10 γραμ. ξηρό χώμα πήραμε 9 γραμ. αδιάλυτα συστατικά, από 100 γραμ. ξηρό χώμα πήραμε X γραμ. αδιάλυτα συστατικά. Εύκολα βρίσκουμε λοιπόν πώς τά αδιάλυτα συστατικά είναι, γι αυτό τό χώμα 90%.

Ένα τέτοιο άποτέλεσμα μπορεί νά ένδιαφέρει τούς γεωπόνους, τούς έδαφολόγους κτλ. Γενικά, πολλοί έπιστήμονες με διάφορες ειδικότητες, όπως γιατροί, μηχανικοί, έγκληματολόγοι, αρχαιολόγοι κτλ. χρησιμοποιούν τά άποτελέσματα τών χημικών ανάλυσεων.

Σήμερα χρησιμοποιούνται και αυτόματα όργανα ανάλυσεων. Τέτοια στάλθηκαν και στον Άρη γιά νά γίνει εξέταση του έδαφου του.

## ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Στά χημικά εργαστήρια υπάρχουν διάφορες συσκευές, όργανα και αντιδραστήρια. Μέ αυτά γίνονται οι χημικές αναλύσεις, που είναι είτε ποιοτικές (άνιχνεύσεις) είτε ποσοτικές. Για την ανίχνευση της κάθε ουσίας χρησιμοποιούμε ειδική μέθοδο. Π.χ. για την ανίχνευση διοξειδίου του άνθρακα χρησιμοποιούμε καθαρό άσβεστόνερο.

Στις πυροχημικές μεθόδους ανάλυσεως χρησιμοποιούμε για την ανίχνευση διαφόρων ουσιών τη φλόγα ύγραερίου.

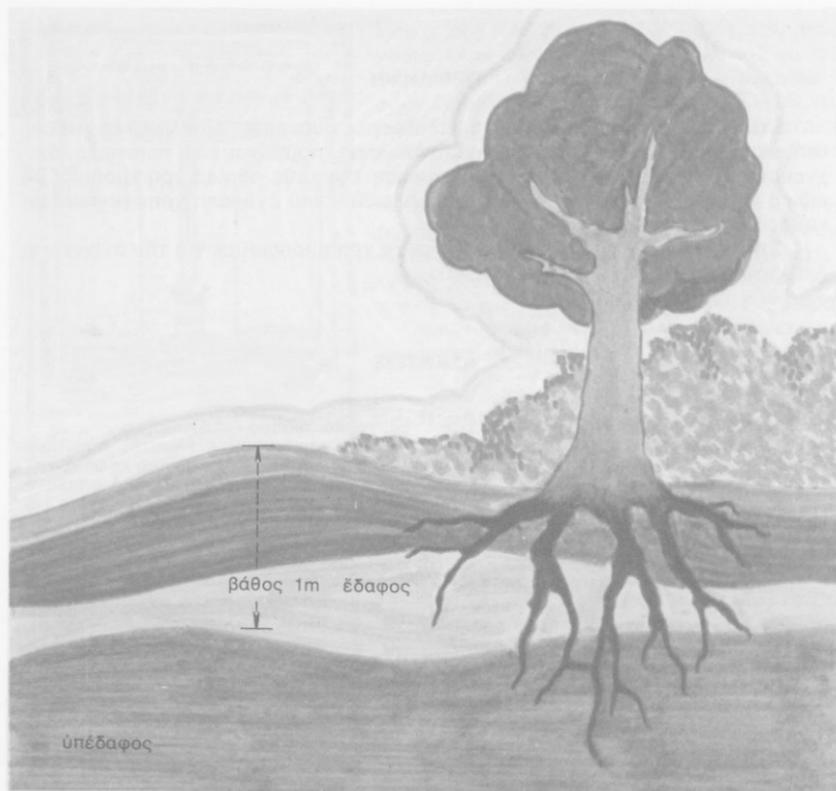
## ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Όταν σε ένα δοκτικό του ψευδάργυρου, που λέγεται σφαλερίτης, ρίξουμε υδροχλωρικό οξύ, σχηματίζεται υδροθείο. Τί συμπέρασμα βγάξετε;

2. Η φλόγα του ύγραερίου παίρνει μία κίτρινη απόχρωση, όταν θερμαίνουμε σαύτη γυαλί. Σάν συστατικό του γυαλιού υπάρχει νάτριο, κάλιο ή χαλκός;

3. Ξεχωρίστε, με οργανοληπτικό έλεγχο, χαλκό, σίδηρο και άλουμνιο.

4. Όταν κάψουμε κλωστές από μάλλινο ύφασμα, μυρίζουν σαν να κάψαμε τρίχα. Όταν κάψουμε κλωστές από βαμβάκι, μυρίζουν σαν να κάψαμε χαρτί. Κάψτε και μυρίστε τρία και χαρτί. Ύστερα κάψτε διάφορα νήματα (κλωστή από κουβαρίστρα, νήμα από πουλόβερ κτλ.) μέχρι που να βρήτε και βαμβακερό και μάλλινο νήμα.



Σχ. 1. Έδαφος και υπέδαφος.

### 3<sup>ο</sup> ΜΑΘΗΜΑ

Η ΧΗΜΕΙΑ ΚΑΙ ΤΟ ΦΥΣΙΚΟ ΠΕΡΙΒΑΛΛΟΝ

#### Ι. ΕΔΑΦΟΣ

#### ΜΙΓΜΑΤΑ – ΔΙΑΧΩΡΙΣΜΟΣ ΣΥΣΤΑΤΙΚΩΝ ΜΙΓΜΑΤΟΣ

● **Τό φυσικό περιβάλλον.** Τό φυσικό περιβάλλον μας αποτελείται από α) τό έδαφος, β) τόν άέρα, καί γ) τό νερό στίς διάφορες καταστάσεις του. Σαυτό άναπτύχθηκε ή ζωή σ' αυτό ζει ό άνθρωπος καί σ' αυτό έφτιαξε τόν πολιτισμό του.

Στό έδαφος άναπτύσσονται τά φυτά, κινούνται τά ζώα, κτίζονται σπίτια κτλ. Άπό τό

ἔδαφος προμηθευόμαστε ἄμεσα ἢ ἔμμεσα τίς τροφές καί τά ρούχα μας, τά μέταλλα κτλ. Χωρίς ἀέρα καί χωρίς νερό εἶναι ἀδύνατο νά υπάρξει ζωή. Ἔτσι θάρῃσουμε τή μελέτη τῆς Χημείας ἐρευνώντας πρῶτα τό φυσικό περιβάλλον μας, τό ἔδαφος, τόν ἀέρα, τό νερό.

● **Τό ἔδαφος** εἶναι ἓνα εἶδος «ἐπιδερμίδας» τῆς Γῆς. Σχηματίστηκε μέ τήν κατάθρυψη τῶν πέτρινων συστατικῶν τῆς κ' ἀποτελεῖται ἀπό διάφορα ὕλικά σώματα (πέτρες, ἄμμο, πηλό, σάπια φύλλα, νερό ἀκόμη κ' ἀέρα). Κάτω ἀπ' τό ἔδαφος ὑπάρχει τό **ὑπέδαφος** λιγότερο ἀποσαθρωμένο καί περισσότερο συμπαγές ἀπ' τό ἔδαφος. (Σχ. 1).

● **Μίγματα. Πείραμα 1°.** Σέ μιά φιάλη πού χωράει 1-2 λίτρα, ρίχνουμε 2-3 χούφτες χῶμα, τή γεμίζουμε νερό, τήν ἀνακινούμε καλά καί τήν ἀφίουμε νά ἡρεμήσει (Σχ. 2). Πρῶτα θά κατακαθίσουν τά βαρύτερα συστατικά ἀπ' τό χῶμα, μετὰ τά ἐλαφρότερα, ἐνῶ μερικά ἄλλα συστατικά του θά διαλυθοῦν στό νερό.

Τά σώματα πού, ὅπως τό χῶμα, ἀποτελοῦνται ἀπό διάφορα συστατικά, ἀπό διάφορες οὐσίες, τά λέμε **μίγματα**.

**Πείραμα 2°.** Φτιάχνουμε μίγμα ἀνακατεύοντας καλά σιδηρόσκονη καί θειάφι. Μέ τό μάτι διακρίνουμε ὅτι μέσα στό μίγμα ἡ σιδηρόσκονη ἔμεινε σιδηρόσκονη καί τό θειάφι ἔμεινε θειάφι. Ἄν ἀνακατέψουμε τό μίγμα μέ ἓνα μαγνήτη, τραβᾶμε καί ξεχωρίζουμε τή σιδηρόσκονη ἀπ' τό θειάφι (Σχ. 3).

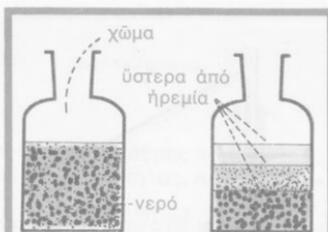
**Πείραμα 3°.** Ρίχνουμε λίγη σκόνη κιμωλίας σέ νερό. Μέ φίλτράρισμα (διήθηση) ξεχωρίζουμε τήν κιμωλία ἀπ' τό νερό (Σχ. 4).

**Πείραμα 4°.** Διαλύουμε λίγο ἀλάτι φαγητοῦ σέ νερό. Τό ἀλάτι δέ φαίνεται, γιατί σκορπίστηκε μέσα στό νερό σέ πολύ μικρά σωματίδια. Ἐῶσε ὅμως στό νερό τήν ἄλυμρή του γεύση. Μέ ἀπόσταξη ξεχωρίζουμε τό ἀλάτι ἀπ' τό νερό (Σχ. 5).

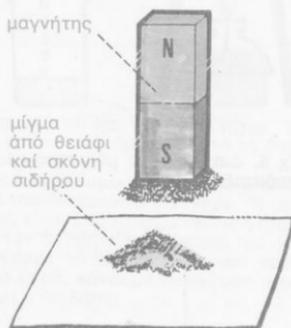
– Σέ ὅλες τίς πύ πάνω περιπτώσεις, πού ἀνακατέψαμε τίς διάφορες οὐσίες, φτιάξαμε μίγματα κι ὕστερα ξεχωρίσαμε τά συστατικά τους.

– Μέ προσεκτικότερη παρατήρηση βγάζουμε γιά τά μίγματα τά παρακάτω συμπεράσματα:

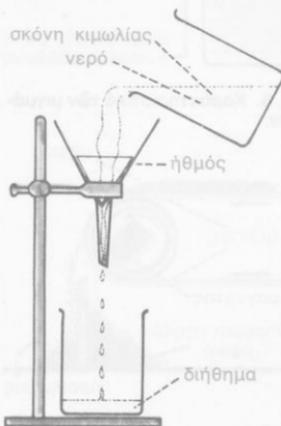
1. Ἡ ἀνάμιξη τῶν διαφόρων συστατικῶν στά



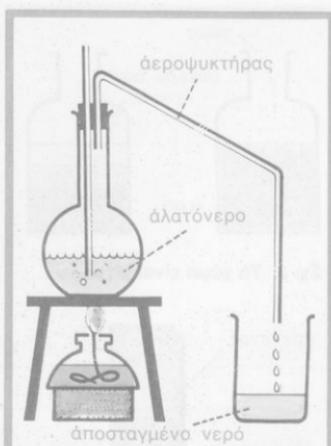
Σχ. 2. Τό χῶμα εἶναι μίγμα.



Σχ. 3. Διαχωρισμός μίγματος μέ μαγνήτη.



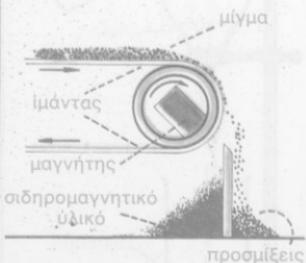
Σχ. 4. Διαχωρισμός μέ διήθηση.



Σχ. 5. Διαχωρισμός μίγματος με απόσταξη.



Σχ. 6. Χαρακτηριστικά των μιγμάτων.



Σχ. 7. Μαγνητική διαλογή στη Βιομηχανία.

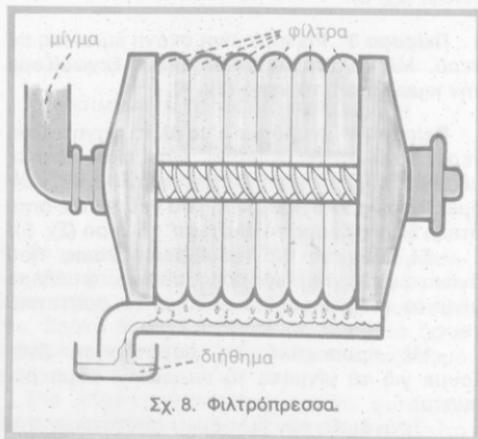
μίγματα μπορεί να γίνει με όποιεσδήποτε αναλογίες.

2. Το κάθε συστατικό κρατάει τις ιδιότητές του και μέσα στο μίγμα, αμετάβλητες.

3. Τα συστατικά του μίγματος ξεχωρίζονται εύκολα με μεθόδους όπως η μαγνήτιση, η διήθηση, ή απόσταξη, που τις λέμε «φυσικές μεθόδους». (Σχ. 6).

● **Τρόποι για να ξεχωρίσουμε τα συστατικά μίγματος.** Τις παραπάνω μεθόδους (μαγνήτιση, διήθηση, απόσταξη) κατάλληλα τροποποιημένες ώστε να μπορούμε να επεξεργαστούμε μίγματα σε μεγάλες ποσότητες, τις χρησιμοποιούμε και στη Βιομηχανία. Π.χ. α) **Η μαγνητική διαλογή** γίνεται με μεγάλους ηλεκτρομαγνήτες, που τραβούν μέσα απ' τα μίγματα όσα υλικά μαγνητίζονται. (Σχ. 7). Χρησιμοποιούνται για τον διαχωρισμό μαγνητικών ορυκτών κ.ά. β) **το φιλτράρισμα** γίνεται με μεγάλα πολλαπλά φίλτρα και μάλιστα σε πολλές περιπτώσεις το υγρό περνάει μέσα απ' αυτά με πίεση (φιλτρόπρεσσοι). Χρησιμοποιούνται για να φύγουν θολώματα από κρασιά, ποτά κτλ. (Σχ. 8). γ) **την απόσταξη** τη χρησιμοποιούμε για να ξεχωρίσουμε τα διάφορα συστατικά του φυσικού πετρελαίου (βενζίνη, πετρέλαιο, ορυκτέλαιο κτλ.), στις βιομηχανίες οίνοπνεύματος κτλ.

Έκτός απ' τις πιο πάνω μεθόδους, υπάρχουν και πολλές άλλες εργαστηριακές ή βιομηχανικές, όπως η φυγοκέντρωση, ή εκχύλιση, ή επίπλευση, ή χρωματογραφία κ.ά.



Σχ. 8. Φιλτρόπρεσσα.

## ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Τό φυσικό περιβάλλον μας τό άποτελοϋν τό έδαφος, ό άέρας καί τό νερό.

Τό έδαφος είναι μίγμα από διάφορα συστατικά (άμμος, πηλός, πέτρες, ύπολείμματα ζωικών καί φυτικών οργανισμών κτλ.).

Μίγμα είναι σώμα πού άποτελείται από διαφορετικές οϋσίες σέ τυχαίες αναλογίες. Τό κάθε συστατικό τοϋ μίγματος κρατάει τίς ιδιότητες του καί μέσα στο μίγμα. Τά συστατικά τοϋ μίγματος μπορούμε νά τά ξεχωρίσουμε μέ φυσικές μεθόδους, όπως είναι ή διήθηση, ή άπόσταξη, ή μαγνήτιση κ.ά.

## ΑΣΚΗΣΕΙΣ

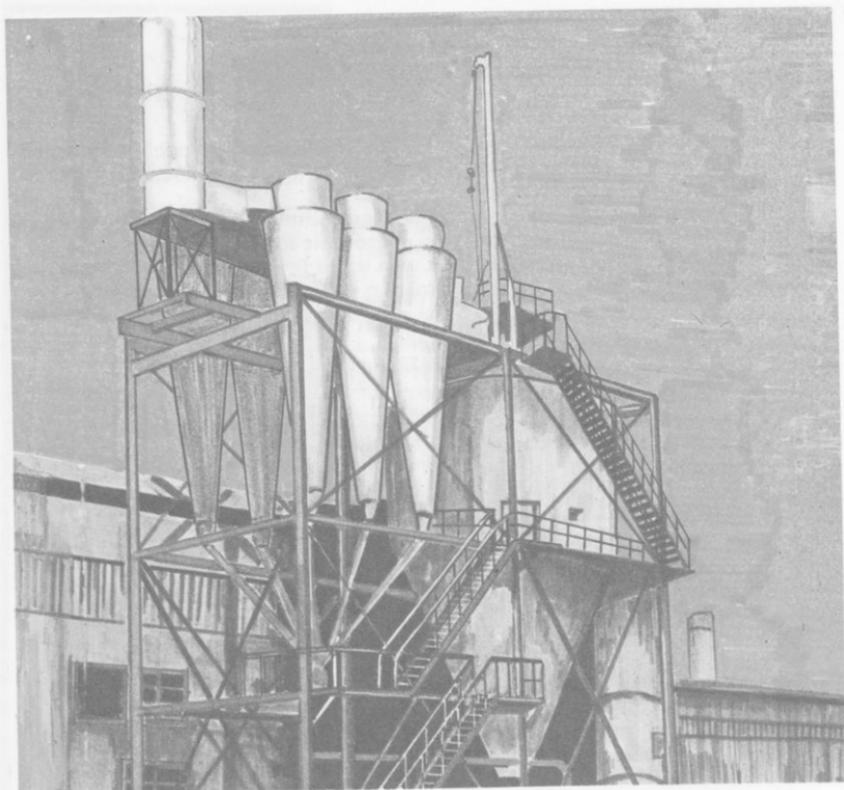
1. Νά βρείτε τρία μίγματα καί προτείνετε τρόπους διαχωρισμού τών συστατικών τους.

2. Φροντίστε νά μάθετε τί είναι ή μέθοδος διαχωρισμού συστατικών μίγματος πού λέγεται «έπίπλευση» καί πού κυρίως χρησιμοποιείται.

3. Άν διαλύσουμε τελείως λίγη ζάχαρη σέ νερό σχηματίζεται ένα μίγμα. Άν ανακατέψουμε ζάχαρη μέ καφέ (χωρίς νά ρίξουμε

νερό) σχηματίζεται καί πάλι ένα μίγμα. Τί διαφορές βρίσκετε ανάμεσα σαυτά τά δυό είδη μιγμάτων;

4. Όταν βράζουμε τσάι, μερικά άπ' τά συστατικά του διαλύονται στο νερό. Η μέθοδος αύτή είναι άπόσταξη, εκχύλιση ή διήθηση; Όταν σερβίρουμε τό τσάι, γιά νά άπομακρύνουμε τά φυλλαράκια τοϋ τσαγιού άπ' τό υγρό, κάνουμε επίπλευση, φυγοκέντρηση ή διήθηση;

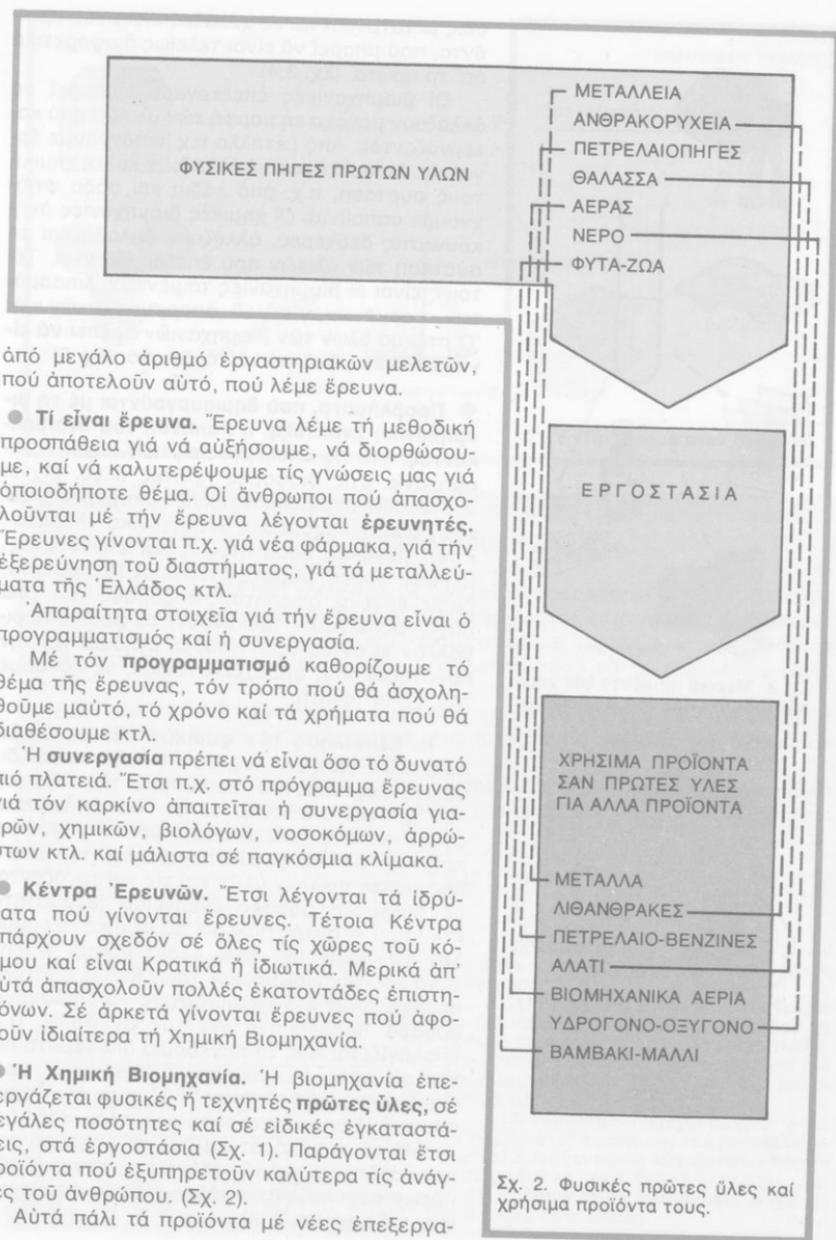


Σχ. 1. Έργοστάσιο.

#### 4° ΜΑΘΗΜΑ

### ΕΠΙΣΤΗΜΟΝΙΚΗ ΕΡΕΥΝΑ – ΧΗΜΙΚΗ ΒΙΟΜΗΧΑΝΙΑ

● **Η αύξηση της γνώσεως.** Η αύξηση της γνώσεως γίνεται σήμερα με τόσο γρήγορο ρυθμό, ώστε μιλάμε για «έκρηξη της γνώσεως». Τα βιβλία π.χ. που εκδόθηκαν τό 1973 για τα πλαστικά υλικά, γεμίζουν πέντε φορτηγά αυτοκίνητα. Πρίν όμως από 50 χρόνια δέν ξέραμε τίποτε, σχεδόν, για τα πλαστικά υλικά. Η άλματώδης αυτή αύξηση της γνώσεως προέκυψε από τήν οργανωμένη και συστηματική προσπάθεια του ανθρώπου. Έτσι π.χ. ή γνώση της ραδιενεργείας και των αποτελεσμάτων της προέκυψε



Σχ. 2. Φυσικές πρώτες ύλες και χρήσιμα προϊόντα τους.

από μεγάλο αριθμό εργαστηριακών μελετών, που αποτελούν αυτό, που λέμε έρευνα.

● **Τί είναι έρευνα.** Έρευνα λέμε τη μεθοδική προσπάθεια για να αυξήσουμε, να διορθώσουμε, και να καλυτερέψουμε τις γνώσεις μας για οποιοδήποτε θέμα. Οί άνθρωποι που άπασχολούνται με την έρευνα λέγονται **έρευνητές**. Έρευνες γίνονται π.χ. για νέα φάρμακα, για την εξερεύνηση του διαστήματος, για τά μεταλλεύματα της Ελλάδος κτλ.

Άπαραίτητα στοιχεία για την έρευνα είναι ό προγραμματισμός και ή συνεργασία.

Μέ τόν **προγραμματισμό** καθορίζουμε τό θέμα της έρευνας, τόν τρόπο που θά άσχοληθούμε μαυτό, τό χρόνο και τά χρήματα που θά διαθέσουμε κτλ.

Ή **συνεργασία** πρέπει να είναι όσο τό δυνατό πιο πλατειά. Έτσι π.χ. στο πρόγραμμα έρευνας για τόν καρκίνο άπαιτείται ή συνεργασία γιατρών, χημικών, βιολόγων, νοσοκόμων, άρρώστων κτλ. και μάλιστα σε παγκόσμια κλίμακα.

● **Κέντρα Έρευνών.** Έτσι λέγονται τά ιδρύματα που γίνονται έρευνες. Τέτοια Κέντρα υπάρχουν σχεδόν σε όλες τίσ χώρες του κόσμου και είναι Κρατικά ή ιδιωτικά. Μερικά άπ' αυτά άπασχολούν πολλές έκατοντάδες έπιστημόνων. Σε άρκετά γίνονται έρευνες που άφορούν ιδιαίτερα τη Χημική Βιομηχανία.

● **Ή Χημική Βιομηχανία.** Ή βιομηχανία έπεξεργάζεται φυσικές ή τεχνητές **πρώτες ύλες**, σε μεγάλες ποσότητες και σε ειδικές έγκαταστάσεις, στα εργοστάσια (Σχ. 1). Παράγονται έτσι προϊόντα που εξυπηρετούν καλύτερα τίσ ανάγκες του ανθρώπου. (Σχ. 2).

Αυτά πάλι τά προϊόντα με νέες έπεξεργα-



Σχ. 3. Μερικά προϊόντα της χημικής Βιομηχανίας του λιθάνθρακα.

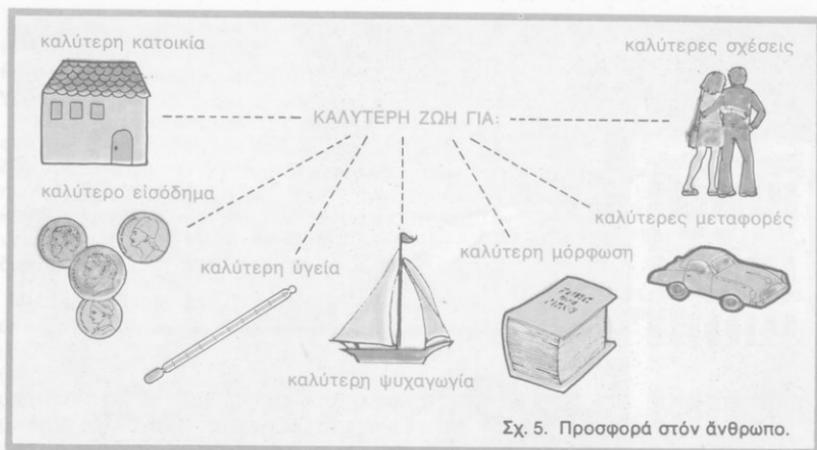
Σχ. 4. Πρώτη ύλη για τό γυαλί.

σίες μετατρέπονται σε χηλίδες άλλα νέα προϊόντα, πού μπορεί νά είναι τελείως διαφορετικά άπ' τά πρώτα. (Σχ. 3, 4).

Οί βιομηχανικές έπεξεργασίες μπορεί νά αλλάζου μονάχα τή μορφή τών υλικών πού κατεργάζονται. Άπό μέταλλα π.χ. φτιάχνουμε έργαλεία. Μπορεί όμως νά αλλάζου καί τή χημική τους σύσταση, π.χ. άπό λάδια καί σόδα φτιάχνουμε σαπουνία. Οί **χημικές βιομηχανίες** άνήκουν στίς δεύτερες, αλλάζου δηλαδή καί τή σύσταση τών υλικών πού έπεξεργάζονται. Τέτοιες είναι οί βιομηχανίες τσιμέντων, λιπασμάτων, φαρμάκων, γυαλιού, άπορρυπαντικών κ.ά. Ό στόχος όλων τών βιομηχανιών **πρέπει νά είναι καλύπτερη ζωή για τόν άνθρωπο.** (Σχ. 5).

● **Προβλήματα, πού δημιουργούνται μέ τή βιομηχανική ανάπτυξη. I. Ρύπανση του περιβάλλοντος.** Μέ τίς έπεξεργασίες πού κάνει ή Βιομηχανία στίς διάφορες πρώτες ύλες, ρίχνει στό φυσικό περιβάλλον πολλές βαβερές χημικές ουσίες (καυσαέρια, βιομηχανικά «λύματα» κτλ.), μεγάλες ποσότητες ή καί επικίνδυνες, μερικές φορές, μορφές ενέργειας (θερμότητα, ραδιενέργεια), άφώρητους θορύβους κτλ. Όλα αυτά «ρυπαίνουν» (μολύνου) τό φυσικό περιβάλλον κι άν δέ φροντίσουμε έγκαира για τήν προστασία του, ύπάρχει κίνδυνος νά κάνουμε τή Γη άκατοίκητη.

**II. Έξάντληση τών φυσικών πόρων.** Οί βιομηχανίες για νά καλύψου τίς άνάγκες του διαρκώς αύξανόμενου πληθυσμού τής Γής (σέ 100 χρόνια ύπολογίζεται ότι θά έπαπασιασθεί καί τής «ύπερκαταναλώσεως» άγαθών, παίρνου άπό τό φυσικό περιβάλλον τεράστιες ποσότητες πρώτων ύλών καί τίς κατεργάζονται μέ διάφορες μορφές ενέργειας (θερμότητα κτλ.) πού κι αυτές πάλι άπ' τό φυσικό περιβάλλον τίς παίρνου. Έτσι έξαντλούνται επικίνδυνα οί «Φυσικοί πόροι» τής Γής. Η σπατάλη πρώτων ύλών ενέργειας άρχισε νά δημιουργεί σοβαρά προβλήματα για τόν άνθρωπο. Π.χ. ύπολογίζεται πώς τά παγκόσμια άποθέματα πετρελαίου φτάνου μονάχα για 40-50 άκόμη χρόνια. Μπαίνει τό έρώτημα: Τί θά γίνει όταν άρχίσου νά έξαντλούνται οί φυσικοί πόροι τής Γής; Μέ τά προβλήματα αυτά, τή ρύπανση του περιβάλλοντος καί τήν έξάντληση τών φυσικών πόρων άσχολούνται ομάδες ειδικών έπιστημόνων, σέ παγκόσμια κλίμακα.



## ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Η άλματώδης αύξηση της γνώσεως, που είναι χαρακτηριστικό γνώρισμα της εποχής μας, δημιούργησε την ανάγκη οργανώσεως της επιστημονικής έρευνας.

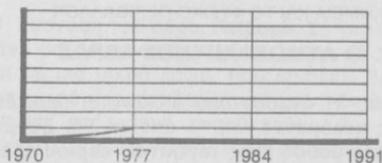
Με την έρευνα αυξάνουμε και καλύτερεύουμε τις γνώσεις μας. Για την έρευνα απαιτείται προγραμματισμός, κατάλληλα μέσα και συνεργασία μεταξύ των έρευνητών.

Η βιομηχανία επεξεργάζεται φυσικές ή τεχνητές πρώτες ύλες σε διάφορα εργοστάσια και παράγει προϊόντα που εξυπηρετούν τις ανάγκες του ανθρώπου (φάρμακα, λιπάσματα, χαρτί, τσιμέντα κτλ.).

Η βιομηχανική ανάπτυξη και η υπερκατανάλωση δημιούργησαν δυό σοβαρά προβλήματα για τον άνθρωπο, τη ρύπανση του περιβάλλοντος και τον κίνδυνο εξαντλήσεως των φυσικών πόρων.

## ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Η UNESCO ανακοίνωσε ότι η γνώση των ανθρώπων στις θετικές επιστήμες, κάθε έπτά χρόνια, διπλασιάζεται. Συμπληρώστε την πιό κάτω γραφική παράσταση έτσι ώστε να εκφράζει αυτή την πληροφορία από τό 1970 μέχρι τό 1991.



2. Είναι αναγκαία ή γνώση ξένων γλωσσών για τούς έρευνητές-επιστήμονες ή όχι; Γιατί;

3. Η Βιομηχανία βοηθάει τόν άνθρωπο να ζει καλύτερα, να τρώει καλύτερα, να μορφώνεται καλύτερα, να ντύνεται καλύτερα, να αντιμετωπίζει τις αρρώστιες πιό αποτελεσματικά. Νά βρείτε από ένα παράδειγμα για κάθε περίπτωση.

4. Τι νομίζετε ότι μπορεί νά γίνει 1) για νά περιοριστεί ή ρύπανση του περιβάλλοντος και 2) ή εξάντληση των φυσικών πόρων α) σέ διεθνή κλίμακα, β) από τό Κράτος μας, γ) άπ' τούς μαθητές του σχολείου σου, δ) από έσένα προσωπικά;



Σχ. 1. 'Ο αέρας στις πόλεις δέν είναι πάντοτε καθαρός.

## 5<sup>ο</sup> ΜΑΘΗΜΑ

Η ΧΗΜΕΙΑ ΚΑΙ ΤΟ ΦΥΣΙΚΟ ΠΕΡΙΒΑΛΛΟΝ

### II. Ο ΑΤΜΟΣΦΑΙΡΙΚΟΣ ΑΕΡΑΣ

● **Γενικά.** 'Η ατμόσφαιρα απλώνεται μερικές δεκάδες χιλιόμετρα επάνω από τη Γη. Ζούμε λοιπόν στο βάθος ενός τεράστιου αέριου ωκεανού, πού σκεπάζει τη Γη μας.

Ο αέρας είναι υλικό σώμα και σαν τέτοιο έχει όγκο και μάζα. Ένα λίτρο αέρα, κοντά στην επιφάνεια της Θάλασσας ζυγίζει περίπου 1,3 γραμμάρια. (Σχ. 2).

Ο αέρας είναι όπως όλα τα αέρια, σώμα ρευστό, χύνεται δηλαδή και παίρνει το σχήμα του δοχείου που θά τον βάλουμε. Είναι ακόμη συμπιεστός και ελαστικός. Με πίεση δηλαδή μικραίνει ο όγκος του (= συμπιεστός (Σχ. 3α). Ξαναπαίρνει όμως, από μόνος του, τις αρχικές διαστάσεις του (= ελαστικός Σχ. 3β).

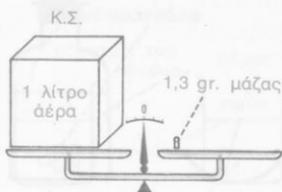
● **Ατμοσφαιρική πίεση.** Τήν ατμόσφαιρα τη συγκρατεί ο πλανήτης μας και τήν παρασύρει μαζί του, γιατί τήν έλκει προς τό κέντρο του (βαρύτητα). Έτσι ο αέρας αποκτά βάρος και μαυτό εξασκεί μιά πίεση, πού τή λέμε ατμοσφαιρική πίεση. Σάν μονάδα πιέσεως παίρνουμε τή φυσική ατμόσφαιρα (Atm), πού είναι ή δύναμη πού άσκει μιά στήλη τής ατμόσφαιρας σέ επιφάνεια ενός τετραγωνικού έκατοστομέτρου, κοντά στην επιφάνεια τής θάλασσας.

● **Θερμομετρική κλίμακα.** Για τή μέτρηση θερμοκρασιών μεταχειριζόμαστε τήν κλίμακα Κελσίου, πού τό 0°C αντιστοιχεί στή θερμοκρασία πήξεως του καθαρού νερού και τό 100°C αντιστοιχεί στή θερμοκρασία του βρασμού του, όταν ή πίεση, και στίς δυό περιπτώσεις, είναι μιά ατμόσφαιρα.

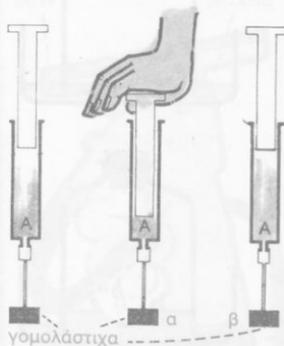
**Κανονικές συνθήκες.** Όταν ή πίεση είναι 1 ατμόσφαιρα και ή θερμοκρασία 0°C, λέμε πώς έχουμε κανονικές συνθήκες.

● **Ο αέρας διαστέλλεται με τή θέρμανση. Πείραμα.** Σέ φιάλη του λίτρου βάζουμε μέχρι τή μέση χρωματισμένο νερό. Τήν κλείνουμε καλά με λαστιχένιο πώμα τρυπημένο (Σχ. 4). Στο πώμα περνάμε ένα λεπτό σωληνάκι πού βυθίζεται μέσα στο νερό. Άκουμπάμε τίς παλάμες μας στά τοιχώματα τής φιάλης, στο μέρος πού έχει αέρα. Ο αέρας τής φιάλης ζεσταίνεται, διαστέλλεται, πιέζει τό νερό και τά αναγκάζει νά ανέβει στο σωληνάκι.

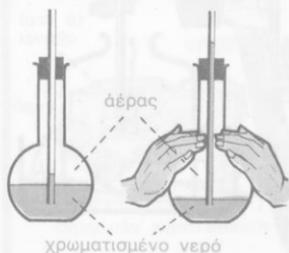
● **Σύσταση του αέρα. Πείραμα.** Σέ γυάλινη λεκάνη βάζουμε νερό, περίπου μέχρι τό 1/3 τής και σέ μιά μικρή κάψα, πού επιπλέει βάζουμε ένα μικρό κομμάτι διηθητικό χαρτί διπλωμένο. Έπάνω στο χαρτί τοποθετούμε ένα μικρό, πρόσφατα κομμένο και καλά στεγνωμένο κομματάκι φωσφόρο. Σκεπάζουμε τήν κάψα με γυ-



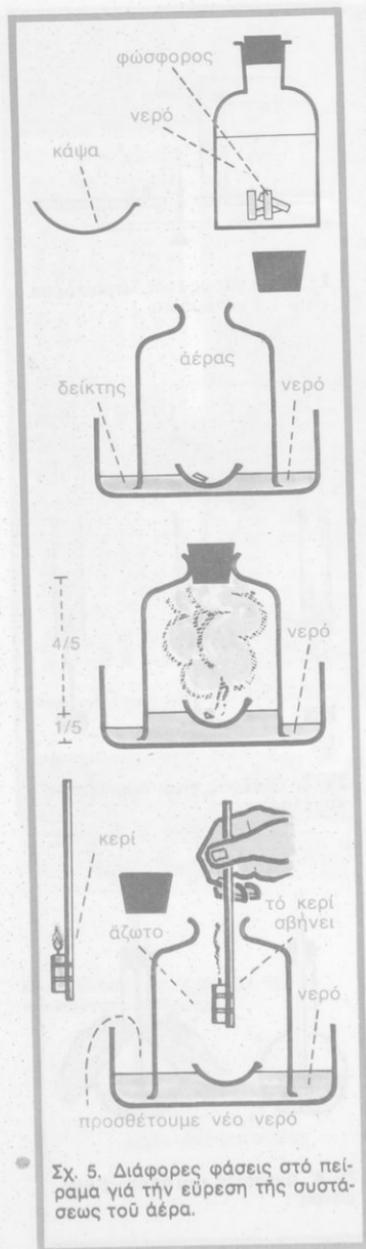
Σχ. 2. Τό βάρος ενός λίτρου αέρα είναι 1,3 γραμμάρια.



Σχ. 3. Ο αέρας είναι συμπιεστός και ελαστικός.



Σχ. 4. Διαστολή του αέρα με θέρμανση.



Σχ. 5. Διάφορες φάσεις στο πείραμα για την εύρεση της σύστασης του αέρα.

άλινο κώδωνα ανοικτό από άπάνω. Από τό στόμιο του κώδωνα περνάμε ένα καυτό σύρμα και τό άκουμπάμε στο φωσφόρο, πού ανάβει. Βγάζουμε τό σύρμα και κλείνουμε τό στόμιο. Ή καύση συνεχίζεται. Ο φωσφόρος ένώνεται μέ ένα άπ' τά συστατικά του άέρα και σχηματίζει μαζί του άσπρο καπνό (πεντοξειδίο του φωσφόρου), πού διαλύεται μέσα στο νερό.

Ξέ λίγο, λόγω έξαντλήσεως του συστατικού του άέρα, πού ένώθηκε μέ τό φωσφόρο, σταματάει ή καύση και τό νερό άνεβαίνει μέσα στον κώδωνα και καταλαμβάνει τά 1/5 του. Τό συστατικό του άέρα πού ένώθηκε μέ τό φωσφόρο και τή θέση του τήν πήρε τό νερό τό λέμε «όξυγόνο». Τό συστατικό του άέρα πού έμεινε τό λέμε «άτμοσφαιρικό άζωτο». Ο όγκος του όξυγόνου είναι 1/5 και του άζώτου 4/5 του συνολικού όγκου του άέρα. Χύνουμε στη λεκάνη νερό, μέχρι πού νά έρθει στην ίδια στάθμη μέσα και έξω άπ' τόν κώδωνα. Βγάζουμε τό πώμα, βάζουμε μέσα στον κώδωνα ένα αναμμένο κέρι και βλέπουμε πώς σβύνει. Τό άζωτο δέ συντηρεί τήν καύση. Ο άέρας είναι λοιπόν μίγμα από 1 όγκο όξυγόνο και 4 όγκους άζωτο (Σχ. 5).

● **Υγροποιημένος άέρας.** Ο άέρας, σέ πολύ χαμηλή θερμοκρασία, (σχεδόν στους 200 βαθμούς κάτω άπ' τό μηδέν) υγροποιείται. Αν αφήσουμε τόν υγροποιημένο άέρα να αποψυχεται πρώτα (στους -190°C περίπου) θά εξαερωθεί τό άζωτο κι ύστερα (στους -180°C περίπου) θά εξαερωθεί τό όξυγόνο. Μέ τή μέθοδο αυτή τής υγροποιήσεως πρώτα και τής «κλασματικής άποστάξεως» μετά, παρασκευάζεται βιομηχανικά τό άζωτο και τό όξυγόνο.

● **Άλλα συστατικά του άέρα.** Ο άέρας περιέχει επίσης:

1. **Ύδρατμούς.** Γιαυτό θαμπώνουν τά τζάμια τό χειμώνα ή σχηματίζονται σταγόνες νερού στις παγωμένες επιφάνειες (Σχ. 6). Η ποσότητα των ύδρατμών στον άέρα (ή υγρασία του) δέν είναι πάντοτε ίδια.

2. **Διοξειδίο του άνθρακα.** Σχηματίζεται μέ τήν άναπνοή των ζώων και των φυτών ή μέ τό κάψιμο διαφόρων ουσιών πού περιέχουν άνθρακα (βενζίνη, ξύλα) κτλ. Αν αφήσουμε ένα ποτήρι μέ καθαρό άσβεστόνερο, για λίγες ώρες, στον άέρα, σχηματίζεται μια άσπρη κρούστα (γιατί;) (Σχ. 6).

3. Περιέχει επίσης, σέ μικρή ποσότητα

(περίπου 1%) διάφορα αέρια, τὰ εὐγενῆ ἢ ἀδρανῆ αέρια, (ἀργό, ἥλιο, νέο, ξένο καί κρυπτό).

4. Περιέχει σκόνες, καπνούς, καυσαέρια κτλ., πού στίς βιομηχανικές περιοχές καί στίς μεγάλες πόλεις εἶναι κάποτε ἐπικίνδυνα αὐξημένα (Σχ. 1).

5. Τέλος περιέχει διάφορους μικροοργανισμούς. Ἀπ' αὐτούς ἄλλοι εἶναι βλαβεροί (παθολόγνα μικρόβια κτλ.) καί ἄλλοι ὠφέλιμοι (ζυμομύκητες πού κάνουν π.χ. ἀπό μούστο κρασί κτλ.), σαπρόφυτα (πού ἀποσυνθέτουν τή νεκρή ὕλη καί ξαναφέρνουν τὰ συστατικά της στή Φύση) κτλ. Ὁ ρόλος τῶν σαπροφύτων, γιά τήν ἰσορροπία στή Φύση εἶναι τεράστιος.

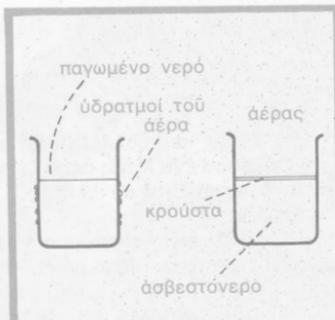
● **Χρησιμότητα τοῦ ἀέρα.** 1) Στήν ἀτμόσφαιρα γίνονται τὰ διάφορα μετεωρολογικά φαινόμενα (βροχή, ἄνεμοι κτλ.).

2) Ἡ ἀτμόσφαιρα φιλτράρει τίς ἀκτίνες τοῦ ἥλιου καί ἀπορροφᾷ μέρος, ἀπ' τίς ἐπικίνδυνες γιά τή ζωή, ὑπεριώδεις ἀκτίνες.

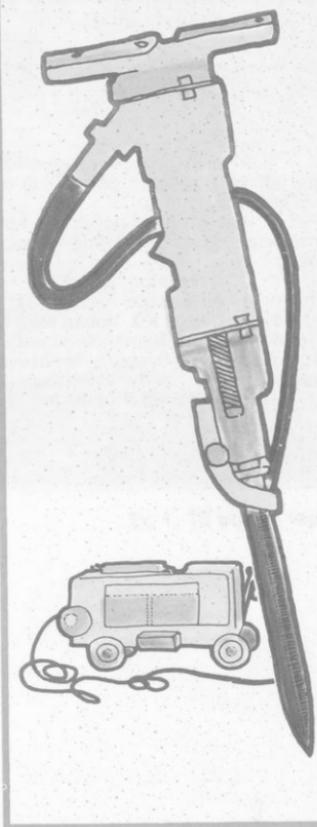
3) Ἐμποδίζει τό χάσιμο, μέ ἀκτινοβολία, τῆς θερμότητας πού δέχεται ἡ Γῆ, τήν ἡμέρα, ἀπό τόν ἥλιο.

4) Χρησιμοποιεῖται σάν κινητήρια δύναμη π.χ. παλαιότερα στά ἰστιοφόρα, στούς ἀνεμόμυλους καί σήμερα, ὀλοένα καί περισσότερο χρησιμοποιεῖται σάν «πεπιεσμένος ἀέρας» γιά τήν κίνηση διαφόρων μηχανημάτων ἢ ἐργαλείων (ἀεροσυμπιεστές κτλ.).

5) Ἀπ' τὰ συστατικά του: α) τό ὀξυγόνο εἶναι ἀπαραίτητο γιά τή ζωή καί τίς καύσεις. β) τό ἄζωτο, εἶναι ἀπαραίτητο γιά τή ζωή (μόλο πού τό ὄνομα του δείχνει τό ἀντίθετο) γιατί περιέχεται σέ ὅλα τὰ λευκώματα, δηλαδή στίς οὐσίες πού ἀποτελοῦν τή ζωντανή ὕλη. Τό ἄζωτο χρησιμοποιεῖται καί γιά νά γίνουν πολλά, μέγλης σημασίας, βιομηχανικά προϊόντα ὅπως: ἄμμωνία, νιτρικό ὀξύ, λιπάσματα, χρώματα, ἐκρηκτικά ὕλικά κ.ἄ. γ) Τὰ εὐγενῆ αέρια χρησιμοποιοῦνται γιά τήν παραγωγή ἐγχρωμοῦ ἠλεκτρικοῦ φωτός (φωτεινές διαφημίσεις κτλ.).



Σχ. 6. Ὁ ἀέρας ἔχει ὕδατμούς καί διοξειδιο τοῦ ἀνθρακα.



Σχ. 7. Ἀεροσυμπιεστής (κομπρεσέρ).

## ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Ο αέρας περιβάλλει τη Γη σε πάχος αρκετών δεκάδων χιλιομέτρων. Κοντά στη Θάλασσα ένα λίτρο αέρα ζυγίζει 1,3 περίπου γραμμάρια. Ο αέρας είναι σώμα ρευστό, συμπιεστό και ελαστικό. Με μικρές μεταβολές θερμοκρασίας διαστέλεται σημαντικά.

Ο αέρας είναι μίγμα από 4 όγκους αζώτου και 1 όγκο οξυγόνου. Περιέχει σε μικρές αναλογίες υδρατμούς, διοξειδίο του άνθρακα, ευγενή αέρια, σκόνη και μικροοργανισμούς.

Σε πολύ χαμηλές θερμοκρασίες ο αέρας υγροποιείται. Με κλασματική απόσπαξη του υγρού αέρα παίρνουμε βιομηχανικά, άζωτο, οξυγόνο και ευγενή αέρια.

Ο αέρας εκτός απ' την τεράστια σημασία του για τα φαινόμενα της ζωής και των καύσεων, άπορροφά και μέρος της επικίνδυνης υπεριώδους ακτινοβολίας. Χρησιμοποιείται σαν κινητήρια δύναμη και σαν πρώτη ύλη παραλαβής οξυγόνου, αζώτου και ευγενών αερίων.

## ΑΣΚΗΣΕΙΣ

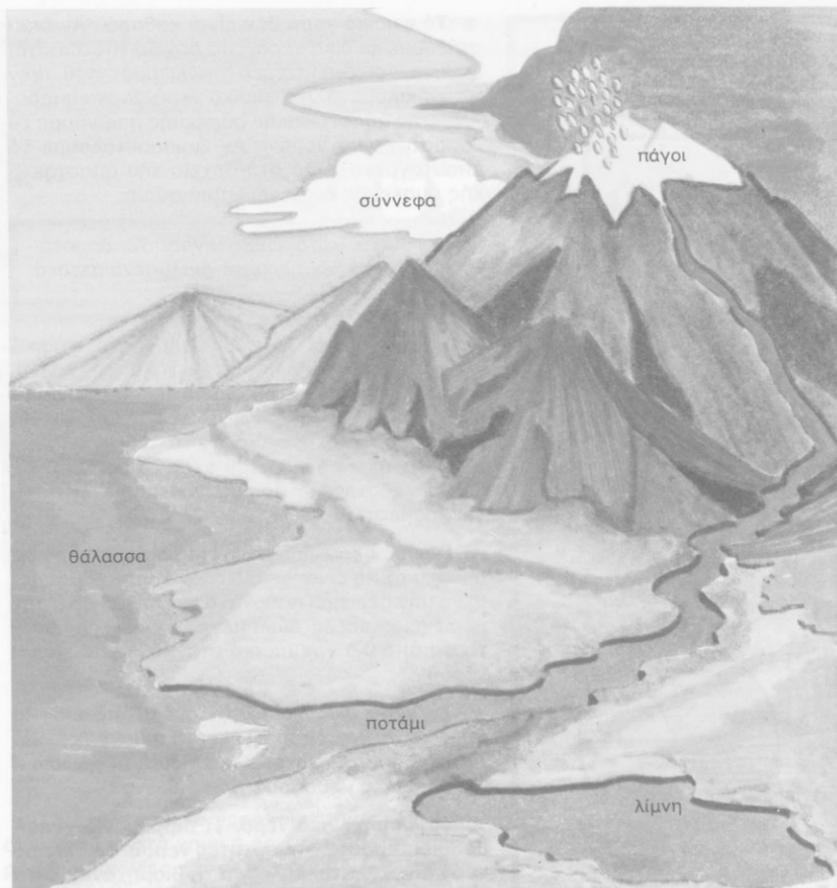
1. Αν η τάξη σας έχει όγκο 100 κυβικά μέτρα, νά βρείτε το βάρος του αέρα της τάξεώς σας.

2. Φροντίστε νά μάθετε σε ποιές περιπτώσεις χρησιμοποιούμε «πεπιεσμένο αέρα».

3. Ο άνθρωπος χρειάζεται για την αναπνοή του 8 λίτρα αέρα τό λεπτό. Ένα λίτρο οξυγόνο σε Κ.Σ. πουλιέται 5 δραχμές. Πόσο θά έπρεπε νά πληρώνει καθένας μας τήν ημέρα, αν αγοράζε τό οξυγόνο πού χρειάζεται για τήν αναπνοή του;

4. Η Έλληνική Βιομηχανία χρειάζεται

περίπου τό 1/10 τής ποσότητας του οξυγόνου, πού είναι απαραίτητο για τήν αναπνοή των 10.000.000 κατοίκων τής Ελλάδος (ό πληθυσμός, κατά προσέγγιση). Για νά ξαναδοθεί ελεύθερο τό οξυγόνο πού αναπνέει ένας άνθρωπος τό 24ωρο και νά αποκατασταθεί «ισορροπία στη Φύση», χρειάζεται νά «δουλέψουν» τρία μεγάλα δέντρα. Νά βρείτε πόσα δέντρα χρειάζονται, για νά επανορθώσουμε τή «ζημιά» πού κάνομε μέ τήν αναπνοή μας και τή Βιομηχανία στήν ατμόσφαιρα.



Σχ. 1. Τό φυσικό νερό.

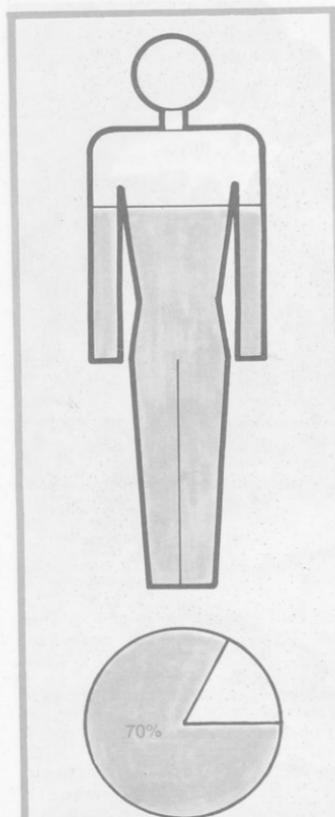
## 6<sup>ο</sup> ΜΑΘΗΜΑ

Η ΧΗΜΕΙΑ ΚΑΙ ΤΟ ΦΥΣΙΚΟ ΠΕΡΙΒΑΛΛΟΝ

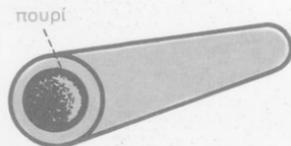
### III. ΤΟ ΝΕΡΟ – ΚΑΘΑΡΑ ΣΩΜΑΤΑ

● **Τό φυσικό νερό** είναι άφθονο στη φύση και βρίσκεται σάν αέριο (ύδρατμοί), υγρό (πηγές, ποτάμια, λίμνες, θάλασσα) και στερεό (παγόβουνα, χιόνια κτλ.) (Σχ. 1). Αποτελεί επίσης τό 70%, κατά μέσο όρο, του βάρους του σώματος των ζώων και των φυτών. (Σχ. 2).





Σχ. 2. Τό 70% στό σώμα του άνθρώπου είναι νερό.



Σχ. 3. Στερεό απόθεμα (πουρί) στό σωλήνα νερού.

● **Τό φυσικό νερό δέν είναι καθαρό.** "Αν αποστάξουμε φυσικό νερό, στό δοχείο τής αποστάξεως μένει ένα στερεό υπόλειμμα, πού πρίν ήταν διαλυμένο στό φυσικό νερό. Στόν «υπόδοχέα» τής αποστακτικής συσκευής παίρνουμε τό «άποσταγμένο νερό». "Αν ξαναποστάξουμε τό άποσταγμένο νερό στό δοχείο τής αποστακτικής συσκευής δέ μένει καμιά ούσία.

*Τό φυσικό νερό είναι μίγμα. Τό άποσταγμένο νερό δέν περιέχει διαλυμένα στερεά συστατικά.*

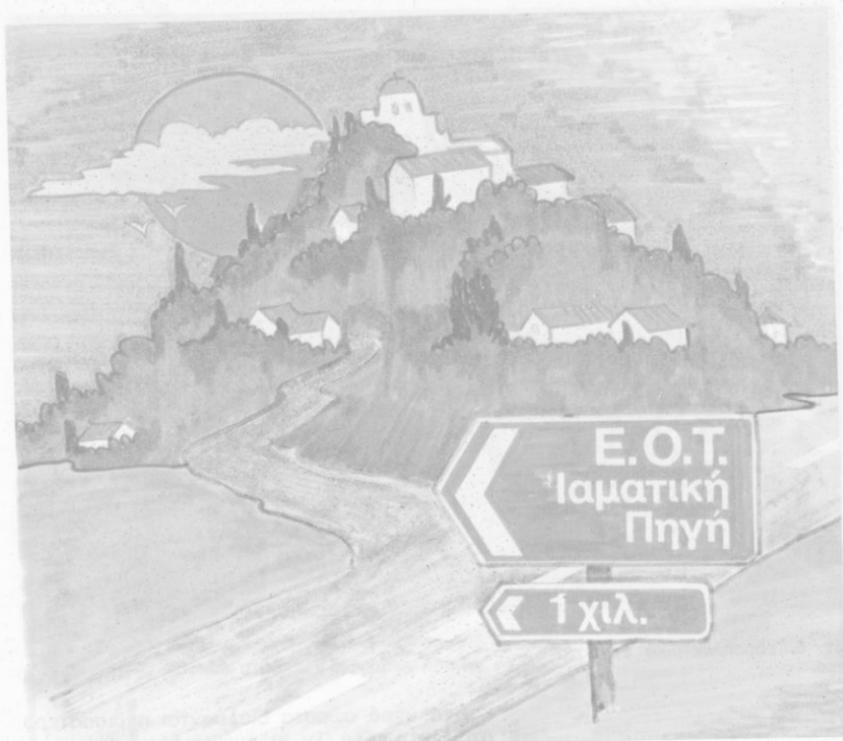
● **Σκληρό νερό.** Μερικές φορές τό φυσικό νερό μπορεί νά έχει γεύση ύφάλμυρη, λίγο ή πολύ έντονη (γλυφίζει). Σέ τέτοια νερά τό σαπουνί «κόβει» (δέν αφρίζει) καί τά όσπρια δέ βράζουν καλά. Τά νερά αυτά τά λέμε «σκληρά» νερά. Ή σκληρότητα του νερού όφείλεται σέ διάφορες στερεές ούσιες πού περιέχει (ένώσεις άσβεστίου κ.ά.).

● **Πόσιμο νερό.** Για νά είναι πόσιμο τό νερό θά πρέπει: α) Νά είναι διαυγές, άχρωμο καί άοσμο, β) νά μήν περιέχει παθογόνα μικρόβια, γ) νά μήν περιέχει στερεές διαλυμένες ούσιες περισσότερες άπό 0,5 γραμμάρια στό 1.000 γραμμάρια νερού.

● **Τό νερό στις πόλεις,** περνάει άπό ειδικές εγκαταστάσεις, όπου αφήνει τό πιθανό θόλωμά του, καί άποστειρώνεται, συνήθως, μέ χλώριο ή καί μέ άλλες μεθόδους.

● **Τό βιομηχανικό νερό.** Ή Βιομηχανία χρησιμοποιεί τεράστιες ποσότητες νερού. Τό σκληρό νερό είναι άκατάλληλο για τή βιομηχανία, γιατί είναι δυνατό νά κάνει ζημιές τόσο στις εγκαταστάσεις (λέβητες, κτλ.), όσο καί στό παραγόμενα προϊόντα. Για νά γίνει κατάλληλο τό σκληρό νερό του κάνουν «άποσκήρυση», μέ διάφορες δηλαδή μεθόδους άφαιρούν τά συστατικά του πού τό κάνουν σκληρό.

● **Ίαματικά νερά.** Όρισμένα φυσικά νερά, έξαιτίας των ούσιών πού περιέχουν ή καί τής θερμοκρασίας τους χρησιμοποιούν για θεραπευτικούς σκοπούς π.χ. για άρρώστειες των νεφρών, τής χολής, δερματοπάθειες, άρθρικά κτλ. Τά νερά αυτά τά χαρακτηρίζουμε «ιαματικά». Πηγές μέ ιαματικά νερά έχουμε στην Αιδηψό, στό Μέθανο κ.ά. (Σχ. 4).

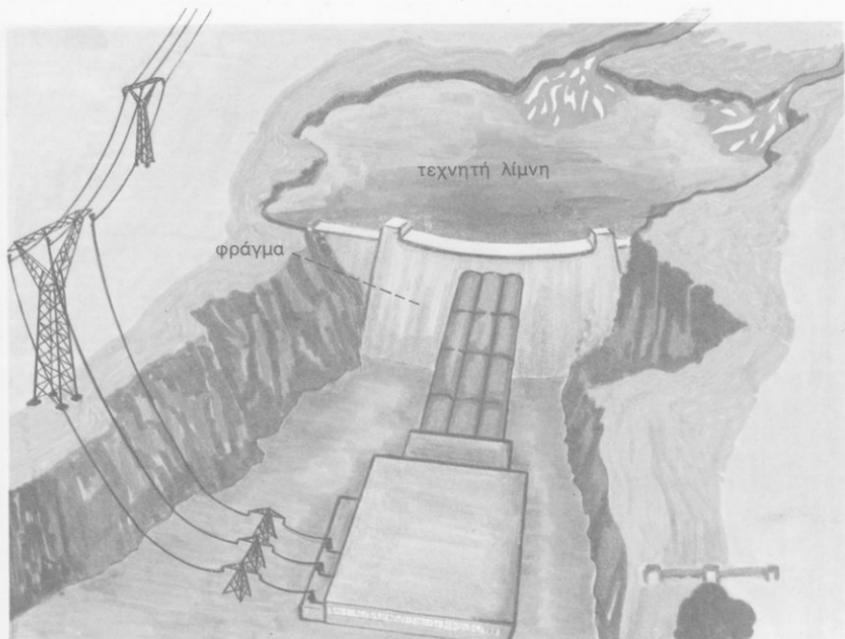


Σχ. 4. Ιαματικές πηγές.

● **Τό άποσταγμένο νερό,** είναι άγευστο, χρησιμοποιείται στα χημικά εργαστήρια, σε διάφορες βιομηχανίες και μετά από ειδικές έπεξεργασίες για την παρασκευή «Φυσιολογικού όρου», πού εισάγεται στο αίμα.

● **Τό νερό τών ύδατοπτώσεων,** όταν πέφτει από ψηλά και σε μεγάλες ποσότητες χρησιμοποιείται για την κίνηση διαφόρων έγκαταστάσεων όπως π.χ. νερόμυλων ύδροηλεκτρικών έργων κτλ. Στη χώρα μας υπάρχουν ύδροηλεκτρικά έργα στατόν Άχελώο, στόν Λάδωνα, τό Λούρο κ.ά.

● **Τό νερό σάν διαλυτικό μέσο.** Τό νερό είναι τό πιό συνηθισμένο διαλυτικό μέσο για διάφορα στερεά, υγρά ή άερια σώματα. Άλλα σώματα διαλύονται εύκολα στό νερό (εύδιάλυτα) και άλλα δύσκολα (δυσδιάλυτα). Γενικά, τά στερεά



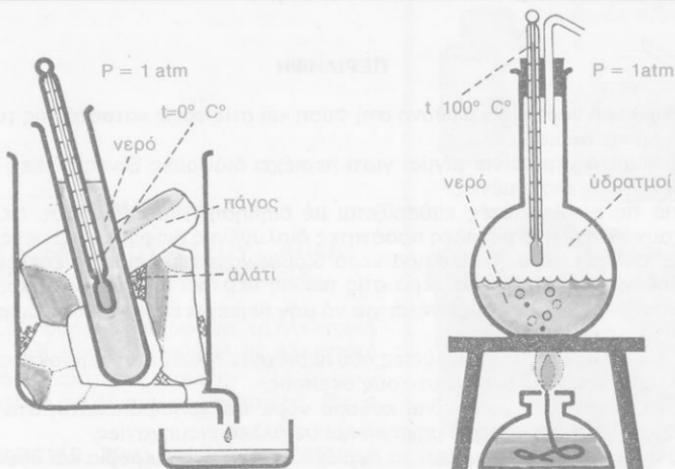
Σχ. 5. Ύδροηλεκτρικό έργοστάσιο.

καί τά υγρά σώματα διαλύονται περισσότερο στό ζεστό νερό (Σχ. 8), ενώ τά άέρια στό κρύο. (Σχ. 9). Τό νερό άποτελεί τό διαλυτικό μέσο και για νά μεταφερθούν τά διάφορα θρεπτικά συστατικά μέσα στό σώμα τών φυτών και τών ζώων. Οί άνάγκες τής Γεωργίας σέ νερό καλύπτονται πολλές φορές μέ άρδευτικά έργα.

● **Θερμοκρασία βρασμού και πήξεως του νερού.** Τά διάφορα φυσικά νερά έχουν διαφορετικές, μεταξύ τους, θερμοκρασίες βρασμού και πήξεως. Τό άποσταγμένο νερό έχει διαπιστωθεί πειραματικά, (Σχ. 6) πώς όποιαδήποτε κι άν είναι ή προέλευση του, πάντα, όταν ή έξωτερική πίεση είναι 1 άτμόσφαιρα, βράζει στους 100°C και γίνεται πάγος στους 0°C. Τή θερμοκρασία βρασμού και πήξεως τίς χαρακτηρίζομε σάν «**φυσικές σταθερές**».

Ή αριθμητική τιμή δηλαδή στίς φυσικές σταθερές του άποσταγμένου νερού είναι πάντα οι ίδιες, κάτω άπ' τίς ίδιες συνθήκες πίεσεως.

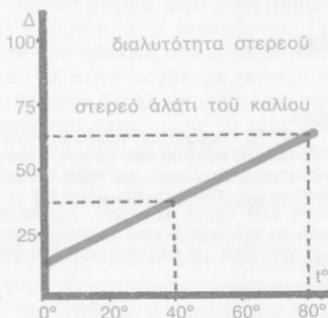
Όσες ούσιες (όπως τό άποσταγμένο νερό)



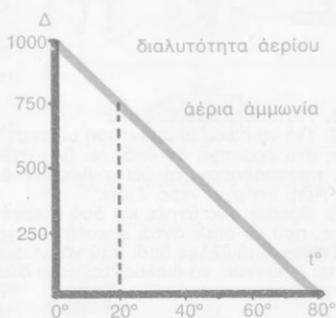
Σχ. 6. Προσδιορισμός θερμοκρασίας πήξεως και βρασμού του νερού.

ΟΥΣΙΑ	ΣΗΜΕΙΟ ΠΗΞΕΩΣ	ΣΗΜΕΙΟ ΒΡΑΣΜΟΥ
οινόπνευμα	- 114 C°	+ 78 C°
σίδηρος	+ 1525 C°	+ 2600 C°
όξυγόνο	- 218 C°	- 183 C°

Σχ. 7. Φυσικές σταθερές διάφορων ουσιών.



Σχ. 8. Τά στερεά διαλύονται περισσότερο στο ζεστό νερό.



Σχ. 9. Τά αέρια διαλύονται περισσότερο στο κρύο νερό.

έχουν φυσικές σταθερές, με όρισμένες αριθμητικές τιμές, κάτω από όρισμένες συνθήκες, τις χαρακτηρίζομε σαν «καθαρά σώματα» (ή και καθορισμένα). Στόν πίνακα II αναγράφονται οι φυσικές σταθερές γιά μερικά καθαρά σώματα. (Σχ. 7).

## ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Τό φυσικό νερό είναι άφθονο στη Φύση καί στίς τρείς καταστάσεις του (στερεό, υγρό καί αέριο).

Τό φυσικό νερό είναι μίγμα, γιατί περιέχει διάφορες ξένες ουσίες είτε αιωρούμενες είτε διαλυμένες.

Από τίς ουσίες αυτές καθαρίζεται μέ διήθηση ή μέ απόσταξη. Νερά πού περιέχουν σέ σχετικά μεγάλες ποσότητες διαλυμένες διάφορες στερεές ουσίες τά λέμε σκληρά νερά. Τά σκληρά νερά διορθώνονται μέ ειδικές έπεξεργασίες (άποσκληρυνση). Τό πόσιμο νερό στίς πόλεις περνάει από διυλιστήρια, γιά νά μήν είναι θολό καί άποστειρώνεται γιά νά μήν περιέχει επικίνδυνους μικροοργανισμούς.

Τά ιαματικά νερά, μέ τίς ουσίες πού περιέχουν ή καί μέ τή θερμοκρασία τους χρησιμοποιούνται γιά θεραπευτικούς σκοπούς.

Τό άποσταγμένο νερό είναι καθαρό νερό καί χρησιμοποιείται στά χημικά έργαστήρια, στή φαρμακοβιομηχανία καί σέ άλλες βιομηχανίες.

Τό πόσιμο νερό δέν πρέπει νά περιέχει επικίνδυνα μικρόβια καί διαλυμένες στερεές ουσίες περισσότερες από 0,5%. Τό νερό τών ύδατοπτώσεων είναι μία πολύ αξιόλογη πηγή ενέργειας (ύδροηλεκτρικά έργοστάσια κτλ.). Τό νερό είναι πολύ καλό διαλυτικό μέσο.

Τό άποσταγμένο νερό βράζει στους 100°C καί γίνεται πάγος στους 0°C.

Τίς θερμοκρασίες βρασμού καί πήξεως τίς λέμε Φυσικές σταθερές.

Τά σώματα πού, κάτω άπ' τίς ίδιες συνθήκες, έχουν όρισμένες, πάντα τίς ίδιες άριθμητικές τιμές στίς φυσικές τους σταθερές, τά χαρακτηρίζουμε σάν καθαρά σώματα.

## ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Γιατί ποτίζουμε τά φυτά;
2. Γιά νά δώσουν άπάντηση οι έπιστήμονες στό έρώτημα άν υπάρχει ζωή στόν Άρη, προσπάθησαν νά εξακριβώσουν άν στόν Άρη, υπάρχει νερό. Γιατί;
3. Βρέστε δυό υγρές καί δυό στερεές ουσίες, πού νά διαλύονται εύκολα στό νερό. Επίσης από άλλες δυό, πού νά μή διαλύονται ή πάντως, νά διαλύονται πολύ δύσ-

κολα.

4. Τό νερό κάνει «κύκλους» στη Φύση. Πέφτει στό έδαφος σάν βροχή, ξαναγίνεται ύδρατμός, σύννεφο καί πάλι βροχή κλπ. Ένα μέρος του περνάει μέσα άπ' τήν ζωντανή ύλη (φυτά καί ζώα). Σχεδιάστε τόν «κύκλο του νερού» πού περνάει μέσα άπ' τή ζωντανή ύλη, μέ ένα σκίτσο ή ένα διάγραμμα.

## 7<sup>ο</sup> ΜΑΘΗΜΑ

### ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΣΗ ΤΟΥ ΝΕΡΟΥ – ΑΠΛΑ ΣΩΜΑΤΑ – ΧΗΜΙΚΕΣ ΕΝΩΣΕΙΣ

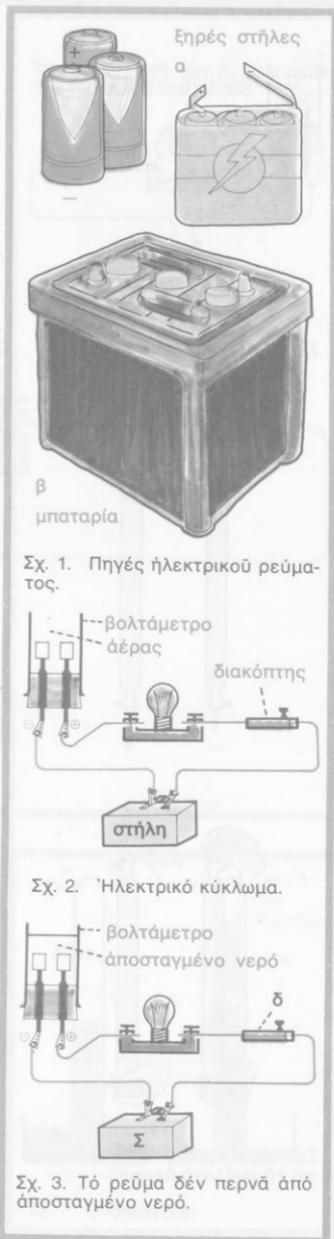
● **Γενικά.** Τά φορητά ραδιόφωνα, τά ηλεκτρικά φαναράκια κ.ά. τροφοδοτούνται μέ ηλεκτρικό ρεύμα από «ηλεκτρικές στήλες». Στά αυτοκίνητα τό ρεύμα τό δίνουν οί μπαταρίες. (Σχ. 1 α,β).

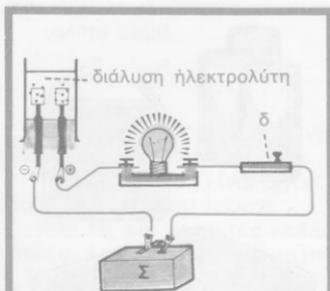
Τίς συσκευές πού παράγουν ηλεκτρικό ρεύμα τίς λέμε γεννήτριες (ηλεκτρικές πηγές) καί έχουν δύο πόλους, τό θετικό (+) καί τόν αρνητικό (-).

● **Ήλεκτρόλυση του νερού. Διάταξη τής συσκευής γιά τήν ήλεκτρόλυση.** Σχηματίζομε μιά διάταξη, όπως στό σχήμα 3 πού αποτελείται: 1) 'Από μιά ηλεκτρική πηγή, 2) από ένα διακόπτη, 3) από ένα λαμπάκι, 4) από ένα **βολτάμετρο**, ένα γυάλινο δηλαδή δοχείο, πού στόν πυθμένα του έχει δύο σύρματα από λευκόχρυσο, τά **ηλεκτρόδια**, 5) από χάλκινα συρματάκια (τούς αγωγούς), πού μέ αυτά συνδέομε μεταξύ τους τά πιά πάνω όργανα. Τό ηλεκτρόδιο πού συνδέομε μέ τό θετικό πόλο τής πηγής τό λέμε **άνοδο** καί αυτό πού συνδέομε μέ τόν αρνητικό πόλο, **κάθοδο**. Όλα τά πιά πάνω μαζί (όργανα καί συνδέσεις) τά λέμε **ηλεκτρικό κύκλωμα**. (Σχ. 2).

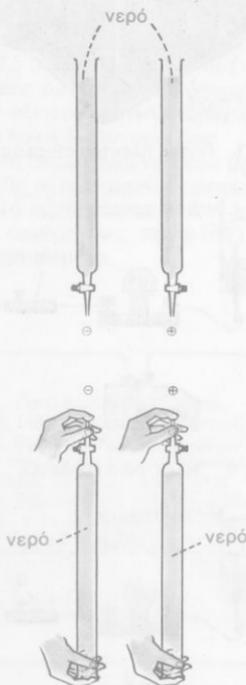
**Πείραμα 1.** Όταν στό κύκλωμα τής ηλεκτρολύσεως κλείσομε τό διακόπτη, τό λαμπάκι δέ θά ανάψει, γιατί τό κύκλωμα διακόπτεται ανάμεσα στά δύο ηλεκτρόδια, ό άέρας πού μεσολαβεί ανάμεσά τους είναι κακός άγωγός του ηλεκτρισμού κι έτσι δέ θά περάσει ρεύμα. (Σχ. 2).

**Πείραμα 2.** Ρίχνομε στό δοχείο του βολταμέτρου άποσταγμένο νερό, κλείνομε τό διακόπτη. Καί πάλι τό λαμπάκι δέν ανάβει. Τό άποσταγμένο νερό πού αντικατάστησε τόν άέρα, ανάμεσα στά ηλεκτρόδια, είναι έπομένως, κι αυτό κακός άγωγός του ηλεκτρισμού. (Σχ. 3).





Σχ. 4. Ήλεκτρόλυση νερού.

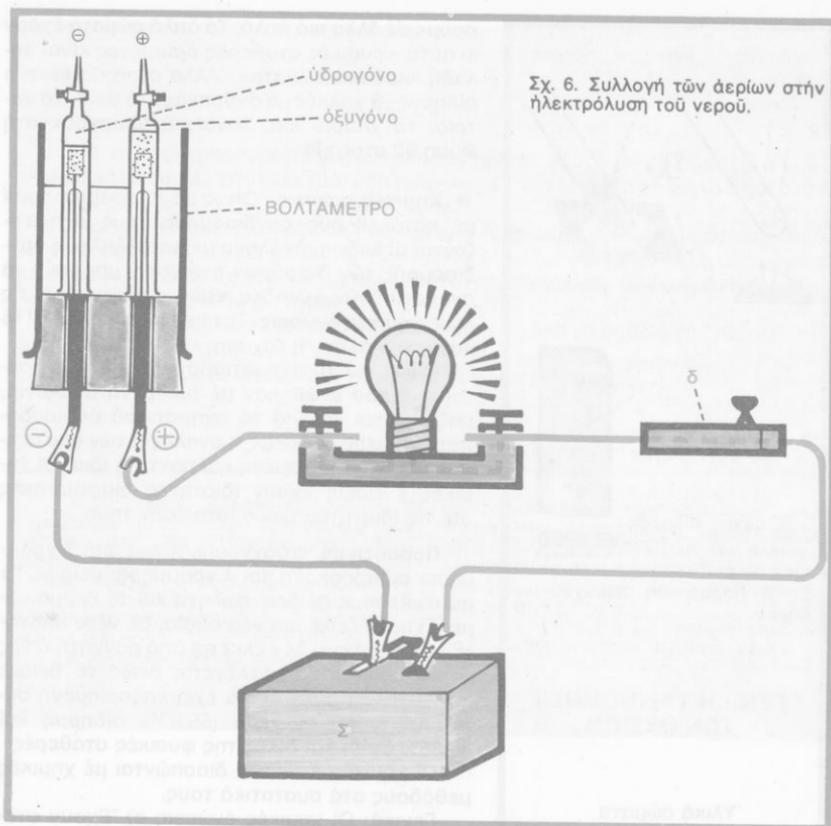


Σχ. 5. Προετοιμασία σωλήνων για τη συλλογή αερίων.

**Πείραμα 3.** "Αν στο νερό του βολταμέτρου διαλύσουμε λίγο καυστικό νάτριο και κλείσουμε το διακόπτη τó λαμπάκι θά ανάψει. Έπομένως μέσα άπ' τó διάλυμα τού καυστικού νατρίου περνάει τó ρεύμα (καλός άγωγός). (Σχ. 4). Έκτός άπ' τó ότι ανάβει αúτí τή φορά τó λαμπάκι, τó πέρασμα τού ηλεκτρικού ρεύματος άπ' τó διάλυμα τού καυστικού νατρίου, προκαλεί καί άλλο ένα φαινόμενο. Δημιουργεί στήν περιοχή τών δύο ηλεκτροδίων φυσαλίδες άπό άέρια. "Αν συνεχίσει νά περνάει ηλεκτρικό ρεύμα, γιά πολύ ώρα, τó νερό τού διαλύματος θά σωθει (θά γίνει άέρια) καί θά μείνει στό δοχείο τής ηλεκτρολύσεως στερεό καυστικό νάτριο. Έπομένως μέ τó πέρασμα τού ηλεκτρικού ρεύματος δημιουργήθηκε ένα χημικό φαινόμενο. Τó νερό άλλαξε ριζικά καί έγινε άέρια. Τó φαινόμενο αúτó τó λέμε ηλεκτρόλυση τού νερού, καί τó καυστικό νάτριο πού συντελεί στήν ηλεκτρόλυση τó λέμε ηλεκτρολύτη.

**Πείραμα 4.** "Αν συμπληρώνοντας τή διάταξη τού βολταμέτρου, βάλουμε σέ κάθε ηλεκτρόδιο, άπό ένα σωλήνα άναστραμμένο, γεμάτο νερό στήν άρχή, θά μπορούσαμε νά συλλέξουμε τά άέρια πού σχηματίζονται μέ τήν ηλεκτρόλυση. (Σχ. 5,6). Έλέγχοντας τή συμπεριφορά τους διαπιστώνουμε πώς είναι διαφορετικά. Τó άέριο πού σχηματίστηκε στήν κάθοδο, είναι διπλάσιο σέ όγκο άπ' τó άέριο πού σχηματίστηκε στήν άνοδο. "Αν πλησιάσουμε στό άέριο πού πήραμε άπό τήν κάθοδο ένα άναμμένο σπίρτο, τó άέριο θά άναφλεγεί. Είναι ύδρογόνο. Τó άέριο πού σχηματίστηκε στήν άνοδο, δέν καίγεται αλλά ζωηρεύει τήν καύση. Είναι όξυγόνο.

● **Σύνθεση τού νερού. Εύδιόμετρο.** "Εναν ειδικό βαθμολογημένο σωλήνα, άπό γερό γυαλί, πού στήν κορυφή του έχει δύο ηλεκτρόδια, τόν γεμίζουμε μέ ύδράργυρο, τόν κλείνουμε μέ τó δάκτυλο, τόν άναστρέφουμε καί τόν βυθίζουμε σέ λεκάνη μέ ύδράργυρο. Εισάγουμε κατάλληλα 10ml ύδρογόνο καί 10ml όξυγόνο (Σχ. 7). Προκαλούμε ηλεκτρικό σπινθήρα. Μετά τήν ψύξη τής συσκευής βλέπουμε στό τοιχώματα τού σωλήνα ίχνη νερού, ένw διαπιστώνουμε πώς περίσσεψαν 5ml άέριο πού έξακριβώνουμε πώς είναι όξυγόνο. Συμπεραίνουμε πώς τά 10ml ύδρογόνο ένwθήκαν μέ 5ml όξυγόνο καί σχημάτισαν νερό. "Αν επαναλάβουμε τó πείραμα μέ άλλες αναλογίες ύδρογόνου καί όξυγόνου, θά

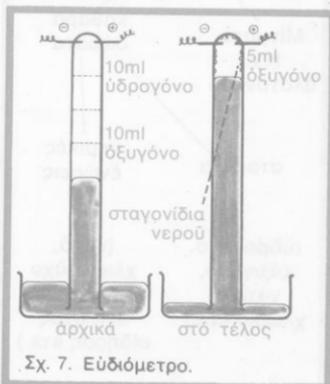


Σχ. 6. Συλλογή των αερίων στην ηλεκτρόλυση του νερού.

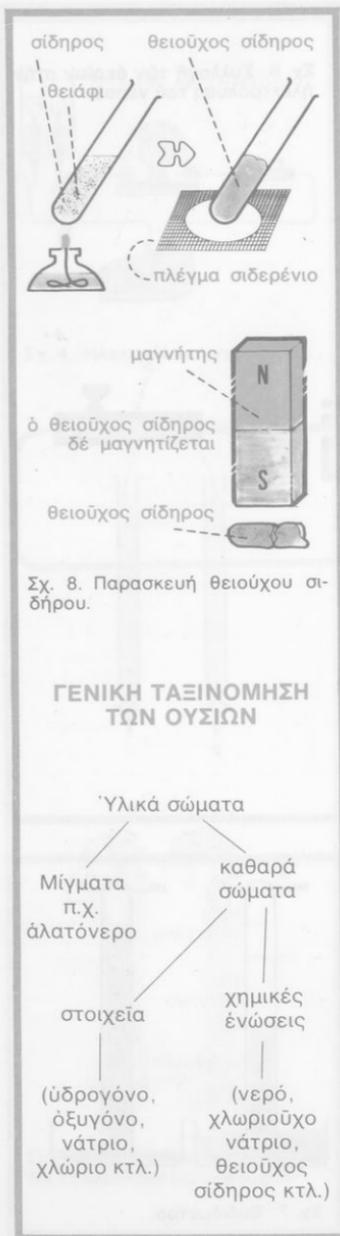
διαπιστώσαμε πώς πάντα δυό όγκοι υδρογόνο ενώνονται με 1 όγκο οξυγόνο για να σχηματίσουν νερό.

Έπειδή σε ίσους όγκους το οξυγόνο είναι 16 φορές βαρύτερο από το υδρογόνο, οι αναλογίες που ενώνεται το υδρογόνο με οξυγόνο για να σχηματίσουν νερό είναι 1 μέρος μάζας υδρογόνο και 8 μέρη μάζας οξυγόνο.

● **Άπλα σώματα, ή στοιχεία.** Αν επιχειρήσουμε να διασπάσουμε το υδρογόνο ή το οξυγόνο σε άλλα σώματα πιά άπλα, δε θα το μπορέσουμε. Τα χαρακτηρίζουμε λοιπόν σαν **άπλα σώματα** ή **στοιχεία**. Στοιχείο ή άπλο σώμα λέμε γενικά ένα είδος ύλης, που δεν μπορούμε, με τα συνηθισμένα φυσικά και χημικά μέσα, να το αναλύ-



Σχ. 7. Ευίδμετρο.



σομε σε άλλα πιά άπλά. Τά άπλά σώματα έχουν κι αυτά «φυσικές σταθερές όρισμένες είναι δηλαδή «καθαρά σώματα». Άλλα στοιχεία είναι ο σίδηρος, ό χαλκός, ό άνθρακας, τό θείο, τό νάτριο, τό χλώριο κ.ά. Συνολικά υπάρχουν στή Φύση 92 στοιχεία.

● **Χημικές ενώσεις.** Όπως μέ τά γράμματα και μέ κατάλληλους συνδιασμούς τους σχηματίζονται οι λέξεις, ανάλογα μέ κατάλληλους συνδιασμούς τών διαφόρων στοιχείων μπορούν νά σχηματισθούν χιλιάδες νέων ούσιων, πού τίς λέμε **χημικές ενώσεις**. Τέτοιες είναι τό νερό, τό μαγειρικό άλάτι, ή ζάχαρη, κ.ά.

Όπως γιά τό σχηματισμό τού νερού τό συστατικά του ένώθηκαν μέ όρισμένη αναλογία, μαζών, έτσι και γιά τό σχηματισμό οποιασδήποτε χημικής ένωσης ή αναλογία τών συστατικών της είναι όρισμένη και πάντα ή ίδια. Οι χημικές ενώσεις έχουν ιδιότητες διαφορετικές άπ' τίς ιδιότητες τών συστατικών τους.

**Παράδειγμα.** Φτιάχνουμε μίγμα άπό 7 γραμμάρια σιδηρόσκονη και 4 γραμμάρια θειάφι. Τό μεταφέρουμε σε δοκ. σωλήνα και τό θερμαίνουμε. Σχηματίζεται μία νέα ούσία, μέ νέες ιδιότητες (νέα μορφή, δέν έλκεται άπό μαγνήτη όπως ό σίδηρος, δέν αναφλέγεται όπως τό θειάφι κτλ.). Η νέα αυτή ούσία έχει καθορισμένη σύσταση, όπως τό νερό (65,63% σίδηρος και 36,36% θείο) και δικές της φυσικές σταθερές.

Οί χημικές ενώσεις, διασπώνται μέ χημικές μεθόδους στά συστατικά τους.

Γενικά: Οί χημικές ενώσεις α) Έχουν σταθερή αναλογία συστατικών, β) νέες ιδιότητες και γ) διαχωρίζονται μέ χημικές μεθόδους.

● **Η έννοια τού καθαρού σώματος.** Ένα καθαρό σώμα όπως τό νερό, τό όξυγόνο κλπ. έχει: 1) Άπό οργανοληπτική άποψη, όρισμένα: μορφή, χρώμα, όσμή, γεύση. 2) Άπ' τήν άποψη τών φυσικών σταθερών όρισμένες και πάντα τίς ίδιες αριθμητικές τιμές στις θερμοκρασίες βρασμού και πήξης (κάτω άπό τίς ίδιες συνθήκες). Επίσης και μερικές άκόμη φυσικές του ιδιότητες (πυκνότητα κτλ.). 3) Άπό χημική άποψη έχει τήν ίδια σύσταση σε όλα τά σημεία τής μάζας του και 4) Δέν είναι μίγμα.

Η χημική σύσταση και οι φυσικές σταθερές άποτελούν τά κριτήρια τής καθαρότητας τών διαφόρων ούσιων.

## ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Γιά νά ηλεκτρολύσουμε νερό διαλύομε πρώτα σαυτό μικρή ποσότητα καυτικού νατρίου. Μέ τήν ηλεκτρόλυση παίρνουμε στήν κάθοδο ύδρογόνο καί στήν άνοδο όξυγόνο.

Στοιχείο είναι ένα είδος ύλης μέ όρισμένες χαρακτηριστικές ιδιότητες, πού δέν μπορεί νά αναλυθεί σέ πιό άπλά σώματα ούτε μέ φυσικές, ούτε μέ χημικές μεθόδους. Οί χημικές ενώσεις σχηματίζονται μέ τήν ένωση, σέ όρισμένες αναλογίες, διαφόρων άπλών σωμάτων.

Τά καθαρά σώματα έχουν τήν ίδια σύσταση σέ όλα τά σημεία τής μάζας τους καί δέν είναι μίγματα.

Καθαρά σώματα είναι τά στοιχεία καί οί χημικές ενώσεις.

## ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. 22,4 λίτρα ύδρογόνο ζυγίζουν 2 γραμμάρια καί 22,4 λίτρα όξυγόνο ζυγίζουν 32 γραμμάρια. Άν τό ύδρογόνο πού ελευθερώθηκε μέ ηλεκτρόλυση νερού είναι 2,24 λίτρα, πόσο θά ζυγίζει αυτό τό ύδρογόνο καί ποιός θά είναι ό όγκος καί τό βάρος του όξυγόνου, πού σχηματίστηκε μαύτή τήν ηλεκτρόλυση;

2. Κατά τήν ηλεκτρόλυση νερού παίρ-

νομε σέ ένα λεπτό 10ml ύδρογόνο. Διακόπτομε τήν ηλεκτρόλυση, αναστρέφομε τούς πόλους καί συνεχίζομε τήν ηλεκτρόλυση γιά μισό άκόμη λεπτό. Ποιά θά είναι ή σύστασις των άερίων στους δύο σωληνες του βολταμέτρου;

3. Νά βρεθεί ή εκατοστιαία κατά βάρος σύσταση του άποσταγμένου νερού.



Σχ. 1. Η περιοχή του Δήμου Αθηναίων σέ 16 τετρ. έκαστά.

μόριο υδρογόνου



μόριο οξυγόνου



μόριο νερού



μόριο αϊθέρα



ΥΠΟΜΝΗΜΑ



άνθρακας



υδρογόνου



οξυγόνου

Σχ. 2. Σχηματική παράσταση διάφορων μορίων.

## 8° ΜΑΘΗΜΑ

ΛΕΠΤΟΔΟΜΗ ΤΗΣ ΥΛΗΣ –  
ΧΗΜΙΚΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ – ΣΥΜΒΟΛΙΣΜΟΙ

### ΤΑ ΜΟΡΙΑ – ΤΑ ΑΤΟΜΑ ΚΑΙ Η ΔΟΜΗ ΤΟΥΣ – ΧΗΜΙΚΑ ΣΥΜΒΟΛΑ

● **Άλλαγή κλίμακας.** Από ψηλά, από αεροπλάνο, οι πόλεις φαίνονται σάν κηλίδες. Άμα πλησιάσουμε, διακρίνομε σπίτια, δρόμους, άνθρωπους κτλ.

Σέ διαφορετικές κλίμακες βλέπομε διαφορετικά πράγματα.

Σ' αυτό τό κεφάλαιο θά προσπαθήσομε νά γνωρίσομε τήν ύλη σέ κλίμακα 100.000.000 : 1. Στήν κλίμακα αΐτή χρησιμοποιούμε σάν μονάδα μήκους τό **Άγκστρεμ** (Ά). Έκατό έκαστομμύρια Άγκστρεμ έχουν μήκος 1 έκαστόμτρο (Σχ. 1).

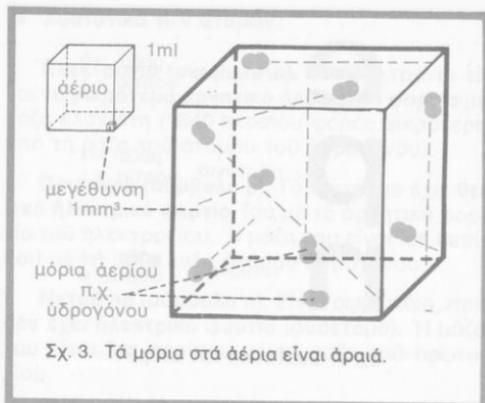
● **Άραίωμα τής ύλης. Μόρια.** Διαλύομε λίγη ζάχαρη στό νερό. Παύομε τότε νά τή βλέπομε, γιατί σκορπίσθηκε σέ μικρά άόρατα σωματίδια, πού διατηρούν όμως τή γλύκα τους μέσα στό νερό.

Η ύλη άποτελείται, λοιπόν, από πολύ μικρά σωματίδια, πού μπορεΐ νά σκορπίζονται μακρυσά τό ένα από τό άλλο, χωρίς νά χάσουν τίς ιδιότητες τής ουσίας, από τήν όποΐα προέρχονται. Τά σωματίδια αΐτά τά λέμε **μόρια**.

*Μόριο είναι τό πιό μικρό κομματάκι, πού μπορούμε νά άπομονώσομε από ένα καθαρό σώμα καΐ πού κρατάει τίς χαρακτηριστικές ιδιότητες του σώματος αΐτου.*

Τά μόρια σέ ένα καθαρό σώμα είναι όλα ΐδια μεταξύ τους, διαφορετικά όμως από τά μόρια ενός άλλου καθαρού σώματος. (Σχ. 2).

● **Τά μόρια στίς τρεις καταστάσεις τής ύλης.**  
α) Στά **άερια** τά μόρια βρίσκονται πολύ μακρυσά



Σχ. 3. Τά μόρια στά αέρια είναι άραια.

τό ένα από τό άλλο, σχετικά μέ τό μέγεθος τους. Κινούνται ελεύθερα πρός όλες τίς διευθύνσεις μέ πολύ μεγάλη ταχύτητα καί συγκρούονται ελαστικά μεταξύ τους, καθώς καί μέ τοιχώματα τών δοχείων, όπου περιέχονται. Στίς συγκρούσεις τους αυτές όφειλεται ή **πίεση** πού άσκούν τ' αέρια. (Σχ. 3).

β) **Στά υγρά.** Οί άποστάσεις άνάμεσα στά μόρια είναι πολύ μικρότερες από ό,τι στά αέρια. Τά μόρια τών υγρών έλκονται άρκετά μεταξύ τους, μπορούν όμως νά κινούνται, γλιστρώντας τό ένα στό άλλο, σάν μικροσκοπικές μπάλλες. Αυτό κάνει τά υγρά νά είναι «**ρευστά**», δηλαδή νά χύνονται καί νά παίρνουν τό σχήμα του δοχείου, πού περιέχονται. Ρευστά βέβαια είναι καί τά αέρια, γιατί κι αυτά παίρνουν τό σχήμα του χώρου πού βρίσκονται. (Σχ. 4).

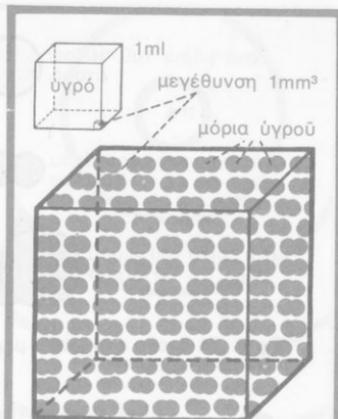
γ) Στά **στερεά** τά μόρια (ή καί άλλου είδους σωματίδια, όπως θά δούμε) βρίσκονται σέ σταθερές θέσεις τό ένα κοντά στό άλλο (Σχ. 5). Γι' αυτό, τά στερεά έχουν καί σταθερά σχήματα.

\***Άτομα.** Προχωρώντας βαθύτερα στήν έξέταση τής ύλης ανακαλύπτουμε, ότι καί τά μόρια αποτελούνται από άλλα μικρότερα σωματίδια, τά **άτομα**.

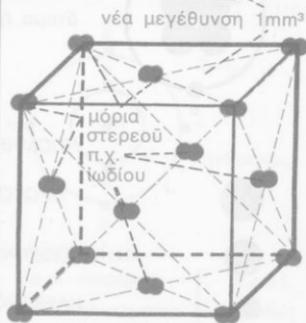
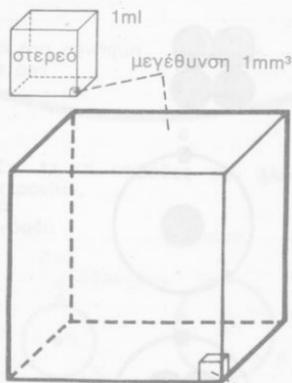
Στά μόρια τών στοιχείων τά άτομα είναι όλα ίδια μεταξύ τους. Στά μόρια όμως τών χημικών ένώσεων τά άτομα πού αποτελούν τό μόριο είναι διαφορετικά μεταξύ τους (Σχ. 6).

Σέ όρισμένα στοιχεία τό μόριό τους αποτελείται από ένα μόνο άτομο π.χ. στό ήλιο.

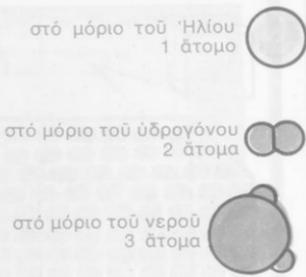
\*Ακόμη πιά βαθειά έρευνα έδειξε, ότι καί τά άτομα είναι σύνθετα σωματίδια.



Σχ. 4. Τά μόρια στά υγρά δέν είναι άραια.



Σχ. 5. Τά σωματίδια στά στερεά έχουν σταθερές θέσεις στό χώρο.



Σχ. 6. Τά άτομα στά μόρια μερικών ουσιών.



Σχ. 7. Συστατικά τών ατόμων.



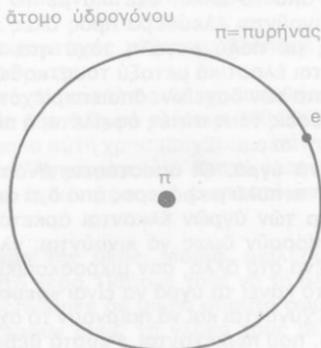
ΥΠΟΜΝΗΜΑ

ΠΡΩΤΟΝΙΟ

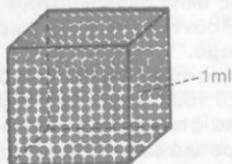
ΝΕΤΡΟΝΙΟ

ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΟ

Σχ. 8. Πυρήνες καί άτομα υδρογόνου καί ήλιου.



Σχ. 9. Τό άτομο είναι σχεδόν κενό από ύλη.



Σχ. 10. 1ml από πυρήνες ζυγίζει 150.000.000 τόνους.

● **Συστατικά τῶν ἀτόμων**

**Ἡλεκτρόνιο (σύμβολο e).** Τό ἡλεκτρόνιο εἶναι τό μικρότερο ἀρνητικό ἡλεκτρικό φορτίο μέ μάζα ἐλάχιστη (1840 περίπου φορές μικρότερη ἀπό τή μάζα τοῦ ἀτόμου τοῦ ὕδρογόνου).

**Πρωτόνιο (σύμβολο p).** Τό πρωτόνιο ἔχει θετικό ἡλεκτρικό φορτίο, ἴσο μέ τό ἀρνητικό φορτίο τοῦ ἡλεκτρονίου. Ἡ μάζα του εἶναι ἴση περίπου μέ τή μάζα ἐνός ἀτόμου ὕδρογόνου.

**Νετρόνιο (σύμβολο n).** Εἶναι σωματίδιο, πού δέν ἔχει ἡλεκτρικό φορτίο (οὐδέτερο). Ἡ μάζα του εἶναι ἴση περίπου μέ τή μάζα τοῦ πρωτονίου.

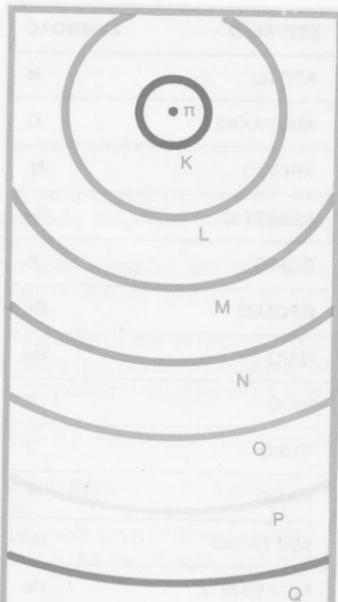
**Ἡ δομή τῶν ἀτόμων.** Κάθε ἄτομο ἀποτελεῖται ἀπό ἓνα πυρήνα, μέ πρωτόνια (p) καί νετρόνια (n). Γύρω ἀπό τόν πυρήνα (σέ ἀκτίνα 10.000 ὡς 100.000 φορές μεγαλύτερη ἀπό τήν ἀκτίνα τοῦ ἴδιου τοῦ πυρήνα) περιφέρονται τόσα ἡλεκτρόνια (e), ὅσα εἶναι τά πρωτόνια τοῦ πυρήνα. "Ἐτσι, **τό κάθε ἄτομο σάν σύνολο εἶναι ἡλεκτρικά οὐδέτερο** (Σχ. 7 καί 8).

Ἡ ἀκτίνα στά ἄτομα εἶναι ἴση μέ 1 μέχρι 5,5 Å. Ἀφοῦ ὁμως ἡ ἀκτίνα τοῦ πυρήνα εἶναι ἀπό 10.000 ὡς 100.000 φορές μικρότερη, στό ἐσωτερικό του ἓνα ἄτομο εἶναι οὐσιαστικά κενό (ἄδειο) (Σχ. 9) ὅλη σχεδόν ἡ μάζα του βρίσκεται συγκεντρωμένη στόν πυρήνα. Ἄν μπορούσαμε νά ἀπομονώσουμε 1 κυβ. ἑκατοστό ἀπό πυρήνες, πού νά ἐφάπτονται μεταξύ τους, θά εἶχαν μάζα 150.000.000 τόννων (Σχ. 10).

● **Ἀτομικό ἀριθμό.** Λέμε τόν ἀριθμό τῶν πρωτονίων τοῦ πυρήνα σέ ἓνα ἄτομο καί τόν συμβολίζουμε μέ τό γράμμα Z. Ὁ ἀριθμός αὐτός (Z) ἔχει μεγάλη σημασία γιά κάθε στοιχεῖο. Ἄν παραστήσουμε μέ N τόν ἀριθμό τῶν νετρονίων ἐνός πυρήνα, τότε τό ἄθροισμα  $Z+N$  ἐκφράζει τή μάζα τοῦ πυρήνα, πού εἶναι ἴση περίπου μέ τή μάζα τοῦ ἀτόμου ἐνός στοιχείου. Τό ἄθροισμα αὐτό λέτεται **μαζικός ἀριθμός** (σύμβολο A).

$$\text{μαζικός ἀριθμός } A = Z + N$$

● **Κατανομή τῶν ἡλεκτρονίων.** Τά ἡλεκτρόνια κατανέμονται σέ τροχιές γύρω ἀπό τόν πυρήνα, πού λέγονται **στιβάδες**, ἤ καί **φλοισί**. Οἱ τροχιές αὐτές μπορεῖ νά εἶναι μέχρι 7. Συμβολίζονται μέ τά γράμματα K, L, M, N, O, P καί Q (Σχ. 11 καί 12).



Σχ. 11. Οἱ στιβάδες τῶν ἡλεκτρονίων.



Σχ. 12. Στιβάδες καί ἡλεκτρόνια σέ μερικά ἄτομα.

ΣΤΟΙΧΕΙΟ	ΣΥΜΒΟΛΟ
ΑΖΩΤΟ	N
ΑΝΘΡΑΚΑΣ	C
ΑΡΓΙΛΙΟ	Al
ΑΣΒΕΣΤΙΟ	Ca
ΒΟΡΙΟ	B
ΒΡΩΜΙΟ	Br
ΗΛΙΟ	He
ΘΕΙΟ	S
ΙΩΔΙΟ	J
ΚΑΛΙΟ	K
ΜΑΓΓΑΝΙΟ	Mn
ΜΟΛΥΒΔΟΣ	Pb
ΝΑΤΡΙΟ	Na
ΝΙΚΕΛΙΟ	Ni
ΟΞΥΓΟΝΟ	O
ΟΥΡΑΝΙΟ	U
ΣΙΔΗΡΟΣ	Fe
ΥΔΡΑΡΓΥΡΟΣ	Hg
ΦΘΟΡΙΟ	F
ΦΩΣΦΟΡΟΣ	P
ΧΑΛΚΟΣ	Cu
ΧΛΩΡΙΟ	Cl
ΧΡΩΜΙΟ	Cr
ΨΕΥΔΑΡΓΥΡΟΣ	Zn
Σχ. 13. Χημικά σύμβολα μερικών στοιχείων.	

Στήν στιβάδα K, πού είναι ή πλησιέστερη πρὸς τὸν πυρήνα, συγκατοῦνται μέχρι 2 ἠλεκτρόνια στήν L μέχρι 8, στήν M μέχρι 18 κτλ.

● **Μερικά άτομα.** Κάθε στοιχείο ἔχει τὰ δικά του άτομα πού ἔχουν καὶ ὀρισμένο ἀτομικὸ ἀριθμὸ Z. Ὄταν ἀλλάξει ὁ ἀτομικὸς ἀριθμὸς, τότε ἔχομε ἄτομο, ἄλλου στοιχείου. Ἔτσι π.χ. τὸ ἄτομο τοῦ ὑδρογόνου ἔχει στὸν πυρήνα τοῦ 1p ( $Z = 1$ ), τοῦ ἀνθρακα ἔχει 6p ( $Z = 6$ ), καὶ τοῦ χρυσοῦ 79p ( $Z = 79$ ). Σύμφωνα με τὰ παραπάνω, ὁ ὀρισμὸς τοῦ στοιχείου εἶναι:

Στοιχείο εἶναι κάθε καθαρό σῶμα, πού ὅλα τὰ ἀτομὰ του ἔχουν τὸν ἴδιο ἀτομικὸ ἀριθμὸ Z.

● **Σύμβολα τῶν στοιχείων.** Κάθε στοιχείο παριστάνεται με ἓνα σύμβολο πού εἶναι τὸ κεφαλαῖο ἀρχικὸ γράμμα τοῦ λατινικοῦ συνήθως ὀνόματός του.

Ὅπου με τὸ ἴδιο ἀρχικὸ γράμμα ἀρχίζουν τὰ ὀνόματα περισσότερων στοιχείων, τότε στὸ ἀρχικὸ αὐτὸ κεφαλαῖο γράμμα προστίθεται καὶ ἓνα μικρὸ γράμμα ἀπ' τὸ ὄνομα τῶν στοιχείων. Ἔτσι π.χ. τὸ ὀξυγόνο συμβολίζεται με O, τὸ κάλιο με K, κτλ. Ἐπίσης τὸ ὑδρογόνο συμβολίζεται με H, τὸ ἥλιο με He, ὁ ἀνθρακας με C καὶ ὁ χαλκός με Cu κτλ.

Κατὰ συνθήκη τὸ κάθε σύμβολο παριστάνει:

- α) Τὸ στοιχείο, πού συμβολίζει.
- β) Ἐνα ἄτομο τοῦ στοιχείου αὐτοῦ.

● **Σύμβολα τῶν μορίων τῶν στοιχείων.** α) Ὄταν τὸ μόριο ἑνὸς στοιχείου ἀποτελεῖται ἀπὸ ἓνα μόνο ἄτομο, τότε τὸ σύμβολο τοῦ ἀτόμου του παριστάνει καὶ τὸ μόριο τοῦ στοιχείου π.χ. He.

β) Ὄταν τὸ μόριο ἑνὸς στοιχείου ἀποτελεῖται ἀπὸ 2 π.χ. ἄτομα, τότε κάτω καὶ δεξιά ἀπὸ τὸ σύμβολο τοῦ ἀτόμου του γράφομε τὸν ἀριθμὸ αὐτὸ π.χ. 2. Ἔτσι τὸ μόριο τοῦ ὑδρογόνου πού ἀποτελεῖται ἀπὸ δυὸ ἄτομα γράφεται H<sub>2</sub>.

### ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Τί εἶναι τὸ Ἄγκαστρεμ;
2. Τί λέγεται μόριο;
3. Ἀπὸ τί ἀποτελεῖται τὸ ἄτομο;
4. Τί εἶναι τὸ πρωτόνιο, τὸ νετρόνιο καὶ τὸ ἠλεκτρόνιο;
5. Τί λέγεται ἀτομικὸς ἀριθμὸς στοιχείου;
6. Τί λέγεται μαζικὸς ἀριθμὸς στοιχείου;
7. Πῶς συμβολίζονται τὰ στοιχεῖα;

## ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Γιά τή μέτρηση τοῦ μεγέθους τῶν ἀτόμων καί τῶν μορίων χρησιμοποιοῦμε γιά μονάδα μήκους τό "Ἀγκοτρεμ (Å).

Μόριο εἶναι τό μικρότερο κομματάκι, πούμποροῦμε νά ἀπομονώσουμε ἀπό ἓνα καθαρό σῶμα καί πού κρατάει τίς χαρακτηριστικές ιδιότητες τοῦ σώματος αὐτοῦ.

Τά μόρια ἀποτελοῦνται ἀπό ἄτομα. Τά μόρια τῶν στοιχείων ἀποτελοῦνται ἀπό ἴδια ἄτομα. Τά μόρια τῶν χημικῶν ἐνώσεων ἀποτελοῦνται ἀπό διαφορετικά ἄτομα.

Κάθε ἄτομο ἀποτελεῖται ἀπό ἓνα πυρήνα μέ πρωτόνια καί νετρόνια. Γύρω ἀπ' αὐτόν περιφέρονται τόσα ἤλεκτρόνια, ὅσα εἶναι τά πρωτόνια τοῦ πυρήνα. Οἱ τροχιές τῶν ἤλεκτρονίων βρίσκονται σέ διάφορες στιβάδες, πούμπορεῖ νά εἶναι μέχρι 7.

Ἀτομικός ἀριθμός (Z) στοιχείου λέμε τόν ἀριθμό τῶν πρωτονίων τοῦ πυρήνα τοῦ ἀτόμου του.

Μαζικό ἀριθμό (A) στοιχείου λέμε τό ἄθροισμα τοῦ ἀτομικοῦ τοῦ ἀριθμοῦ (Z) καί τοῦ ἀριθμοῦ τῶν νετρονίων τοῦ πυρήνα του (N).

Κάθε στοιχεῖο συμβολίζεται μέ τό ἀρχικό γράμμα τοῦ λατινικοῦ του συνήθως ὀνόματος, ἢ μέ τό κεφαλαῖο αὐτό γράμμα καί ἓνα ἄλλο μικρό γράμμα ἀπ' τό ὄνομα τῶν στοιχείων.

## ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Στοιχεῖο ἔχει στόν πυρήνα του 6 πρωτόνια, πόσα ἤλεκτρόνια περιφέρονται γύρω ἀπό τόν πυρήνα αὐτό;

2. Στοιχεῖο ἔχει μαζικό ἀριθμό 16 καί γύρω ἀπό τόν πυρήνα τοῦ ἀτόμου του περιφέρονται 8 ἤλεκτρόνια. Πόσα νετρόνια

ἔχει ὁ πυρήνας τοῦ ἀτόμου του;

3. Στοιχεῖο ἔχει στόν πυρήνα τοῦ ἀτόμου του 17 πρωτόνια καί 18 νετρόνια. Ἄν προστεθεῖ ἀκόμη ἓνα νετρόνιο στόν πυρήνα τοῦ ἀτόμου του, τί θά ἀλλάξει;



000.000.000.000.000 άτομα ( $6,023 \times 10^{23}$  άτομα). Τόν αριθμό αυτό τον συμβολίζουμε με N και τον λέμε **αριθμό Avogadro**.

● **“Άς αλλάξουμε περιοχή** (κλίμακα). Στην καθημερινή ζωή, σε κάθε ποσότητα ουσίας, που χρησιμοποιούμε, υπάρχει τεράστιος αριθμός από μόρια και άτομα. Στην πράξη και για τούς υπολογισμούς μας παίρνομε τήν ποσότητα μιὰς ουσίας σε **πακέτα με N άτομα**, ή σε πακέτα με N μόρια.

Τό πακέτο με τὰ N άτομα ενός στοιχείου τό λέμε **γραμμοάτομο**. Τό πακέτο με τὰ N μόρια στοιχείου, ή χημική ένωσησ τό λέμε **γραμμομόριο**, ή Mole. Έτσι, με τὰ γραμμοάτομα και τὰ γραμμομόρια (Mole) περνάμε από τήν περιοχή τών ατόμων και τών μορίων στήν περιοχή μεγεθών, πού γι' αυτά έχομε άμεση αντίληψη. Γιατί α) Γραμμοάτομο ενός στοιχείου λέμε τό πακέτο με N άτομα του στοιχείου αυτού και ζυγίζει τόσα γραμμάρια όσος είναι ό αριθμός πού δείχνει τό ατομικό του βάρος. Π.χ. τό γραμμοάτομο του ύδρογόνου (H) περιέχει N άτομα H και ζυγίζει 1 γραμμάριο· τό γραμμοάτομο του όξυγόνου είναι τό πακέτο πού περιέχει N άτομα όξυγόνου και ζυγίζει 16 γραμμάρια. Έτσι, ζυγίζοντας με ένα ζυγό μπορούμε νά πάρομε όσα γραμμοάτομα θέλομε από κάθε στοιχείο, καθώς και μέρος από ένα γραμμοάτομο.

β) **Γραμμομόριο (Mole)** ενός στοιχείου, ή μιὰς χημικής ένωσησ, λέμε τό πακέτο με τὰ N μόρια του στοιχείου, ή τής ένωσησ και ζυγίζει τόσα γραμμάρια, όσος είναι ό αριθμός πού δείχνει τό μοριακό του βάρος.

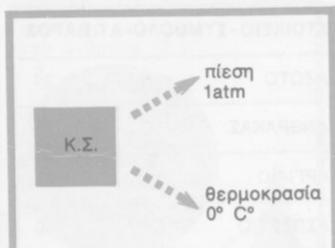
Έτσι π.χ. τό Mole του ύδρογόνου περιέχει N μόρια ύδρογόνου πού ζυγίζουν 2 γραμμάρια ( $H_2$ ). Τό γραμμομόριο του νερού ( $H_2O$ ) περιέχει N μόρια νερού, πού ζυγίζουν 18 γραμμάρια, 9 γραμμάρια νερού είναι  $1/2$  Mole νερού και 4gr  $H_2$  είναι 2 Mole ύδρογόνου.

● **Κανονικές συνθήκες**. Όπως είδαμε, κάθε μεταβολή στή θερμοκρασία και στήν πίεση άερίου επηρεάζει σημαντικά τόν όγκο του. Γι αυτό, θά θεωρούμε, ότι όλα τὰ άέρια βρίσκονται στις λεγόμενες κανονικές συνθήκες πιέσεως και θερμοκρασίας (Κ.Σ.) πού είναι: **Πίεση 1 άτμοσφαιράς (Atm) και θερμοκρασία 0°C**.

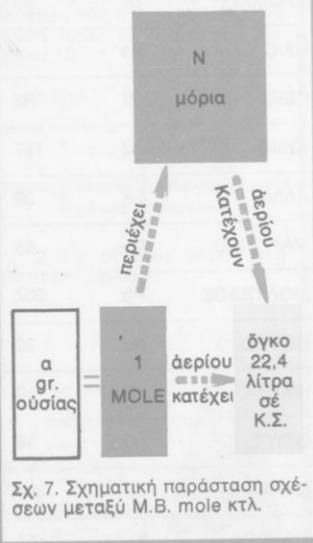
#### ΣΤΟΙΧΕΙΟ - ΣΥΜΒΟΛΟ - ΑΤ. ΒΑΡΟΣ

ΑΖΩΤΟ	N	14
ΑΝΘΡΑΚΑΣ	C	12
ΑΡΓΙΛΙΟ	Al	27
ΑΣΒΕΣΤΙΟ	Ca	40
ΒΟΡΙΟ	B	11
ΒΡΩΜΙΟ	Br	80
ΗΛΙΟ	He	4
ΘΕΙΟ	S	32
ΙΩΔΙΟ	J	127
ΚΑΛΙΟ	K	39
ΜΑΓΓΑΝΙΟ	Mn	55
ΜΟΛΥΒΔΟΣ	Pb	207
ΝΑΤΡΙΟ	Na	23
ΝΙΚΕΛΙΟ	Ni	59
ΟΞΥΓΟΝΟ	O	16
ΟΥΡΑΝΙΟ	U	238
ΣΙΔΗΡΟΣ	Fe	56
ΥΔΡΑΡΓΥΡΟΣ	Hg	200
ΦΘΟΡΙΟ	F	19
ΦΩΣΦΟΡΟΣ	P	31
ΧΑΛΚΟΣ	Cu	64
ΧΛΩΡΙΟ	Cl	35,5
ΧΡΩΜΙΟ	Cr	52
ΨΕΥΔΑΡΓΥΡΟΣ	Zn	65

Σχ. 5. Πίνακας άτομ. βαρών μερικών στοιχείων.



Σχ. 6. Κανονικές συνθήκες (Κ.Σ.).



Σχ. 7. Σχηματική παράσταση σχέσεων μεταξύ Μ.Β. mole κτλ.

● **Γραμμομοριακός όγκος αερίου.** Ένα γραμμομόριο (Mole) από κάθε αέριο σε Κ.Σ. έχει όγκο 22,4 λίτρα. Ο όγκος αυτός λέγεται **γραμμομοριακός όγκος αερίου**.

● **Σχετική πυκνότητα αερίου.** Είδαμε, ότι 1 λίτρο αέρα σε Κ.Σ. έχει μάζα περίπου 1,3 γραμμάρια. Άρα, τα 22,4 λίτρα αέρα σε Κ.Σ. ζυγίζουν περίπου 29 γραμμάρια.

Έξ άλλου, σχετική πυκνότητα (Σ.Π.) αερίου λέμε τό λόγο τής μάζας ενός οποιουδήποτε όγκου του αερίου αυτού προς τή μάζα ίσου όγκου αέρα, στις ίδιες συνθήκες.

Έτσι, αν πάρουμε από 22,4 λίτρα αερίου και αέρα στις κανονικές συνθήκες (Κ.Σ.), έχουμε:

$$\text{Σχετ. πυκνότη. αερίου (Σ.Π.)} = \frac{\text{μάζα 22,4 λίτρ. αερίου (Κ.Σ.)}}{\text{μάζα 22,4 λίτρ. αέρα (Κ.Σ.)}}$$

$$\text{Σχετ. πυκνότη. αερ. (Σ.Π.)} = \frac{\text{Μole αερίου}}{29 \text{ gr αέρα}}$$

ή

$$\text{Σχετ. πυκνότη. αερίου: } \Sigma.Π. = \frac{M}{29}$$

όπου M = μοριακό βάρος του αερίου.

**Παραδείγματα.** α) Τό μοριακό βάρος του υδρογόνου είναι 2. Άρα ή σχετική πυκνότητα του υδρογόνου είναι

$$\Sigma.Π. = \frac{2}{29} = \frac{1}{14,5}$$

Τό H<sub>2</sub> δηλ. είναι 14,5 φορές ελαφρότερο από τον αέρα.

β) Τό μοριακό βάρος του οξυγόνου είναι 32.

ΜΟΡΙΟ ΑΕΡΙΟΥ	H <sub>2</sub>	O <sub>2</sub>	N <sub>2</sub>
ΜΟΡΙΑΚΟ ΒΑΡΟΣ	2	32	28
1 MOLE είναι σε gr	2 gr	32 gr	28 gr
1 MOLE περιέχει ΜΟΡΙΑ	N	N	N
1 MOLE ΑΕΡΙΟΥ σε Κ.Σ. έχει όγκο σε λίτρα	22,4	22,4	22,4

Σχ. 8. Παραδείγματα σχέσεων μεταξύ Μ.Β. mole κτλ. στά αέρια H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub> και N<sub>2</sub>.

"Αρα, η σχετική του πυκνότητα είναι

$$\frac{32}{29} = 1,1$$

περίπου.

**Άσκησης. α) Τό μοριακό βάρος του διοξειδίου του άνθρακα είναι: 44. Νά βρεθεί πόσο ζυγίζει ένα λίτρο του σε Κ.Σ.**

**Λύση.** 1 Mole ζυγίζει 44 gr, και έχει σε Κ.Σ. όγκο 22,4 λίτρα. "Αρα τό 1 λίτρο διοξειδίου του άνθρακα έχει βάρος:

$$44 : 22,4 = 1,964 \text{ γραμμάρια.}$$

**β) Ποιό είναι τό μοριακό βάρος αερίου, του οποίου 1 λίτρο ζυγίζει 1,25 γραμμάρια.**

**Λύση.** 1 λίτρο ζυγίζει 1,25 gr  
τά 22,4 λίτρα X;

---

$$X = 28 \text{ gr. "Αρα τό M.B. είναι 28.}$$

## ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Πώς προκύπτουν οι χημικές ενώσεις;
2. Πότε ένας δεσμός χαρακτηρίζεται έτεροπολικός;
3. Πότε ένας δεσμός χαρακτηρίζεται όμοιοπολικός;
4. Τί λέγεται σθένος στοιχείου;
5. Πότε τό σθένος χαρακτηρίζεται θετικό και πότε άρνητικό.

## ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Γιά τή μέτρηση τής μάζας, πού έχει ένα άτομο, ή και ένα μόριο, χρησιμοποιούμε γιά μονάδα τό 1/12 τής μάζας του άτόμου του στοιχείου άνθρακα 12.

Άτομικό βάρος στοιχείου λέμε τόν αριθμό, πού δείχνει πόσες φορές μεγαλύτερη είναι ή μάζα του άτόμου του στοιχείου αυτού από τό 1/12 τής μάζας του άτόμου του άνθρακα 12.

Μοριακό βάρος στοιχείου ή χημικής ένωσης λέμε τόν αριθμό πού δείχνει πόσες φορές είναι μεγαλύτερη ή μάζα ενός μορίου του στοιχείου ή τής χημικής ένωσης από τό 1/12 τής μάζας του άτόμου του άνθρακα 12.

Γραμμοάτομο στοιχείου λέμε ποσότητα N άτόμων πού σε γραμμάριο είναι τό άτομικό του βάρος.

Γραμμομόριο στοιχείου, ή χημικής ένωσης λέμε ποσότητα N μορίων αυτού, πού σε γραμμάρια, είναι όσο τό μοριακό του βάρος. Κάθε γραμμομόριο στοιχείου, ή χημικής ένωσης περιέχει N μόρια. Ό αριθμός αυτός λέγεται αριθμός Avogadro και είναι ίσος μέ  $6,023 \times 10^{23}$ .

Γραμμομοριακός όγκος σώματος λέγεται ό όγκος πού κατέχει 1 Mole αυτού. Στά άέρια και σε κανονικές συνθήκες είναι ίσος μέ 22,4 λίτρα.

Σχετική πυκνότητα αερίου είναι ό λόγος του μοριακού του βάρος διά του αριθμού 29, πού εκφράζει τό «μέσο μοριακό βάρος» του άέρα (= τό βάρος 22,4 λίτρα άέρα).

## ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Πόσα γραμμοάτομα είναι 5 γραμμάρια του στοιχείου άσβεστίου; (Άτομ. βάρος του άσβεστίου = 40).

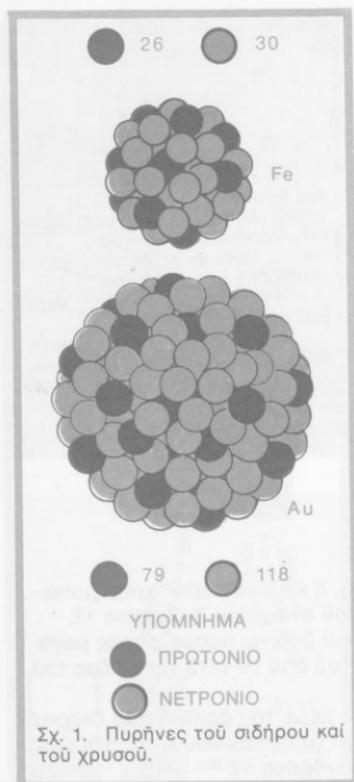
2. Πόσα γραμμάρια είναι μισό γραμμομόριο θειικού όξέος; (Μορ. βάρους του θειικού όξέος = 98).

3. Πόσα Mole είναι 90 gr νερού; (Μορ. βάρος νερού = 18).

4. Πόσος είναι ό όγκος μισού γραμμομορίου (Mole) ύδρογόνου σε κανονικές συνθήκες;

5. Πόσα μόρια περιέχονται σε 1/10 γραμμομορίου οποιασδήποτε ουσίας;

6. Πόσα γραμμομόρια είναι και πόσο όγκο έχουν σε Κ.Σ. 0,5mole άζώτου (Μοριακό βάρος άζώτου 28).



Σχ. 2. Απόσπασμα από το περιοδικό σύστημα.

ΟΜΑΔΕΣ	Ia	Ila	IIla	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa
ΠΕΡΙΟΔΟΣ 1	H							He
ΠΕΡΙΟΔΟΣ 2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
ΠΕΡΙΟΔΟΣ 3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
ΠΕΡΙΟΔΟΣ 4	K	Ca		Ge			Br	Kr
ΠΕΡΙΟΔΟΣ 5	Rb			Sn			J	Xe
ΠΕΡΙΟΔΟΣ 6	Cs			Pb				Rn
ΠΕΡΙΟΔΟΣ 7	Fr							-

## 10° ΜΑΘΗΜΑ

### Η ΔΟΜΗΣΗ ΤΩΝ ΑΤΟΜΩΝ ΤΟ ΠΕΡΙΟΔΙΚΟ ΣΥΣΤΗΜΑ

● Οι συνέπειες, πού δημιουργούνται, όταν μεταβάλλεται ο αριθμός των πρωτονίων του πυρήνα. Το άτομο του υδρογόνου είναι το πιο απλό άτομο. Στόν πυρήνα του έχει 1 μόνο πρωτόνιο και γύρω από αυτόν περιφέρεται 1 μόνο ηλεκτρόνιο.

“Ας παρακολουθήσουμε τί γίνεται όταν αυξάνεται ο αριθμός των πρωτονίων του πυρήνα κατά ένα πρωτόνιο κάθε φορά.

● Όταν τὰ πρωτόνια γίνουν 2 τὸ άτομο παύει νὰ εἶναι ἄτομο ὑδρογόνου (H) καὶ γίνεται ἄτομο ἄλλου στοιχείου, πού τὸ λέμε ἥλιο (He). Γύρω ἀπὸ τὸν πυρήνα τοῦ ατόμου τοῦ ἡλίου περιφέρονται 2 ἠλεκτρόνια, ἀφοῦ μὲ τὴν προσθήκη τοῦ δεύτερου πρωτονίου ὁ πυρήνας διαθέτει δύο θετικά φορτία.

● Όταν σέ ἄτομο τοῦ ἡλίου προστεθεῖ καὶ τρίτο πρωτόνιο, τότε προκύπτει ἄτομο ἄλλου στοιχείου, πού λέγεται λίθιο (Li), αὐτὸ στόν πυρήνα του ἔχει 3 πρωτόνια καὶ γύρω ἀπὸ αὐτόν

περιφέρονται 3 ηλεκτρόνια.

- Άτομα με 6,7 και 8 πρωτόνια στον πυρήνα τους είναι αντίστοιχα άτομα άνθρακα (C), άζωτου (N) και οξυγόνου (O). Με 26 πρωτόνια, είναι άτομα σιδήρου (Fe), με 79 χρυσού (Au) και με 92 πρωτόνια είναι άτομο ουράνιου (U). Τό ουράνιο είναι τό στοιχείο με τόν μεγαλύτερο αριθμό πρωτονίων, πού βρίσκονται στή φύση.

- Οί έρευνητές όμως δημιούργησαν με τεχνητά μέσα (πυρηνικές αντιδράσεις) και 13 μέχρι σήμερα νέα στοιχεία βαρύτερα και από τό ουράνιο, πού δέ βρίσκονται στή Φύση. Αυτά έχουν ατομικούς αριθμούς από 93 μέχρι και 105 και λέγονται **υπερουράνια στοιχεία**. Στούς πυρήνες τών ατόμων τους έχουν δηλαδή από 93 μέχρι 105 πρωτόνια. Στο άτομο του ουράνιου περιφέρονται γύρω από τόν πυρήνα 92 ηλεκτρόνια και στά υπερουράνια από 93 μέχρι 105 ηλεκτρόνια. Έτσι τά άτομα όλων τών στοιχείων είναι ηλεκτρικά ούδέτερα.

- **Πώς κατανέμονται τά ηλεκτρόνια γύρω από τόν πυρήνα.** Είδαμε στά προηγούμενα, ότι ή στιβάδα K μπορεί νά συγκρατήσει μέχρι 2e, ή ή στιβάδα L μέχρι 8e, ή M μέχρι 18e κτλ.

Σέ κάθε άτομο, ή πιό μακρυνή από τόν πυρήνα στιβάδα τών ηλεκτρονίων λέγεται **έξωτερική στιβάδα**.

Κάθε έξωτερική στιβάδα δέν μπορεί νά συγκρατήσει περισσότερα από 8 ηλεκτρόνια. Όταν μάλιστα ως έξωτερική στιβάδα είναι ή K (ή πρώτη μετά τόν πυρήνα), τότε σ' αυτή μόνο 2 ηλεκτρόνια μπορούν νά συγκρατηθούν.

- **Η σημασία τών ηλεκτρονίων τής έξωτερικής στιβάδας.**

Ο αριθμός τών e τής έξωτερικής στιβάδας τών ατόμων ενός στοιχείου καθορίζει τή χημική συμπεριφορά του στοιχείου αυτού, ή όπως λέμε τόν χημικό του χαρακτήρα.

Έτσι, α) Όσα στοιχεία έχουν στήν έξωτερική στιβάδα τών ατόμων τους 8 ηλεκτρόνια (στήν K δύο e) είναι όλα **άδρανη στοιχεία**, δηλαδή δέν καίγονται, δέν ενώνονται εύκολα με άλλα στοιχεία κτλ. Λέγονται **εύγενη άέρια** (είναι όλα τους άέρια) και τά σπουδαιότερα είναι τά: **Ήλιο** (He), **νέο** (Ne), **άργό** (Ar), **κρυστό** (Kr) και **ξένο** (Xe).

β). Όλα τά στοιχεία, πού στήν έξωτερική στιβάδα τών ατόμων τους έχουν 1e, είναι

ΣΤΟΙΧΕΙΟ	ΣΥΜΒΟΛΟ	Α.Α.
ΠΟΣΕΙΔΩΝΙΟ	Np	93
ΠΛΟΥΤΩΝΙΟ	Pu	94
ΑΜΕΡΙΚΙΟ	Am	95
ΚΙΟΥΡΙΟ	Cm	96
ΜΠΕΡΚΕΛΙΟ	Bk	97
ΚΑΛΙΦΟΡΝΙΟ	Cf	98
ΑΪΝΣΤΑΝΙΟ	Es	99
ΦΕΡΜΙΟ	Fm	100
ΜΕΝΤΕΛΕΒΙΟ	Md	101
ΝΟΜΠΕΛΙΟ	No	102
ΛΩΡΕΝΣΙΟ	Lw	103
ΚΟΥΡΤΣΑΤΟΒΙΟ	Ku	104
ΧΑΝΙΟ	Ha	105

Σχ. 3. Τά υπερουράνια στοιχεία.



Σχ. 4. Τά στοιχεία τής 1ης περιόδου.



## ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Περνώντας από τό υδρογόνο μέχρι και τό βαρύτερο στοιχείο, παρατηρούμε αύξηση του αριθμού των πρωτονίων του πυρήνα κατά ένα  $p$ . Αντίστοιχα δέ και αύξηση των ηλεκτρονίων γύρω από τον πυρήνα κατά  $1e$ .

Μετά τό ούράνιο, πού είναι τό βαρύτερο στοιχείο στή Φύση, οι έρευνητές παρασκεύασαν και άλλα 13 στοιχεία τά υπεπουράνια, ώς τον αριθμό 105.

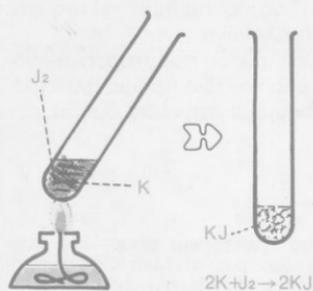
Η πρώτη στιβάδα ηλεκτρονίων, ή  $K$ , συγκρατεί μόνο 2 ηλεκτρόνια. Η δεύτερη μπορεί νά συγκρατήσει 8, ή τρίτη 18 κτλ. Από χημική άποψη σημασία έχει ό αριθμός των ηλεκτρονίων τής έξωτερικής στιβάδας. Ο αριθμός αυτός στο υδρογόνο και στα μέταλλα αλκάλια είναι 1, ενώ στα αλογόνα είναι 7.

Σέ κάθε κατακόρυφη στήλη του περιοδικού συστήματος παρατηρείται αναλογία στις χημικές ιδιότητες των στοιχείων. Έχουν όλα τον ίδιο αριθμό ηλεκτρονίων στις έξωτερικές τους στιβάδες και λέμε, ότι ανήκουν στήν ίδια ομάδα.

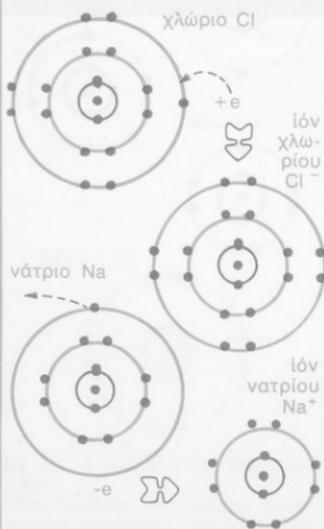
## ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Πώς παρακολουθούν τά ηλεκτρόνια τήν αύξηση του αριθμού των πρωτονίων από άτομο σέ άτομο;  
2. Τί είναι τά υπεπουράνια στοιχεία;

3. Πόσα ηλεκτρόνια μπορεί νά συγκρατήσει ή έξωτερική στιβάδα  $K$  και πόσα οι άλλες στιβάδες σάν έξωτερικές;



Σχ. 1. Παρασκευή ιωδιούχου καλίου KJ.



Σχ. 2. Τά άτομα και τά ιόντα τους.

## 11° ΜΑΘΗΜΑ

### ΧΗΜΙΚΕΣ ΕΝΩΣΕΙΣ - ΔΕΣΜΟΙ - ΣΘΕΝΟΣ

● **Σχηματισμός χημικών ενώσεων.** Πείραμα. Σε δοκιμαστικό σωλήνα ρίχνουμε λίγο κρυσταλλικό ιώδιο (J) και ένα μικρό κομματάκι κάλιο (K). Θερμαίνουμε ελαφρά. Τό ιώδιο και τό κάλιο ενώνονται ζωηρά, εξαφανίζονται και στή θέση τους σχηματίζεται μία νέα ουσία πού τή λέμε ιωδιούχο κάλιο (Σχ. 1)

Οί ουσίες πού προκύπτουν από τήν ένωση δύο, ή περισσότερων στοιχείων λέγονται **χημικές ενώσεις** και τό φαινόμενο του σχηματισμού χημικής ένωσης λέγεται **χημική αντίδραση**.

● **Έξήγηση του φαινομένου.** Ό σχηματισμός χημικών ενώσεων γίνεται μέ **συναλλαγές στα ηλεκτρόνια της εξωτερικής στιβάδας των ατόμων τους**. Γι' αυτές τίς συναλλαγές ηλεκτρονίων πρέπει νά έχουμε υπόψη μας τά εξής:

α) Κάθε εξωτερική στιβάδα είναι συμπληρωμένη όταν έχει 8 ηλεκτρόνια. (Εξαιρείται ή Κ, πού συμπληρώνεται μέ 2e).

β) Όλα τά άτομα έχουν τήν τάση νά αποκτήσουν συμπληρωμένη εξωτερική στιβάδα. Αυτό γίνεται είτε μέ πρόσληψη ηλεκτρονίων είτε μέ παραχώρηση όλων των ηλεκτρονίων της εξωτερικής στιβάδας. Στήν περίπτωση αυτή τά άτομα μένουν μέ τήν προηγούμενη ηλεκτρονική τους στιβάδα, πού είναι συμπληρωμένη (Σχ. 2).

Η συμπλήρωση της εξωτερικής στιβάδας γίνεται ακόμη και μέ **άμοιβαία συνεισφορά** ηλεκτρονίων. Σχηματίζονται τότε ένα, ή περισσότερα ζεύγη ηλεκτρονίων, πού είναι κοινά και στά δύο άτομα, πού ενώνονται:

γ) Τά άτομα των στοιχείων, πού έχουν στήν εξωτερική τους στιβάδα 1, 2, ή και 3 ηλεκτρόνια, τά προσφέρουν.

ΟΜΑΔΕΣ	Ia	Ila	IIla	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa
ΠΕΡΙΟΔΟΣ 1	H							He
ΠΕΡΙΟΔΟΣ 2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
ΠΕΡΙΟΔΟΣ 3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
ΠΕΡΙΟΔΟΣ 4	K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
ΠΕΡΙΟΔΟΣ 5	Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	J	Xe
ΠΕΡΙΟΔΟΣ 6	Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
ΠΕΡΙΟΔΟΣ 7	Fr	Ra	-	-	-	-	-	-



ΔΡΑΣΤΙΚΟΤΗΤΑ  
ΜΕΤΑΛΛΩΝ



ΔΡΑΣΤΙΚΟΤΗΤΑ  
ΑΜΕΤΑΛΛΩΝ

δ) Τά στοιχεία, πού τά άτομά τους έχουν στην έξωτερική στιβάδα 5, 6, ή 7 ηλεκτρόνια, παίρνουν τόσα ηλεκτρόνια ώστε νά άποκτήσουν 8.

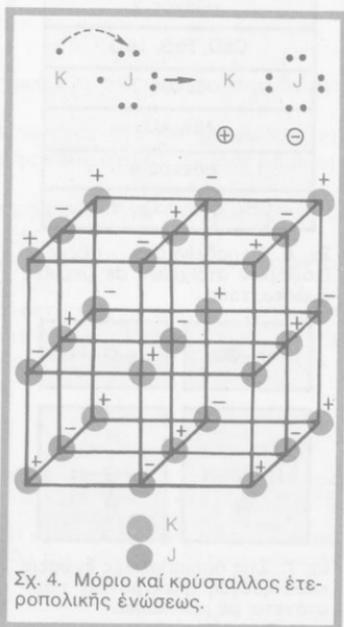
ε) Άμοιβαία συνεισφορά ηλεκτρονίων γίνεται σέ πολλές περιπτώσεις, ιδιαίτερα όμως στά στοιχεία, πού τά άτομά τους έχουν 4 ηλεκτρόνια στην έξωτερική τους στιβάδα.

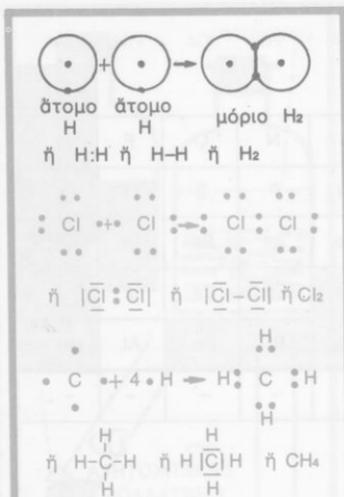
στ) Ή παραχώρηση καί ή πρόσληψη ηλεκτρονίων γίνεται εύκολότερα όταν πρόκειται γιά ένα ηλεκτρόνιο, δυσκολότερα γιά 2 καί ακόμη δυσκολότερα, γιά 3 ηλεκτρόνια, στό ίδιο άτομο.

ζ) Στήν εύκολία, μέ τήν όποια προσφέρονται ή παίρνονται ηλεκτρόνια από ένα άτομο, σημασία έχει καί ή απόσταση τής έξωτερικής στιβάδας από τόν πυρήνα. Όσο πλησιέστερα στόν πυρήνα βρίσκεται ή έξωτερική στιβάδα ενός ατόμου, τόσο δυσκολότερα δίνει καί εύκολότερα παίρνει ηλεκτρόνια. Όσο μακρύτερα από τόν πυρήνα βρίσκεται ή έξωτερική στιβάδα σέ ένα άτομο, τόσο εύκολότερα δίνει καί δυσκολότερα παίρνει ηλεκτρόνια.

● **Μέταλλα. Άμέταλλα. Εύγενή άέρια.** Σύμφωνα μέ τά παραπάνω, μπορούμε στόν περιοδικό πίνακα νά διακρίνομε ποιά στοιχεία παραχωρούν ηλεκτρόνια, ποιά παίρνουν καί ποιά στοιχεία ούτε παραχωρούν, ούτε παίρνουν

Σχ. 3. Ή δραστηκότητα τών στοιχείων καί ή θέση τους στό περιοδικό σύστημα.

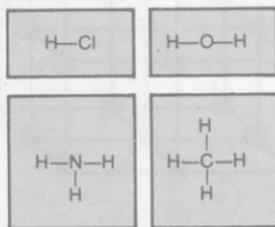




Σχ. 5. Μόρια με όμοιοπολικούς δεσμούς.

σθένος 1
HCl, KJ
σθένος 2
CaO, H <sub>2</sub> S, H <sub>2</sub> O
σθένος 3
NH <sub>3</sub> , AlJ <sub>3</sub>
σθένος 4
CH <sub>4</sub> , SO <sub>2</sub> , CO <sub>2</sub> , SiO <sub>2</sub>

Σχ. 6. Παραδείγματα σθένους διαφόρων στοιχείων σε μερικές ενώσεις τους.



Σχ. 7. Στις όμοιοπολικές ενώσεις κάθε ζεύγος ηλεκτρονίων παριστάνεται με μία παύλα.

ηλεκτρόνια, (Σχ. 3). Τά πρώτα τά χαρακτηρίζομε «μέταλλα» τά δεύτερα «άμέταλλα» και τά τρίτα «εύγενή άέρια».

Άριστερά στόν πίνακα βρίσκονται τά μέταλλα. Όσο άριστερότερα και χαμηλότερα βρίσκεται σ' αυτόν ένα μέταλλο, τόσο πιό δραστικό είναι, γιατί δίνει εύκολότερα τά ηλεκτρόνια του και σχηματίζει εύκολότερα χημικές ενώσεις.

Δεξιά στόν πίνακα και μέχρι τή στήλη με τά εύγενή άέρια βρίσκονται τά άμέταλλα, πού παίρνουν ηλεκτρόνια. Όσο δεξιότερα και πρός τά πάνω βρίσκεται ένα άμέταλλο, τόσο δραστικότερο είναι, γιατί τόσο εύκολότερα παίρνει ηλεκτρόνια.

## ΔΕΣΜΟΙ

● **Έτεροπολικός δεσμός** (ή και **ιοντικός**). Όταν ένώνεται τό κάλιο με τό ιώδιο, και σχηματίζει ιδιοϋχο κάλιο, τό άτομο του καλίου παραχωρεί στό άτομο του ιωδίου 1 ηλεκτρόνιο. Έτσι, τό άτομο του καλίου άποκτά 1 θετικό ηλεκτρικό φορτίο και τό άτομο του ιωδίου 1 άρνητικό ηλεκτρικό φορτίο. Τό άτομο του καλίου με τό θετικό φορτίο του λέγεται **κατιόν** (K<sup>+</sup>), και τό άτομο του ιωδίου με τό άρνητικό του φορτίο λέγεται **άνιόν** (J<sup>-</sup>). Άνάλογα σχηματίζονται και πολλές άλλες ενώσεις.

Οί χημικές αυτές ενώσεις είναι σώματα στερεά κρυσταλλικά. Στούς κρυστάλλους τους τά κατιόντα και τά άνιόντα διατάσσονται σε όρισμένες συμμετρικές θέσεις (Σχ. 3).

Έπειδή στίς ενώσεις αυτές εμφανίζονται διάκριτοι έτερόσημοι ηλεκτρικοί πόλοι, τίς χαρακτηρίζομε **έτεροπολικές ενώσεις** και τό δέσιμο των κατιόντων με τά άνιόντα λέμε πώς γίνεται με **έτεροπολικό δεσμό**.

● **Όμοιοπολικός δεσμός**. Αύτός γίνεται όταν δυό άτομα συνεισφέρουν άμοιβαία από ένα ηλεκτρόνιο για κάθε κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων. Τό κάθε ζεύγος ηλεκτρονίων άνήκει στίς ηλεκτρονικές στιβάδες και των δυό ατόμων πού συνδέονται.

Παραδείγματα όμοιοπολικών δεσμών βλέπομε στά μόρια των στοιχείων H<sub>2</sub> και Cl<sub>2</sub>, καθώς και στό μόριο του μεθανίου (CH<sub>4</sub>) πού είναι μία όμοιοπολική ένωση.

Οί δεσμοί αύτοί πού γίνονται με κοινά ζεύγη ηλεκτρονίων λέγονται **όμοιοπολικοί δεσμοί**, και **οι ενώσεις με όμοιοπολικούς δεσμούς, λέγονται όμοιοπολικές ενώσεις**.

## ΣΘΕΝΟΣ

Σθένος ενός στοιχείου λέμε τον αριθμό των ηλεκτρονίων, που παραχωρεί, ή που παίρνει, ή και που άμοιβαία συνεισφέρει ένα άτομο του στοιχείου αυτού, όταν σχηματίζει χημική ένωση.

Τά στοιχεία χαρακτηρίζονται σαν **μονοσθενή, δισθενή, τρισθενή** κτλ., ανάλογα με τον αριθμό των ηλεκτρονίων που παραχωρεί, ή παίρνει, ή συνεισφέρει τό άτομό τους στις χημικές ενώσεις, που σχηματίζουν.

Στις έτεροπολικές ενώσεις τό σθένος χαρακτηρίζεται σαν θετικό (+) στά στοιχεία που σχηματίζουν κατιόντα και σαν άρνητικό (-), στά στοιχεία που σχηματίζουν ανιόντα. Σθένη μεριών στοιχείαων:

Σθένος +1 H, Na K

Σθένος +2 Ca, Zn

Σθένος -1 Cl, J

Σθένος +3 Al,

Σθένος 4 C, Si

## ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Πώς προκύπτουν οί χημικές ενώσεις;
2. Πότε ένας δεσμός χαρακτηρίζεται έτεροπολικός;
3. Πότε ένας δεσμός χαρακτηρίζεται όμοιοπολικός;
4. Τί λέγεται σθένος στοιχείου;
5. Πότε τό σθένος χαρακτηρίζεται θετικό και πότε άρνητικό;

## ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Οί χημικές ενώσεις σχηματίζονται με τίς χημικές αντιδράσεις, όπου άτομα από διάφορα στοιχεία ένώνονται μεταξύ τους.

Η ένωση των ατόμων διαφόρων στοιχείων γίνεται είτε με προσφορά και αντίστοιχη πρόσληψη ηλεκτρονίων της έξωτερικής τους στιβάδας, είτε με άμοιβαία συνεισφορά των ηλεκτρονίων τους.

Οί ενώσεις, που γίνονται με προσφορά και πρόσληψη ηλεκτρονίων λέγονται έτεροπολικές, και οί δεσμοί τους έτεροπολικοί δεσμοί.

Οί ενώσεις που γίνονται με άμοιβαία συνεισφορά ηλεκτρονίων λέγονται όμοιοπολικές και οί δεσμοί τους όμοιοπολικοί δεσμοί.

Σθένος στοιχείου λέμε τον αριθμό των ηλεκτρονίων, που προσφέρει, ή παίρνει, ή άμοιβαία συνεισφέρει τό άτομό του κατά τό σχηματισμό χημικής ένωσης. Τά στοιχεία χαρακτηρίζονται έτσι σαν μονοσθενή, δισθενή, τρισθενή κτλ.

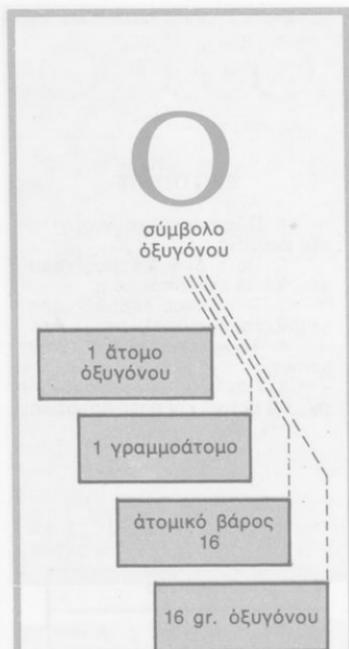
## ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Στην στιβάδα M των ατόμων ενός στοιχείου υπάρχει μόνο 1e. Ζητείται: α) Τί είδος δεσμού κάνει αυτό τό στοιχείο. β) Ποίό είναι τό σθένος του.

2. Στοιχείο έχει 2e στην έξωτερική στιβάδα των ατόμων του. Τί σθένος έχει και τί είδους ενώσεις κατά κανόνα σχηματίζει;

3. Τί σθένος έχει και τί είδους ενώσεις σχηματίζει κατά κανόνα στοιχείο με 7 έξωτερικά ηλεκτρόνια στό άτομό του;

4. Τί σθένος έχει και τί είδους ενώσεις σχηματίζει στοιχείο με 4 ηλεκτρόνια στην έξωτερική στιβάδα του ατόμου του;



Σχ. 1. Τι παριστάνει ένα χημικό σύμβολο.

ΙΟΝΤΑ	
θετικά	αρνητικά
Na <sup>+</sup>	O <sup>-</sup>
K <sup>+</sup>	S <sup>-</sup>
Ca <sup>++</sup>	Cl <sup>-</sup>
Al <sup>+++</sup>	J <sup>-</sup>

Σχ. 2. Σύμβολα ιόντων.

## 12° ΜΑΘΗΜΑ

### ΣΥΜΒΟΛΙΣΜΟΙ ΤΩΝ ΜΟΡΙΩΝ ΧΗΜΙΚΟΙ ΤΥΠΟΙ - ΧΗΜΙΚΕΣ ΕΞΙΣΩΣΕΙΣ

● **Συμβολισμοί.** Όπως είδαμε (8ο μάθημα), κάθε στοιχείο έχει τό σύμβολό του πού παριστάνει τό στοιχείο 1 άτομο του στοιχείου καί ποσότητα του στοιχείου σέ γραμμάρια, όσο είναι τό ατομικό του βάρος, δηλ. ένα **γραμμοάτομο** του στοιχείου. Έτσι π.χ. τό σύμβολο O παριστάνει τό στοιχείο οξυγόνο, ένα άτομο οξυγόνου καί 16 γραμμάρια οξυγόνου.

● Για νά συμβολίσουμε τά ιόντα, γράφομε επάνω καί δεξιά από τό σύμβολο τόσα +, όσα είναι τά e, πού **έδωσε ή τόσα** όσα είναι τά e, πού πήρε τό άτομο, όπως π.χ. H<sup>+</sup>, O<sup>-</sup> κτλ.

● Τά μόρια των στοιχείων συμβολίζονται ανάλογα μέ τόν αριθμό των ατόμων πού περιέχει τό μόριο. Ο αριθμός αυτός μπαίνει κάτω δεξιά από τό σύμβολο του ατόμου καί λέγεται **δείκτης** π.χ. H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>. Τά στοιχεία, πού τά μόριά τους αποτελούνται από δύο άτομα, τά λέμε **διάτομα**. Υπάρχουν όμως καί στοιχεία, πού τά μόριά τους αποτελούνται από 1 άτομο (μονάτομα). Τέτοια είναι τά μόρια των εύγενών αερίων καί των μετάλλων.

● **Τά μόρια των ενώσεων** συμβολίζονται μέ τους **χημικούς τύπους**.

Μέ ένα χημικό τύπο συμβολίζουμε τό μικρότερο σύνολο των ατόμων, πού δένονται μεταξύ τους για νά σχηματίσουν χημική ένωση. Ένας τέτοιος χημικός τύπος λέγεται καί **μοριακός τύπος** της ένωσης πού συμβολίζει.

Έτσι π.χ. τό υδροχλώριο συμβολίζεται μέ τόν τύπο HCl. Τό χλωριούχο νάτριο μέ NaCl, τό ιωδιούχο κάλι μέ KJ, τό νερό μέ H<sub>2</sub>O, τό μεθάνιο μέ CH<sub>4</sub> κτλ.

Όπως βλέπομε, ό κάθε χημικός (μοριακός) τύπος μάς δείχνει σέ ποιά αναλογία βρίσκονται τά άτομα μεταξύ τους στό μόριο της ουσίας.

● **Τί συμβολίζει ο μοριακός τύπος.** Ό κάθε μοριακός τύπος συμβολίζει:

α) **Ποιοτικά.** Από ποιά στοιχεία αποτελείται ή ουσία π.χ.  $H_2$ ,  $H_2O$ , κτλ.

β) **Ποσοτικά.** 1. **Στήν κλίμακα των ατόμων.** α) Ένα μόριο της ουσίας. β) Τήν αναλογία των ατόμων (όταν πρόκειται για χημική ένωση) και γ) Τό μοριακό βάρος της ουσίας. 2. **Στήν συνηθισμένη κλίμακα:** α) 1 Mole της ουσίας. β) Τίς αναλογίες των γραμμοατόμων στο γραμμομόριο της ουσίας και γ) Τόσα gr της ουσίας, όσο είναι τό μοριακό της βάρος. "Αν ή ουσία είναι άεριο σώμα, τότε ό μοριακός της τύπος εκφράζει και τόν όγκο της σε Κ.Σ., πού είναι 22,4 λίτρα.

**Γενικό παράδειγμα.** Ό τύπος  $H_2O$  σημαίνει 1 μόριο νερού, πού αποτελείται από 2 άτομα H και ένα άτομο O. "Ότι τό νερό έχει μορ. βάρος  $2 \times 1 + 16 = 18$ . Επίσης 1 mole δηλαδή 18gr νερού.

Ό τύπος  $H_2$  εκφράζει: 1 μόριο υδρογόνου, πού αποτελείται από 2 άτομα H. "Ότι τό μορ. βάρος του υδρογόνου είναι  $2 \times 1 = 2$ . Εκφράζει επίσης 1 Mole υδρογόνου, ή 2 gr αυτού και σε Κ.Σ. όγκο 22,4 λίτρα  $H_2$ .

● **Ό υπολογισμός του μοριακού βάρους στοιχείου, ή ενώσεως** είναι εύκολος, όταν γνωρίζουμε τόν μοριακό τύπο και τά ατομικά βάρη των στοιχείων.

**Παραδείγματα.** 1°. Ποιά είναι τό Μ.Β. του άζώτου (Α.Β. = 14).

**Λύση.** Έχομε 2 άτομα N  $\times 14 = 28$ .

2°. Ποιά είναι τό Μ.Β. του  $H_2SO_4$  (θεικού όξεος). (Α.Β. θείου = 32, υδρογόνου = 1, όξυγόνου = 16)

**Λύση.** Έχομε 2 άτομα H  $\times 1 = 2$

1 άτομο S  $\times 32 = 32$

4 άτομα O  $\times 16 = 64$

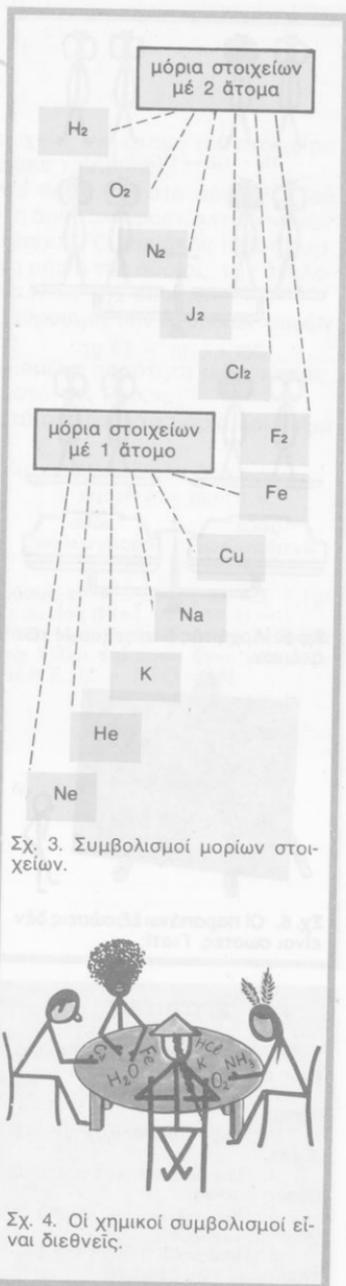
Σύνολο 98

"Αρα τό Μ.Β. του  $H_2SO_4$  είναι 98.

● **Υπολογισμός του Mole ουσίας.** Ένα mole είναι τόσα γραμμάρια ουσίας, όσο είναι τό μοριακό της βάρος. Σε περίπτωση, πού ζητάμε πόσα Mole περιέχονται σε όρισμένη ποσότητα ουσίας, διαιρούμε τόν αριθμό πού εκφράζει τά γραμμάρια της ουσίας με τό μοριακό της βάρος.

Αριθμός Mole =  $\frac{\text{gr ουσίας}}{\text{Μ.Β.}}$

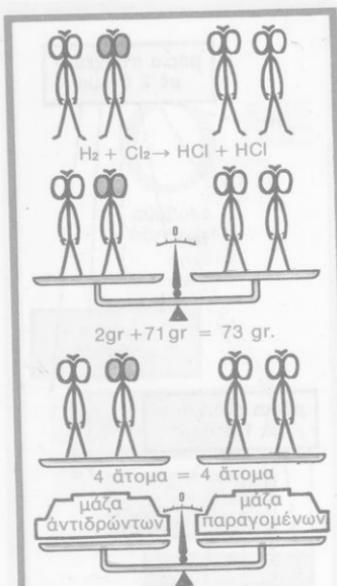
**Παράδειγμα.** Πόσα Mole είναι τά 49 gr  $H_2SO_4$ ;



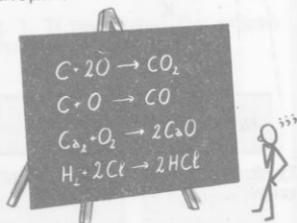
Σχ. 3. Συμβολισμοί μορίων στοιχείων.



Σχ. 4. Οι χημικοί συμβολισμοί είναι διεθνείς.



Σχ. 5. Άρχη της διατήρησης των ατόμων.



Σχ. 6. Οι παραπάνω εξισώσεις δεν είναι σωστές. Γιατί;

### ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Τι παριστάνει το σύμβολο ενός στοιχείου;
2. Πώς συμβολίζονται τα ιόντα;
3. Πώς συμβολίζονται το μόρια;
4. Πώς βρίσκεται το μοριακό βάρος ουσίας;
5. Πώς γράφονται σωστά οι χημικές εξισώσεις;
6. Ποιά είναι η αρχή της διατήρησης των ατόμων;

**Λύση.** Τό Μ.Β. του  $H_2SO_4$  είναι 98. Έτσι έχουμε:  
 $49 : 98 = 0,5 \text{ Mole.}$

### ΧΗΜΙΚΕΣ ΕΞΙΣΩΣΕΙΣ

● **Γενικά.** Τά χημικά φαινόμενα λέγονται **χημικές αντιδράσεις**, και συμβολίζονται με τις **χημικές εξισώσεις**.

Σέ κάθε χημική εξίσωση αναγράφονται μέ τούς τύπους τους α) Τά σώματα πού αντιδρούν μεταξύ τους και λέγονται **αντιδρώντα σώματα** και β) Τά σώματα πού σχηματίζονται και λέγονται προϊόντα της αντιδράσεως.

Τά μόρια τών προϊόντων της αντιδράσεως σχηματίζονται μέ διάφορες ανακατατάξεις τών ατόμων στά αντιδρώντα μόρια.

Στίς χημικές εξισώσεις γράφουμε άριστερά τά αντιδρώντα σώματα και δεξιά τά προϊόντα της αντιδράσεως.

Άντιδρώντα μόρια      Παραγόμενα μόρια  
 $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$

Τό βέλος δείχνει τή φορά της πορείας της αντιδράσεως.

Σέ κάθε χημική εξίσωση, ό συνολικός αριθμός τών ατόμων πού είναι στά αντιδρώντα μόρια, είναι ίσος μέ τόν συνολικό αριθμό τών ατόμων, πού είναι στά προϊόντα της αντιδράσεως. Η σχέση αύτη βγαίνει άπ' τήν **Άρχη της διατήρησης τών ατόμων**, πού σημαίνει ότι στίς διάφορες χημικές αντιδράσεις τά άτομα **παραμένουν άφθαρτα**. Η αρχή αύτη είναι γνωστή και σάν **νόμος της άφθαρσίας της ύλης** (Lavoisier).

● **Πότε είναι σωστά γραμμένη μία χημική εξίσωση.** Για νά γράψουμε σωστά μία χημική εξίσωση, πρέπει νά ισχύει ή αρχή της διατήρησης τών ατόμων. Για νά είναι ίσος ό αριθμός τών ατόμων του κάθε στοιχείου τόσο άριστερά, όσο και δεξιά από τό βέλος της εξισώσεως, βάζουμε κατάλληλους αριθμητικούς **συντελεστές** μπροστά από κάθε μόριο, όπου αυτό χρειάζεται.

**Παράδειγμα.** "Όταν αντιδρά ένα μόριο  $H_2$  μέ ένα μόριο  $Cl_2$ , παράγονται δύο μόρια της ένώσεως  $HCl$  (ύδροχλωρίου). Για νά γραφεί σωστά ή χημική εξίσωση της αντιδράσεως αύτης, ώστε νά ισχύει και ή αρχή της διατήρησης τών ατόμων, πρέπει νά βάλομε συντελεστή 2 στόν τύπο του μορίου πού παράγεται από τήν αντίδραση αύτη,



## ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Τό σύμβολο ενός στοιχείου συμβολίζει τό στοιχείο, ένα άτομο τοῦ στοιχείου καί ποσότητα αὐτοῦ σέ γραμμάρια ἰση μέ τό ατομικό του βάρος.

Τά ἰόντα συμβολίζονται μέ ἀναγραφή ἐπάνω δεξιά καί στό σύμβολο τοῦ στοιχείου ἑνός +, ἤ ἑνός -, ἀνάλογα μέ τό θετικό, ἤ ἀρνητικό φορτίο τοῦ ἰόντος.

Τά μόρια συμβολίζονται μέ τούς μοριακούς τύπους. Ὁ μοριακός τύπος συμβολίζει ἀπό ποιά στοιχεῖα ἀποτελεῖται ἡ οὐσία, ἕνα μόριο τῆς οὐσίας, τήν ἀναλογία τῶν ἀτόμων στό μόριο, τό μοριακό βάρος, ἕνα Mole τῆς οὐσίας.

Τό μοριακό βάρος οὐσίας βρίσκεται ἀπό τό ἄθροισμα τῶν ατομικῶν βαρῶν ὅλων τῶν ἀτόμων, πού περιέχονται στό μόριό τῆς.

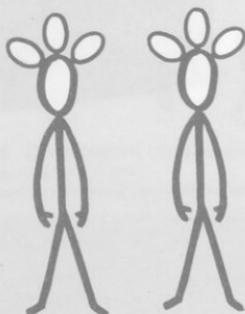
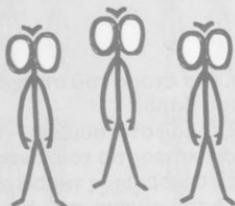
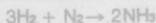
Γιά νά βροῦμε πόσα Mole περιέχονται σέ ὀρισμένη ποσότητα μιᾶς οὐσίας, διαιροῦμε τό βάρος τῆς σέ γραμμάρια μέ τό μοριακό τῆς βάρος.

Στίς χημικές ἐξισώσεις γράφονται ἀριστερά τά ἀντιδρώντα μόρια καί δεξιά τοῦ βέλους τά προϊόντα τῆς ἀντιδράσεως.

Στίς χημικές ἀντιδράσεις ἰσχύει ἡ ἀρχή τῆς διατηρήσεως τῶν ἀτόμων.

## ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Νά βρεθοῦν τά μοριακά βάρη τῶν οὐσιῶν: NaCl, KJ, καί ZnS. Ἀτομικά βάρη Na = 23. Cl = 35,5. K = 39. Zn = 65. S = 32.
2. Νά βρεθεῖ πόσα Mole περιέχονται σέ 585 gr NaCl. (Na = 23 καί Cl = 35,5.)
3. Πόσος εἶναι ὁ ὄγκος σέ Κ.Σ. 1,7gr αέριου ἀμμωνίας (NH<sub>3</sub>), (N = 14, H = 1).
4. Πόσα Mole διοξειδίου τοῦ ἀνθρακα (CO<sub>2</sub>) εἶναι 440gr καί πόσο ὄγκο καταλαμβάνουν μέ Κ.Σ.; (C = 14, O = 16).



$$3 \text{ MOLE } + 1 \text{ MOLE } = 2 \text{ MOLE}$$

$$3 \times 22,4 + 1 \times 22,4 = 2 \times 22,4$$



$$3 \text{ μόρια } + 1 \text{ μόριο } = 2 \text{ μόρια}$$

Σχ. 1. Τρία σύν ένα κάνουν δύο.

## 13° ΜΑΘΗΜΑ

### ΤΙ ΣΥΜΒΟΛΙΖΕΙ ΜΙΑ ΧΗΜΙΚΗ ΕΞΙΣΩΣΗ-ΡΙΖΕΣ

#### ΕΦΑΡΜΟΓΕΣ

● **Παράδειγμα.** Θεωρούμε την αντίδραση όπου αέριο  $\text{N}_2$  αντιδρά με αέριο  $\text{H}_2$  και παράγεται αέριος άμμωνία ( $\text{NH}_3$ ).

Η χημική εξίσωση γράφεται κατ' αρχήν:  $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$ . Σ' αυτήν όμως την εξίσωση δεν υπάρχει ίσος αριθμός ατόμων από κάθε στοιχείο και στά δυό της μέλη, την διορθώνουμε βάζοντας κατάλληλους συντελεστές:



Στή μικροκλίμακα, ή πιό πάνω εξίσωση συμβολίζει ότι αντιδρούν 3 μόρια  $\text{H}_2$  με 1 μόριο  $\text{N}_2$  και παράγονται 2 μόρια  $\text{NH}_3$ .

Στήν συνηθισμένη κλίμακα συμβολίζει, ότι αντιδρούν 1 Mole αζώτου με 3 Mole υδρογόνου και παράγονται 2 Mole άμμωνίας. Επίσης ότι αντιδρούν 28 gr  $\text{N}_2$  με 6 gr  $\text{H}_2$  και παράγονται 34 gr  $\text{NH}_3$ .

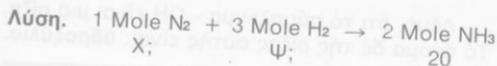
Κι' ακόμη επειδή θεωρούμε, ότι τόσο τά αντιδρώντα αέρια, όσο και τό αέριο προϊόν τής αντιδράσεως είναι σέ Κ.Σ., σημαίνει ότι 22,4 lit.  $\text{N}_2$  αντιδρούν με 67,2 lit  $\text{H}_2$  και δίνουν 44,8 lit  $\text{NH}_3$ .

Έτσι, μία χημική εξίσωση παριστάνει:

1. Αναλογίες σέ μόρια.  
2. Αναλογίες σέ Mole, άρα, και σέ γραμμάρια γιά τό καθένα από τά αντιδρώντα σώματα και τά προϊόντα.

3. Αναλογίες σέ γραμμομοριακούς όγκους.  
Μέ βάση τίς χημικές εξισώσεις μπορούν νά λυθούν διάφορα προβλήματα χημείας, πού λέγονται **στοιχειομετρικά προβλήματα**. Γιά τή λύση τών προβλημάτων αυτών χρησιμοποιούμε τή μέθοδο τών τριών.

● **Εφαρμογές. Πρόβλημα 1.** Πόσα Mole  $\text{N}_2$  και πόσα Mole  $\text{H}_2$  χρειάζονται, γιά τήν παρασκευή 20 Mole  $\text{NH}_3$ ;



$$X = 1 \cdot \frac{20}{2} = 10 \text{ Mole N}_2$$

καί

$$\Psi = 3 \cdot \frac{20}{2} = 30 \text{ Mole H}_2$$

**Πρόβλημα 2ο.** Πόσα γραμμάρια  $\text{H}_2$  χρειάζονται και πόσα γραμμάρια  $\text{NH}_3$  θα παραχθούν, όταν αντιδράσουν 2,8 γραμμάρια  $\text{N}_2$ ;

**Λύση. Από:**

28 gr  $\text{N}_2$  καί από 6 gr  $\text{H}_2$  παράγονται 34 gr  $\text{NH}_3$   
 2,8 gr  $\text{N}_2$   $X$ ; gr  $\text{H}_2$

$\Psi$ ; gr  $\text{NH}_3$

$$X = 6 \cdot \frac{2,8}{28} = 0,6 \text{ gr H}_2 \text{ καί}$$

$$\Psi = 34 \cdot \frac{2,8}{28} = 3,4 \text{ gr NH}_3$$

"Όταν για τη λύση προβλημάτων, που βασίζονται σε υπολογισμούς που γίνονται στις χημικές εξισώσεις, τα διάφορα ποσά δίδονται στις ίδιες μονάδες (gr, Mole, lit κτλ.), πρέπει πάντα να έχουμε στο νου μας τις σχέσεις που συνδέουν τα Mole με τα gr και τους όγκους σε Κ.Σ.

**Πρόβλημα 3ο.** Πόσα Mole  $\text{N}_2$  και πόσα gr  $\text{H}_2$  χρειάζονται για να παραχθούν 4,48 lit αερίου αμμωνίας σε Κ.Σ.;

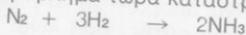
**Λύση.** Έχουμε  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$ . Ξέρουμε όμως, ότι:

1 Mole  $\text{N}_2$  ζυγίζει 28 gr και έχει όγκο 22,4 lit

3 Mole  $\text{H}_2$  ζυγίζει 6 gr και έχει όγκο 67,2 lit

2 Mole  $\text{NH}_3$  ζυγίζει 34 gr και έχει όγκο 44,8 lit

Τό πρόβλημα τώρα καταστρώνεται ως εξής:



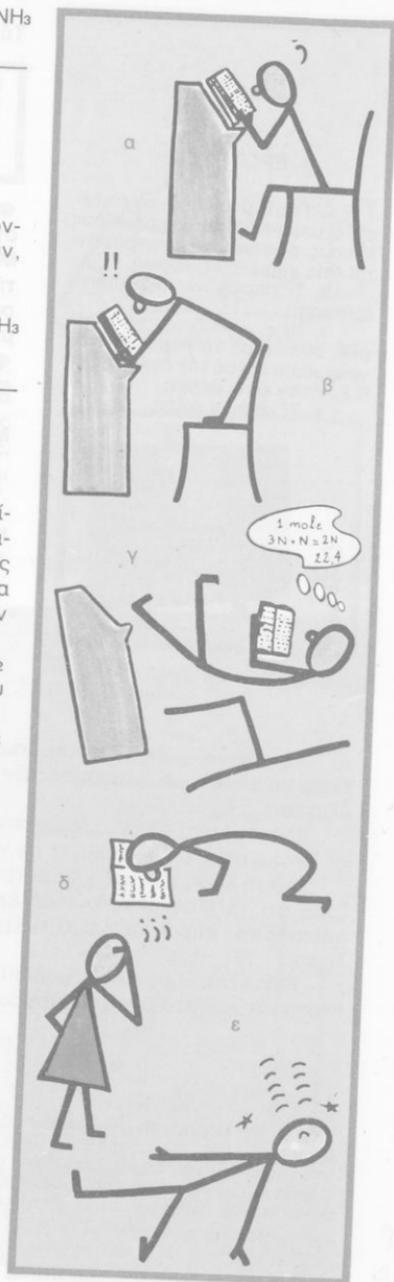
$$1 \text{ Mole} + 6 \text{ gr} \rightarrow 44,8 \text{ gr}$$

$$X; \text{ Mole} + \Psi \quad \quad \quad 4,48 \text{ gr}$$

$$X = 1 \cdot \frac{4,48}{44,8} = 0,1 \text{ Mole N}_2 \text{ καί}$$

$$\Psi = 6 \cdot \frac{4,48}{44,8} = 0,6 \text{ gr H}_2$$

● **Ρίξες.** Υποθέτουμε, ότι από τό μόριο  $\text{H}_2\text{O}$  του νερού αποσπάται ένα άτομο H (υδρογόνου). Θά παραμείνει τότε τό υπόλοιπο του μορίου, πού αποτελείται από τό σύμπλεγμα  $-\text{OH}$ . 'Η παύλα σ' αυτό τό σύμπλεγμα παριστάνει τό ελεύθερο σθένος, πού κρατούσε τό H στό μόριο.



## ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Γιατί μπαίνουν συντελεστές μπροστά στους μοριακούς τύπους ουσιών που αναγράφονται στις χημικές εξισώσεις;

2. Τι παριστάνει μία χημική εξίσωση;

3. Πώς σχετίζεται τό Mole μιάς ουσίας με τό βάρος της σε γραμμάρια και με τόν όγκο της σε Κ.Σ., όταν είναι άερια;

4. Τι είναι οι ρίζες;

Λέμε, ότι τό σύμπλεγμα - OH είναι μιά ρίζα. Τό όνομα δέ τής ρίζας αύτής είναι: **ύδροξύλιο**.

*Ρίζα καλεΐται κάθε τμήμα μορίου, πού αποτελείται από ομάδα ατόμων διαφόρων στοιχείων και στό όποιο υπάρχουν ένα ή περισσότερα ελεύθερα σθένη.*

● Οι ρίζες δέν υπάρχουν σε ελεύθερη κατάσταση και αποτελούν θεωρητικά επινοήματα. Με τίς ρίζες διευκολυνόμαστε στην κατανόηση τής συμπεριφοράς πάρα πολλών ενώσεων, πού στά μόριά τους οι ρίζες αποτελούν συστατικά μέλη.

● Μιά ρίζα παριστάνεται συμβολικά με τό κεφαλαίο γράμμα R.

Οι σπουδαιότερες από τίς ρίζες είναι:

### Μονοθενείς

Ύδροξύλιο - OH

Άμμώνιο - NH<sub>4</sub>

Νιτρική - NO<sub>3</sub>

Χλωρική - ClO<sub>3</sub>

### Δισθενείς

Θειική = SO<sub>4</sub>

Άνθρακική = CO<sub>3</sub>

### Τρισθενείς

Φωσφορική ≡ PO<sub>4</sub>

## ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Σε κάθε χημική εξίσωση μπαίνουν συνήθως και κατάλληλοι συντελεστές, ώστε να είναι ίσος ο αριθμός των ατόμων κάθε στοιχείου και στα δυο μέλη τής εξίσωσης.

Οι ποσότητες των ουσιών στις χημικές εξισώσεις εκφράζονται σε μόρια και σε άτομα στην μικροκλίμακα, σε γραμμομόρια και σε γραμμοάτομα στην πράξη.

Γιά τή λύση των στοιχειομετρικών προβλημάτων, είναι απαραίτητο να γνωρίζουμε ότι τό Mole μιάς ουσίας εκφράζει τόσα γραμμάρια αύτής, όσο είναι τό μοριακό της βάρος και ότι στα άερια και σε Κ.Σ. τό Mole εκφράζει όγκο ίσο με 22,4 λίτρα.

Ρίζα είναι κάθε τμήμα μορίου, πού αποτελείται από ομάδα ατόμων διαφόρων στοιχείων και στό όποιο υπάρχουν ένα ή περισσότερα ελεύθερα σθένη.

## ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Με θέρμανση τό άνθρακικό άσβεστιο πού είναι σώμα στερεό (CaCO<sub>3</sub>) διασπάται και δίνει άεριο διοξειδίο του άνθρακα (CO<sub>2</sub>) και στερεό όξειδίο του άσβεστιου (CaO). Δίνονται: α) Τά άτομικά βάρη:

Ca = 40, C = 12 και O = 16. β) Ή χημική εξίσωση: CaCO<sub>3</sub> → CaO + CO<sub>2</sub>

Χρησιμοποιώντας τά πιο πάνω δεδομένα, να φτιάξετε 4 άπλες δικές σας άσκήσεις και να τίς λύσετε.

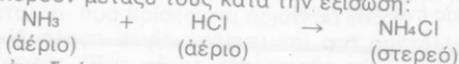
## 14<sup>ο</sup> ΜΑΘΗΜΑ

### ΚΑΤΗΓΟΡΙΕΣ ΧΗΜΙΚΩΝ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΩΝ

● **Γενικά.** Οι χημικές αντιδράσεις ταξινομούνται σε διάφορες κατηγορίες ανάλογα με τα προϊόντα, που παράγονται. Οι συνηθέστερες, από αυτές είναι: Οι αντιδράσεις συνθέσεως, άποσυνθέσεως, άπλης αντικαταστάσεως και διπλής αντικαταστάσεως.

● **Αντιδράσεις συνθέσεως. Πείραμα.** Τοποθετούμε τή μία κοντά στην άλλη δυο φιάλες, που περιέχουν πυκνά διαλύματα αέριας αμμωνίας ( $\text{NH}_3$ ) και αερίου υδροχλωρίου ( $\text{HCl}$ ) (Σχ. 1). Ανοίγουμε τὰ πώματά τους και βλέπουμε νὰ σχηματίζεται άσπρος καπνός.

**Εξήγηση.** Από τὰ πυκνά διαλύματά τους τὰ δυο αέρια βγαίνουν και έρχόμενα σε έπαφή αντιδρούν μεταξύ τους κατά τήν εξίσωση:



Οι αντιδράσεις τής μορφής αυτής λέγονται **αντιδράσεις συνθέσεως**. Άλλες αντιδράσεις συνθέσεως βλέπουμε στόν πίνακα του σχήματος 2.

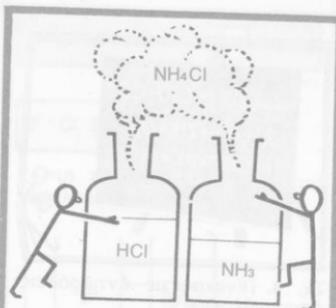
● **Αντιδράσεις άποσυνθέσεως. Πείραμα.** Σε δοκιμαστικό σωλήνα θερμαίνουμε **όξειδιο του υδραργύρου** ( $\text{HgO}$ ) (Σχ. 3).

Παράγεται αέριο  $\text{O}_2$  και στα τοιχώματά του σωλήνα σχηματίζεται καθρέφτης από υδραργυρο. Τά δυο αυτά στοιχεία είναι προϊόντα τής διασπάσεως του  $\text{HgO}$ :

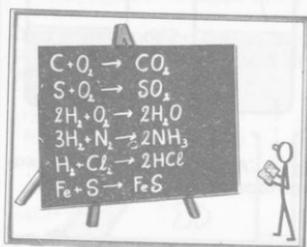


Η αντίδραση αυτή λέγεται, **αντίδραση άποσυνθέσεως** χημικής ένωσης.

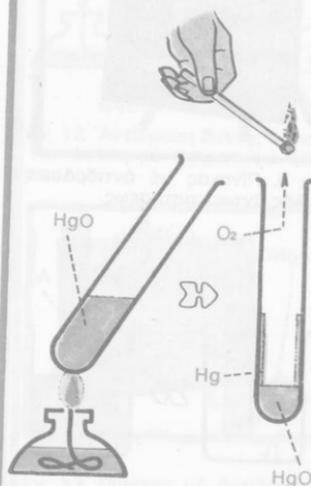
● **Αντίδραση άπλης αντικαταστάσεως. Πείραμα.** Σε διάλυμα θειϊκού χαλκού  $\text{CuSO}_4$  (γαλαζόπετρας) ρίχνουμε σκόνη από σίδηρο ( $\text{Fe}$ ) (Σχ. 5). Ο θειϊκός χαλκός αντιδρά τότε με τόν σίδηρο



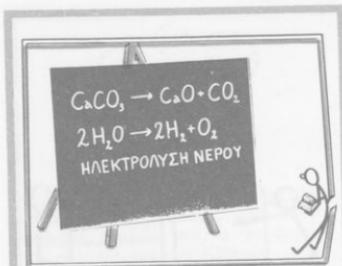
Σχ. 1. Σύνθεση χλωριούχου αμμωνίου.



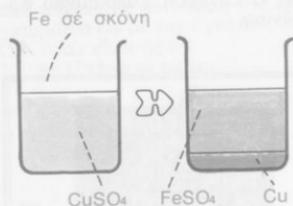
Σχ. 2. Πίνακας με αντιδράσεις συνθέσεως.



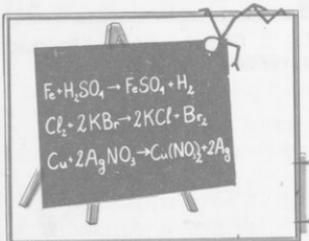
Σχ. 3. Αντίδραση άποσυνθέσεως.



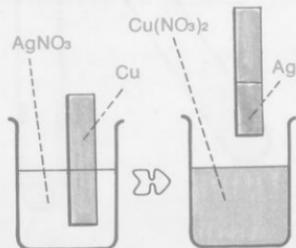
Σχ. 4. Πίνακας με αντιδράσεις αποσυνθέσεως.



Σχ. 5. Αντίδραση άπλης αντικαταστάσεως.



Σχ. 6. Πίνακας με αντιδράσεις άπλης αντικαταστάσεως.



Σχ. 7. Έπαργύρωση χαλκού.

καί παράγεται κοκκινωπό ίζημα από μεταλλικό χαλκό (Cu) και θειικός σίδηρος (FeSO<sub>4</sub>)



Το χρώμα του διαλύματος στην φιάλη από γυάλινο γίνεται πρασινωπό, γιατί αυτό το χρώμα έχει το υδατικό διάλυμα του FeSO<sub>4</sub>.

Η παραπάνω αντίδραση λέγεται **αντίδραση άπλης αντικαταστάσεως**. Γιατί σ' αυτή γίνεται μιά μόνο αντικατάσταση, δηλ. του χαλκού από το σίδηρο.

Η αντίδραση άπλης αντικαταστάσεως γενικεύεται ως εξής:



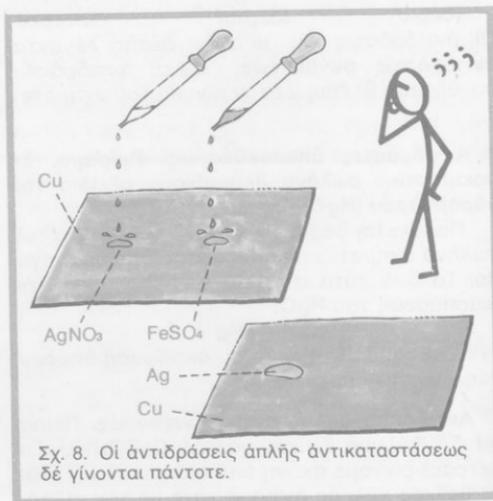
**Πείραμα 2°.** Κατά παρόμοιο τρόπο αντιδρά διάλυμα νιτρικού αργύρου (AgNO<sub>3</sub>) με φύλλο μεταλλικού χαλκού (Cu). Η αντίδραση γράφεται:



**Πείραμα 3°.** Σέ φύλλο από χαλκό (Cu) ρίχνουμε σέ δυο σημεία του α) διάλυμα AgNO<sub>3</sub> και β) FeSO<sub>4</sub>. Έπειτα από 2-3 λεπτά καθαρίζουμε μέ μαλακό χαρτί τήν επιφάνεια (Σχ. 8). Στό μέρος πού έπεσε ή σταγόνα του AgNO<sub>3</sub> έχομε μιά κηλίδα από μεταλλικό Ag. Στό μέρος όπου έπεσε ή σταγόνα μέ τόν FeSO<sub>4</sub> δέν έγινε τίποτα (Σχ. 8,β).

"Όλα τά πειράματα άπλης αντικαταστάσεως δείχνουν:

1) "Ότι ο Fe δiώχνει τόν χαλκό και τόν Ag από τiς ενώσεις τους

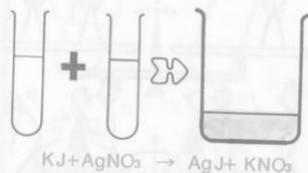


Σχ. 8. Οι αντιδράσεις άπλης αντικαταστάσεως δέ γίνονται πάντοτε.



K	Ca	Al	Zn	Fe	Pb	H	Cu	Ag	
μέταλλα									
F				Cl				Br	J
αλογόνα									

Σχ. 10. Σειρά δραστηριότητας στα μέταλλα καί στα αλογόνα.



Σχ. 11. 'Αντιδράσεις διπλής αντικαταστάσεως μέ σχηματισμό ίζηματος.



Σχ. 12. 'Αντίδραση διπλής αντικαταστάσεως μέ σχηματισμό αερίου.

2) Ότι ό Cu διώχνει τόν Ag, αλλά δέ διώχνει τόν Fe. Λέμε, ότι ό Fe είναι πιο δραστηκός από τόν Cu καί τόν Ag. Ό Cu είναι πιο δραστηκός από τόν Ag, αλλά λιγώτερο δραστηκός από τόν Fe. Έτσι, τά διάφορα μέταλλα κατατάσσονται σέ μία σειρά, πού τή λέμε **σειρά δραστηκότητας τών μετάλλων** (Σχ. 10). Κάθε μέταλλο στή σειρά ατή διώχνει από τίς ενώσεις τους τά μέταλλα ατή βρίσκονται δεξιά του καί διώχνεται από τά μέταλλα, πού βρίσκονται άριστερά του.

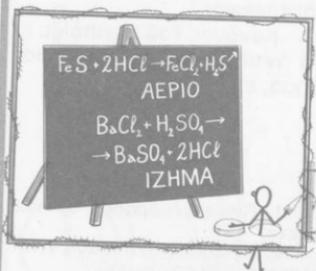
'Ανάλογη σειρά υπάρχει καί στα άμέταλλα στοιχεία. Ένα μέρος τής σειράς ατήσ, πού άφορα τά αλογόνα, είναι στόν πίνακα 10β.

● **'Αντίδραση διπλής αντικαταστάσεως. Πείραμα.** Σέ δοκιμαστικό σωλήνα βάζομε διάλυμα ιωδιούχου καλίου (KJ) καί σέ ένα δεύτερο βάζομε διάλυμα νιτρικού άργύρου (AgNO<sub>3</sub>). Καί τά δυό ατά διαλύματα είναι άχρωμα. Ανακατεύομε τά ατά διαλύματα. Παρατηρούμε ότι σχηματίζεται κίτρινο ίζημα (Σχ. 11). (ιωδιούχου άργύρου) (AgJ)

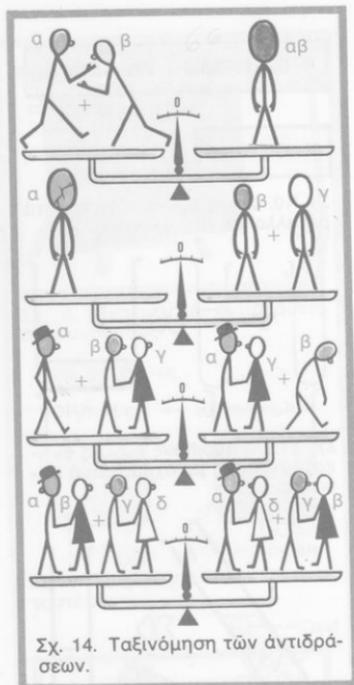


'Ανάλογες αντιδράσεις έχομε σέ διαλύματα: α) AgNO<sub>3</sub> καί NaCl μέ σχηματισμό AgCl (άσπρο ίζημα) καί β) AgNO<sub>3</sub> καί KBr, μέ σχηματισμό AgBr (κίτρινο ίζημα).

Ό αντιδράσεις ατές λέγονται **αντιδράσεις διπλής αντικαταστάσεως**, γιατί οι δυό ούσιες πού αντιδρούν αλλάζομε άμοιβαία τά συστατικά τους.



Σχ. 13. Πίνακας μέ αντιδράσεις διπλής αντικαταστάσεως.



Στὴ γενικὴ τῆς μορφῆς μιᾶς ἀντίδρασης διπλῆς ἀντικαταστάσεως γράφεται:



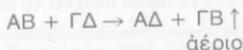
ὅπου Δ σημαίνει διάλυμα καὶ ζζ. σημαίνει ἴζημα.

**Πείραμα 2<sup>ο</sup>.** Σὲ διάλυμα ἀπὸ NaCl (μαγειρικό ἀλάτι) ρίχνουμε πυκνὸ διάλυμα ἀπὸ H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (θεικὸ ὀξύ). Μὲ ἐλαφρὴ θέρμανση βγαίνει ἓνα ἀέριο, ποὺ εἶναι HCl (ὑδροχλωρίο). Ἡ ταυτότητα τοῦ ἀερίου αὐτοῦ ἐλέγχεται:

α) Μὲ NH<sub>3</sub> καὶ β) Μὲ χαρτί, ποὺ εἶναι ποτισμένο μὲ δεικτὴ π.χ. μὲ κυανὸ βάμμα τοῦ ἠλιοτροπίου (Σχ. 12), ποὺ γίνεται κόκκινο. Ἡ χημικὴ ἀντίδραση γράφεται:



καὶ γενικά:



- Κανὼνας τοῦ Bertholet.

Ἐνῶς ἀναμιγνύονται δύο διαλύματα οὐσιῶν, ποὺ μποροῦν νὰ ἀντιδράσουν μεταξύ τους, ἡ ἀντίδραση θὰ γίνῃ, ἂν ἀπὸ αὐτὴ θὰ προκύψει εἴτε ἀδιάλυτο ἴζημα, εἴτε ἀέριο.

## ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Οἱ χημικὲς ἀντιδράσεις ταξινομοῦνται σὲ διάφορες κατηγορίες. Οἱ συνηθέστερες ἀπὸ αὐτὲς εἶναι: 1. Ἀντιδράσεις συνθέσεως. 2. Ἀντιδράσεις ἀποσυνθέσεως. 3. Ἀντιδράσεις ἀπλῆς ἀντικαταστάσεως καὶ 4. Ἀντιδράσεις διπλῆς ἀντικαταστάσεως.

Κανὼνας τοῦ Bertholet. Κατὰ τὴν ἀνάμιξη διαλυμάτων οὐσιῶν, ποὺ μποροῦν νὰ ἀντιδράσουν, ἡ ἀντίδραση θὰ γίνῃ, ἂν ἀπὸ αὐτὴ προκύπτει εἴτε ἀδιάλυτο ἴζημα, εἴτε ἀέριο.

## ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Ποιὲς ἀντιδράσεις συνθέσεως γνωρίζετε;
2. Τί εἶδους ἀντίδραση γίνεται μὲ τὴν ἠλεκτρόλυση τοῦ νεροῦ;
3. Ποιὲς ἀντιδράσεις ἀπλῆς ἀντικαταστάσεως γνωρίζετε;

4. Γιατί παράγεται ἄσπρο ἴζημα κατὰ τὴν ἀνάμιξη διαλυμάτων AgNO<sub>3</sub> καὶ NaCl;
5. Γιατί ἡ προηγούμενη ἀντίδραση λέγεται ἀντίδραση διπλῆς ἀντικαταστάσεως;
6. Τί ὀρίζει ὁ κανὼνας τοῦ Bertholet;

## 15° ΜΑΘΗΜΑ

ΔΥΟ ΠΟΛΥ ΣΠΟΥΔΑΙΑ ΣΤΟΙΧΕΙΑ: ΤΟ ΟΞΥΓΟΝΟ ΚΑΙ ΤΟ ΥΔΡΟΓΟΝΟ

ΤΟ ΟΞΥΓΟΝΟ (Σύμβολο: O, Μόριο: O<sub>2</sub>)

● **Προέλευση.** Έλεύτερο τό οξυγόνο βρίσκεται στον αέρα σε αναλογία 20% κατ' όγκο περίπου. Ένωμένο βρίσκεται στο νερό και σε πολλά άλλα σώματα. Αποτελεί τό 47% του βάρους του στερεού φλοιού τής Γής.

● **Παρασκευές. Α'. Έργαστηριακές:**

α) Μέ ηλεκτρόλυση του νερού (6° μάθημα).

β) Μέ θερμική διάσπαση του HgO. (14° μάθημα).

γ) **Πείραμα.** Σε δύο δοκιμαστικούς σωλήνες βάζομε από λίγο χλωρικό κάλιο (KClO<sub>3</sub>) που είναι μία άσπρη σκόνη (Σχ. 1).

Στόν ένα βάζομε καί λίγο πυρολουσίτη MnO<sub>2</sub> (διοξειδίο του μαγγανίου), που είναι μία μαύρη σκόνη. Θερμαίνομε τούς δύο σωλήνες (β) σύγχρονα καί μέ τίς ίδιες συνθήκες. Τό οξυγόνο βγαίνει γρηγορότερα από τόν σωλήνα, που έχει μίγμα KClO<sub>3</sub> καί MnO<sub>2</sub>.

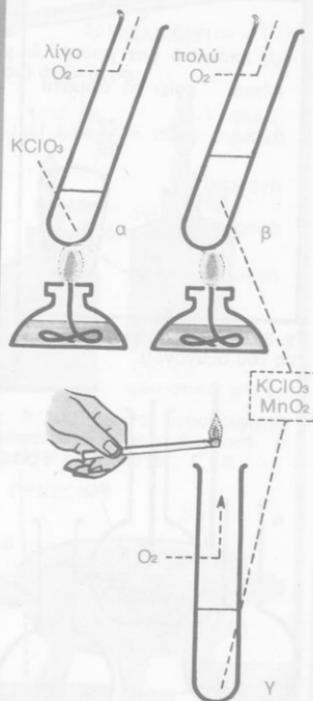


Ό έλεγχος τής παρουσίας του οξυγόνου γίνεται μέ ένα άναμμένο σπίρτο, γιατί ή φλόγα του ζωηρεύει (γ).

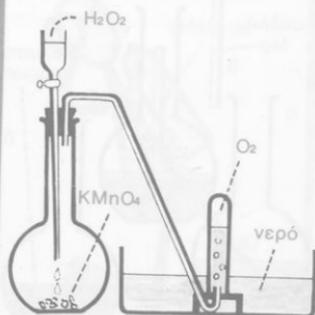
Ό έρευνα απέδειξε, ότι τό MnO<sub>2</sub> βρίσκεται αμετάβλητο στό τέλος τής αντίδρασης. Τό MnO<sub>2</sub>, που μέ τήν άπλή παρουσία του επιταχύνει τήν αντίδραση, τό λέμε **καταλύτη** καί τό φαινόμενο **κατάλυση**.

**Καταλύτης είναι μία ουσία, που επιταχύνει μία χημική αντίδραση καί βρίσκεται αμετάβλητος στό τέλος τής αντίδρασης.**

**Πείραμα.** Στή διάταξη του σχήματος 2 παρασκευάζομε οξυγόνο μέ επίδραση στερεού υπερμαγγανικού καλίου σε όξιζενε (H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>).



Σχ. 1. Παρασκευή οξυγόνου από τό KClO<sub>3</sub>.



Σχ. 2. Παρασκευή οξυγόνου από όξιζενε καί υπερμαγγανικό κάλιο.

ΠΙΝΑΚΑΣ

αέριο καίει τα σώματα

άχρωμο  $Sp = \frac{32}{29} = 1,1$

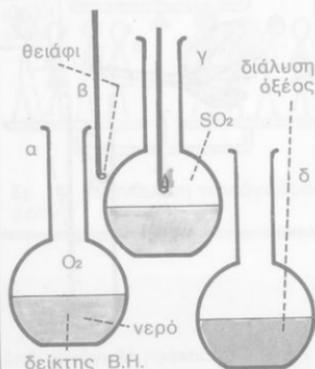
άγευστο

άοσμο λίγο διαλυτό στο νερό

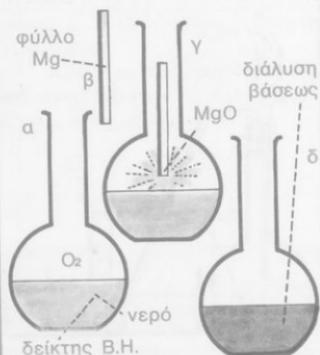
άκαυστο



Σχ. 3. Πίνακας με φυσικές ιδιότητες του όξυγόνου.



Σχ. 4. Καύση θείου σε καθαρό όξυγόνο.



Σχ. 5. Καύση μαγνησίου σε καθαρό  $O_2$ .

Β'. Στή βιομηχανία: Τό όξυγόνο παρασκευάζεται:

α) Μέ ηλεκτρόλυση του νερού στις χώρες που τό ηλεκτρικό ρεύμα είναι φθηνό.

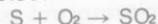


β) Από τόν ύγρό άέρα μέ κλασματική απόσταξη του. (μάθημα 4<sup>ο</sup>).

● **Φυσικές ιδιότητες.** 'Αναγράφονται στόν πίνακα του σχήματος 3.

● **Χημικές ιδιότητες. Πείραμα.** Σε φιάλη μέ καθαρό όξυγόνο ρίχνουμε λίγο νερό καί σταγόνες βάμματος ήλιτροπίου (δείκτης). 'Ανάβομε στόν άέρα μία θρυαλίδα μέ θειάφι καί τή φέρνομε στή φιάλη (Σχ. 4).

Τό θειάφι καίγεται ζωηρά καί σχηματίζεται διοξειδίο του θείου:



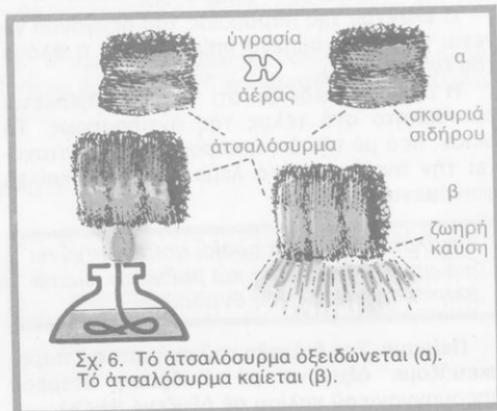
άνακινούμε τή φιάλη. Τό άέριο  $SO_2$  διαλύεται στό νερό καί ό δείκτης χρωματίζεται κόκκινος. Αυτό σημαίνει, ότι σχηματίσθηκε **διάλυμα όξέος** (α, β, γ, δ).

**Πείραμα.** Σε φιάλη μέ καθαρό  $O_2$  (Σχ. 5) βάζομε λίγο νερό καί σταγόνες βάμματος ήλιτροπίου. 'Ανάβομε στόν άέρα μία ταινία από μέταλλο μαγνήσιο καί βυθίζομε γρήγορα τό άναμμένο άκρο της στή φιάλη. Τό Mg καίγεται μέ έκθαμβωτική λάμψη καί σχηματίζεται όξείδιο του μαγνησίου:



'Ανακινούμε τή φιάλη. Μέρος από τά όξείδια διαλύεται στό νερό.

Τό διάλυμα παίρνει χρώμα γαλάζιο καί αυτό



Σχ. 6. Τό ατσαλόσυρμα όξειδώνεται (α). Τό ατσαλόσυρμα καίεται (β).



σημαίνει ότι σ' αυτό υπάρχει διαλυμένη μιά βάζση.

● **Όξειδια μέταλλων καί άμετάλλων.** Τίς χημικές ενώσεις κάθε στοιχείου μέ όξυγόνο τίς λέμε όξειδια. Τό SO<sub>2</sub> είναι όξειδιο άμετάλλου, γιατί τό S είναι στοιχείο άμέταλλο. Τό MgO είναι όξειδιο μέταλλου, γιατί τό Mg είναι μέταλλο.

Πολλά όξειδια άμετάλλων, όπως τό SO<sub>2</sub>, τό P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> κ.ά., χαρακτηρίζονται σάν **όξειδια όξεογόνα, γιατί μέ τό νερό δίνουν όξέα.**

Από τά όξειδια τών μέταλλων, όσα μέ τό νερό δίνουν βάσεις, τά λέμε **όξειδια βασεογόνα.** Τέτοιο π.χ. είναι τό MgO καί τό CaO, καί άρκετά άλλα.

● **Βραδεία όξειδωση καί καύση. Πείραμα.** "Αν ένα κομμάτι λεπτό άτσαλόσυρμα τό βρέξομε μέ νερό καί τό άφήνομε στον άέρα (Σχ. 6) αυτό άργότερα σκουριάζει. Σχηματίζεται δηλαδή στην επιφάνειά του όξειδιο του σιδήρου.

**Πείραμα 2<sup>ο</sup>.** "Ένα άλλο κομμάτι λεπτό άτσαλόσυρμα τό καίμε στον άέρα. Σχηματίζεται καί πάλι όξειδιο του σιδήρου.

Η πρώτη αντίδραση πού τό άτσαλόσυρμα όξειδώθηκε, χωρίς νά άντιληφθούμε θερμότητα καί φώς, χαρακτηρίζεται σάν άπλή **όξειδωση.**

Η δευτέρα αντίδραση, κατά την όποία άντιληφθήκαμε θερμότητα καί φώς, χαρακτηρίζεται σάν **καύση.**



ΠΡΟΣΟΧΗ

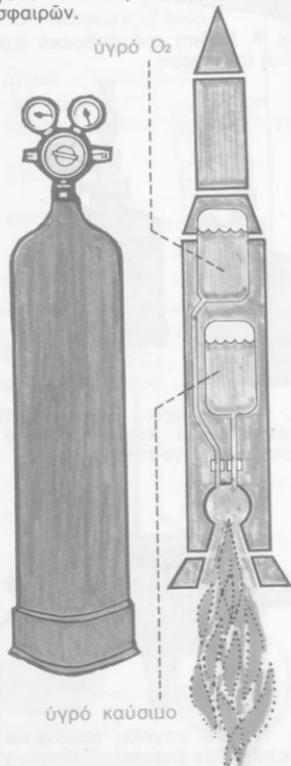


Σχ. 10. Στο μαγκάλι παράγεται CO, γιατί δέν έπαρκεί τό όξυγόνο για τέλεια καύση.



Σχ. 11. Οι βατραχάνθρωποι αναπνέουν όξυγόνο από άέρα μέ πίεση.

Σχ. 12. Χαλύβδινη φιάλη με όξυγόνο σέ πίεση 150 ως 200 άτμοσφαιρών.



Σχ. 13. Προώθηση πυραύλου μέ μίγμα όξυγόνου καί καυσίμου.

### ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Πού βρίσκεται τό όξυγόνο;
2. Πώς παρασκευάζεται στό έργαστήριο καί πώς στή βιομηχανία.
3. Ποιές είναι οι φυσικές ιδιότητες του όξυγόνου;
4. Ποιές είναι οι χημικές ιδιότητες του όξυγόνου;
5. Σέ τί διαφέρει ή καύση από την όξειδωση;
6. Τι είναι ή άναπνοή; Ποιές είναι οι χρήσεις του όξυγόνου.

Καί στήν άπλή όξειδωση όπως καί στήν καύση, άναπτύσσεται θερμότητα. Έπειδή όμως ή όξειδωση γίνεται άργά, ή θερμότητα σκορπίζεται στό περιβάλλον καί δέν προφθαίνει νά θερμάνει τό σώμα πού όξειδώνεται.

- **Η άναπνοή** είναι ένα είδος βραδείας καύσεως διαφόρων ούσιών μέσα στον οργανισμό των ζώων των φυτών. Κατά την άναπνοή άναπτύσσεται καί θερμότητα.

- **Τέλεια καί άτελής καύση.** Ο άνθρακας, όταν κατά την καύση του βρίσκει άρκετή ποσότητα όξυγόνου, καίγεται **τέλεια** καί δίνει διοξειδίο του άνθρακα (Σχ. 8).



Όταν όμως τό όξυγόνο δέν έπαρκει, ή καύση είναι **άτελής** καί σχηματίζεται μονοξειδίο του άνθρακα (Σχ. 10):



Σέ μία άτελή καύση ούσιās, πού περιέχει άνθρακα, μπορεί νά μείνει καί άκαυστος άνθρακας, όποτε παράγεται καί μαύρος καπνός (Σχ. 9).

- **Χαράκτηρας του όξυγόνου.** Από τίς αντιδράσεις, πού είδαμε, βγαίνει τό συμπέρασμα, ότι τό όξυγόνο είναι ένα στοιχείο **δραστικό**. Η χημική συμπεριφορά του όξυγόνου **οφείλεται στή δομή του άτόμου** του. Τό άτομο του όξυγόνου στήν έξωτερική του στιβάδα έχει 6 ήλεκτρονια. Έτσι, κατά την ένωση του μέ άλλα άτομα, παίρνει από αυτά 2 ήλεκτρονια.

**Η άπόσπαση ήλεκτρονίων από ένα στοιχείο λέγεται όξειδωση** καί τό σώμα, πού στίς χημικές του αντιδράσεις άποσπá ήλεκτρονια από άλλα άτομα, όπως τό όξυγόνο, τό λέμε **όξειδωτικό**.

- **Χρήσεις του όξυγόνου.** Τό όξυγόνο σάν συστατικό του άέρα χρησιμεύει γιά την άναπνοή των ζώων καί των φυτών (Σχ. 11). Τό καθαρό όξυγόνο, πού κυκλοφορεί σέ χαλύβδινες φιάλες, (Σχ. 12) χρησιμοποιείται γιά την ενίσχυση τής άναπνοής άρρώστων κτλ. σέ περιπτώσεις δηλητηριάσεων, ή άποκλεισμού ανθρώπων μέσα σέ ύποβρύχια, ή άλλους χώρους κτλ.

Σέ μίγμα μέ διάφορα καύσιμα (π.χ. άκετυλένιο) χρησιμοποιείται γιά επίτευξη ύψηλών θερμοκρασιών, γιά κοπή μετάλλων καί γιά συγκολλησεις τους.

Χρησιμοποιείται επίσης γιά προώθηση πυραύλων μαζί μέ διάφορα καύσιμα, (Σχ. 13) στή βιομηχανία (σέ καμίνους χαλυβουργίας) κτλ.

## ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Τό οξυγόνο βρίσκεται στον αέρα σε αναλογία 21% κατ' όγκο και ένωμένο αποτελεί τό 47% του βάρους του στερεού φλοιού τής γής.

Παρασκευάζεται εργαστηριακά μέ θέρμανση  $Hg_2O$ , ή  $KClO_3$  καί  $MnO_2$  ως καταλύτη, ή μέ επίδραση  $KMnO_4$  σε όξυζενέ. Στη βιομηχανία παρασκευάζεται μέ ηλεκτρόλυση νερού ή μέ κλασματική απόσταξη του ύγρου αέρα. Είναι άεριο άχρωμο, άγευστο, άοσμο, λίγο διαλυτό στο νερό καί ύγροποιείται δύσκολα.

Άπό χημική άποψη είναι στοιχείο πολύ δραστικό. Η ένωση του μέ τά διάφορα σώματα χαρακτηρίζεται ως όξειδωση. Όταν σε μία όξειδωση αντίλαμβανόμαστε θερμότητα καί φώς, τότε τή λέμε καύση. Η αναπνοή των ζώων καί των φυτών είναι καί αυτή μία όξειδωση.

Οι ενώσεις κάθε στοιχείου μέ οξυγόνο λέγονται όξειδια. Πολλά από τά όξειδια των άμετάλλων είναι όξεογόνα καί πολλά από τά όξειδια των μετάλλων είναι βασεογόνα.

Τό οξυγόνο είναι άπαραίτητο για τήν αναπνοή. Χρησιμοποιείται για τήν ένσχυση τής αναπνοής επίτευξη ύψηλών θερμοκρασιών, για προώθηση πυραύλων κτλ.

## ΑΣΚΗΣΕΙΣ

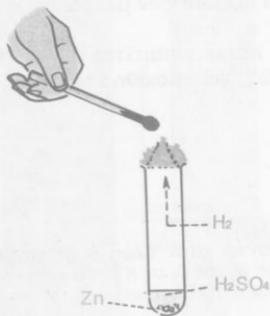
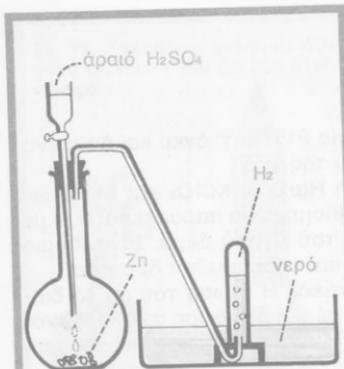
1. Καίγονται 16 gr S στον αέρα. Νά βρεθεί πόσος όγκος αέρα σε Κ.Σ., θά χρειασθεί για τήν καύση. Δίνεται: 100 lt αέρα έχουν 20 lt  $O_2$ .

2. Ένα ξυλαράκι από σπίρτο έχει μάζα 0,5 gr καί τό μισό από τό βάρος του είναι άνθρακας (C). Νά βρεθεί πόσο διοξείδιο του άνθρακα παράγεται από 1.000.000 σπίρτα, πού μπορεί νά καίγονται κάθε μέρα σε μία

πόλη (C = 12).

3. Καίγονται στον αέρα 6 gr Mg. Νά βρεθεί πόσος όγκος  $O_2$  σε Κ.Σ. θά χρειασθεί καί πόση μάζα MgO θά προκύψει. (Mg = 24, O = 16).

4. Πόσα gr  $KClO_3$  χρειαζόμαστε για νά φιάξουμε 6,72 lt οξυγόνο; (K = 39, O = 16, Cl = 35,5)



Σχ. 1. Παρασκευή υδρογόνου με επίδραση ψευδαργύρου σε θειικό όξύ.

ΠΙΝΑΚΑΣ	
άεριο	καίγεται
άχρωμο	$\sigma\pi = \frac{2}{29} = 0,068$
άγευστο	έκρηκτικό
άοσμο	πολύ λίγο διαλυτό στο νερό



Σχ. 2. Πίνακας με φυσικές ιδιότητες του υδρογόνου.

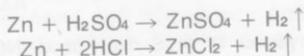
## 16° ΜΑΘΗΜΑ

### ΤΟ ΥΔΡΟΓΟΝΟ

Ατομ. βάρος H = 1. Μορ. βάρος H<sub>2</sub> = 2.

● **Προέλευση.** Έλεύθερο τό υδρογόνο βρίσκεται στα άνωτερα στρώματα της ατμοσφαιρας. Ένωμένο βρίσκεται στο νερό, στα όξέα και σε όλες τις οργανικές ενώσεις (λίπη, ζάχαρα, πετρέλαια κτλ.)

● **Παρασκευές. Α' Στο εργαστήριο.** Παρασκευάζεται με επίδραση ψευδαργύρου σε άραιό θειικό ή υδροχλωρικό όξύ (Σχ. 1)



**Β' Στη βιομηχανία** παρασκευάζεται: α) Με ηλεκτρόλυση του νερού.

β) Από μεθάνιο (CH<sub>4</sub>) και υδρατμούς σε ψηλή θερμοκρασία:



Τό H<sub>2</sub> αποχωρίζεται από τό μίγμα με κατάλληλα μέσα.

γ) Με επίδραση υδρατμών σε διάλυρο κάρβουνο:

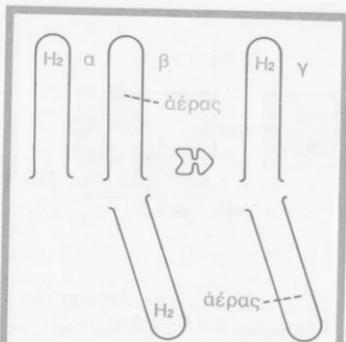
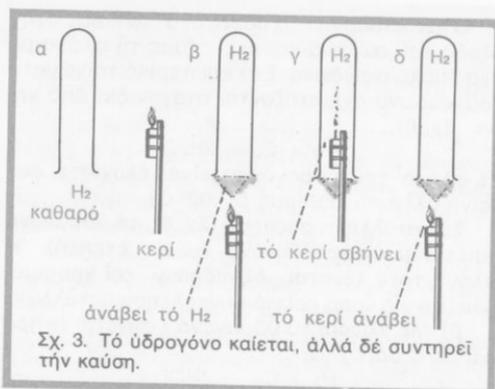


Τό μίγμα αυτό, πού παίρνομε (CO + H<sub>2</sub>), λέγεται **υδραέριο**.

● **Φυσικές ιδιότητες.** Αναγράφονται στον πίνακα του σχήματος 2. Υγροποιείται πολύ δύσκολα (-253°C).

Είναι 14,5 φορές ελαφρότερο από τόν άέρα. Έτσι, μεταγγίζεται από σωλήνα σε σωλήνα προς τά πάνω (Σχ. 4).

● **Χημικές ιδιότητες. Πείραμα.** Σε άναποδογυρισμένο σωλήνα γεμάτο με καθαρό υδρογόνο πλησιάζομε φλόγα (Σχ. 3). Τό H<sub>2</sub> καίγεται στο



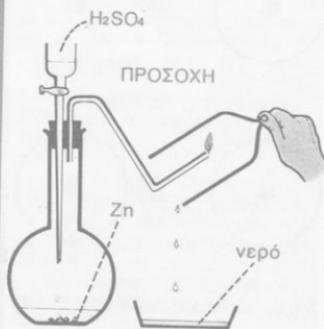
στόμιο τοῦ σωλήνα μέ φλόγα ὑποκύανη.

Ἄν βυθίσουμε τή φλόγα μέσα στόν σωλήνα μέ τό υδρογόνο πού καίεται, ἡ φλόγα σβήνει. Ἄρα τό υδρογόνο καίεται, αλλά δε συντηρεῖ τήν καύση.

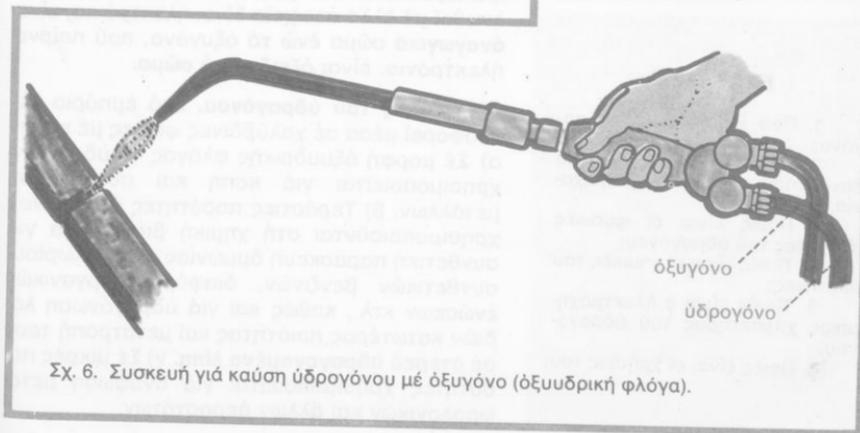
**Προσοχή:** Ἄν στό σωλήνα μέ τό υδρογόνο ὑπάρχει καί αέρας, τότε γίνεται ἐκρηξη (= κροτοῦν αέριο).

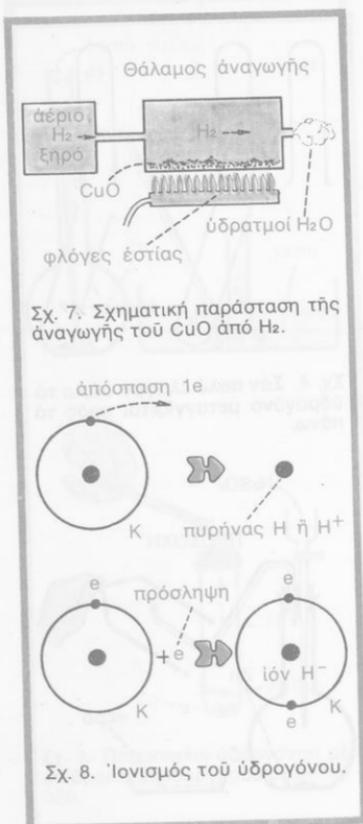
**Πείραμα.** (Προσοχή). Ἄπό τή συσκευή τοῦ σχήματος 1 ἀφήνομε νά φύγει ἄρκετό υδρογόνο, ὥστε νά φύγει μαζί καί ὅλος ὁ αέρας τῆς συσκευῆς. Αὐτό τό διαπιστώνομε παίρνοντας δείγματα σέ ἀναποδογυρισμένο δοκιμαστικό σωλήνα ἀπό τό υδρογόνο, πού βγαίνει. Πλησιάζοντας φλόγα στό ἄκρο τοῦ σωλήνα αὐτοῦ, ὅταν τό υδρογόνο ἔχει αέρα, κάνει ἐλαφρό κρότο στήν καύση του.

Σχ. 4. Σάν πολύ ελαφρό αέριο τό υδρογόνο μεταγγίζεται πρὸς τά πάνω.

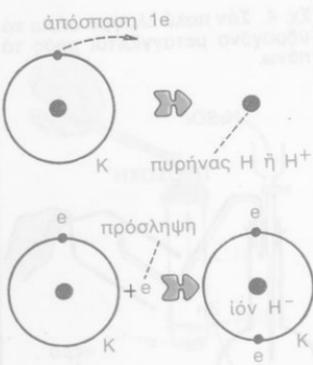


Σχ. 5. Τό προϊόν τῆς καύσεως τοῦ υδρογόνου εἶναι νερό.





Σχ. 7. Σχηματική παράσταση της αναγωγής του CuO από H<sub>2</sub>.

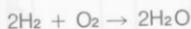


Σχ. 8. Ίονισμός του υδρογόνου.

## ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Πού βρίσκεται το υδρογόνο;
2. Πώς παρασκευάζεται στο εργαστήριο και πώς στη βιομηχανία;
3. Ποιές είναι οι φυσικές ιδιότητες του υδρογόνου;
4. Ποιές είναι οι χημικές του ιδιότητες;
5. Ποιός είναι ο ηλεκτροχημικός χαρακτήρας του υδρογόνου;
6. Ποιές είναι οι χρήσεις του;

Όταν καθαρίσει το υδρογόνο, το καίμε στην έξοδο του σωλήνα και σκεπάζουμε τη φλόγα με ένα γυάλινο κώδωνα. Στα έσωτερικά τοιχώματα του κώδωνα σχηματίζονται σταγονίδια από νερό. (Σχ. 5):



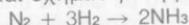
Η φλόγα του υδρογόνου είναι ελάχιστα φωτεινή αλλά πολύ θερμή (2.500° C).

Σε κατάλληλη συσκευή (Σχ. 6), το υδρογόνο καίεται μαζί με όξυγόνο (χωρίς έκρηξη). Η φλόγα τότε λέγεται «**όξυυδρική**» και χρησιμοποιείται για κοπή και για συγκόλληση μετάλλων.

β) **Μέ χλώριο** το υδρογόνο ένωνεται ζωηρά και δίνει υδροχλωρίο:



γ) Σε ειδικές συνθήκες το υδρογόνο ένωνεται με άζωτο και σχηματίζει άμμωνία (NH<sub>3</sub>)



δ) Σε ειδικές επίσης συνθήκες ένωνεται και με τόν άνθρακα και δίνει διάφορες οργανικές ενώσεις (βενζίνες) κ.ά., ή και μπαίνει μέσα σε μόρια όρισμένων (άκορέστων) οργανικών ενώσεων.

ε) **Τό υδρογόνο αφαιρεί τό όξυγόνο από πολλά όξειδια.** Σε ψηλή θερμοκρασία τό υδρογόνο αφαιρεί τό όξυγόνο από τά όξειδια του χαλκού, του σιδήρου κ.ά. (Σχ. 7):



Τήν απόσπαση όξυγόνου από μία ένωση τή λέμε **αναγωγή**. Τό υδρογόνο, για νά αποσπάσει τό όξυγόνο από τίς ενώσεις του, του προσφέρει ηλεκτρόνια.

Γενικότερα, αναγωγή λέμε τήν προσφορά ήλεκτρονίων. Τό υδρογόνο λοιπόν, πού για νά ένωθεί με άλλα στοιχεία δίνει ήλεκτρόνια, είναι **αναγωγικό** σώμα ενώ τό όξυγόνο, πού παίρνει ήλεκτρόνια, είναι **όξειδωτικό σώμα**.

● **Χρήσεις του υδρογόνου.** Στο έμπόριο κυκλοφορεί μέσα σε χαλύβδινες φιάλες με πίεση.

α) Σε μορφή όξυυδρικής φλόγας τό υδρογόνο χρησιμοποιείται για κοπή και συγκόλληση μετάλλων. β) Τεράστιες ποσότητες υδρογόνου χρησιμοποιούνται στη χημική βιομηχανία για συνθετική παρασκευή άμμωνίας, υδροχλωρίου, συνθετικών βενζινών, διαφόρων οργανικών ενώσεων κτλ., καθώς και για υδρογόνωση λαδιών κατωτέρας ποιότητας και μετατροπή τους σε στερεά **υδρογονομένα λίπη**. γ) Σε μικρές ποσότητες χρησιμοποιείται για άνύφωση μετεωρολογικών και άλλων αεροστάτων.

## ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Ελεύθερο τό υδρογόνο βρίσκεται στα άνωτατα στρώματα της ατμόσφαιρας. Ένωμένο στο νερό, στα όξέα, στις οργανικές ενώσεις κτλ.

Παρασκευάζεται στο εργαστήριο με επίδραση Zn σε άραιό θειϊκό ή υδροχλωρικό όξύ και στη βιομηχανία: Μέ ηλεκτόλυση του νερού, ή με επίδραση υδρατμών σε μεθάνιο, ή σε διάλυρο άνθρακα.

Είναι άεριο 14,5 φορές ελαφρότερο από τον άερα. Είναι άχρωμο, άσμο και άγευστο. Ύγροποιείται πολύ δύσκολα. Αναφλεγόμενο καίγεται με φλόγα πολύ θερμή. Προϊόν της καύσεως του υδρογόνου είναι τό νερό.

Σε ύψηλή θερμοκρασία αφαιρεί τό όξυγόνο από πολλά όξειδία. Στις αντίδρασεις του συμπεριφέρεται άλλοτε μόν σαν στοιχείο ηλεκτροθετικό και άλλοτε σαν στοιχείο ηλεκτραρνητικό.

Τό υδρογόνο χρησιμοποιείται στην όξυυδρική φλόγα, για άνύψωση αεροστάτων μετεωρολογίας, στη χημική βιομηχανία για διάφορες συνθέσεις κτλ.

## ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Νά βρεθεί ό όγκος του άερα, που απαιτείται για νά καεί 1 κυβ. μέτρο υδρογόνου. Δεχόμαστε ότι ή περιεκτικότητα του άερα σε όξυγόνο είναι 20% κατ' όγκο.

2. Σε ευδιόμετρο εισάγονται 30 κυβ. έκ. υδρογόνο και 100 κυβ. έκ. άερα. Νά βρεθεί ό όγκος του άεριου, που θά απομείνει εκεί μετά τον ηλεκτρικό σπινθήρα και ψύξη. Δίδεται: Αναλογία του  $O_2$  στον άερα 20% σε όγκο. Τό  $N_2$  δέν παίρνει μέρος στην αντίδραση.

3. Σε πείραμα αφαιρέσεως του όξυγό-

νου από  $CuO$  σχηματίζονται 12,9 gr καθαρού χαλκού. Νά βρεθεί: α) Η μάζα του  $CuO$ , β) ό όγκος του υδρογόνου, που αντίδρασε και γ) Η μάζα του νερού, που σχηματίσθηκε. (άτομ. βάρος  $Cu = 64$ ,  $O = 16$ ,  $H = 1$ )

4. Πόσα γραμμάρια νερού πρέπει νά αποσυντεθούν ώστε με ηλεκτρόλυση νά παραχθούν 2,24 κυβ. μέτρα υδρογόνου σε Κ.Σ. ( $O = 16$ ,  $H = 1$ ).

5. Πόσα γραμμάρια ψευδαργύρου απαιτούνται για τήν παρασκευή 5,6 λίτρων υδρογόνου σε Κ.Σ. ( $Zn = 65$ ).

## ΤΡΕΙΣ ΟΜΑΔΕΣ ΤΟΥ ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΥ ΣΥΣΤΗΜΑΤΟΣ

- Έδω θά μελετήσουμε τρεις αντιπροσωπευτικές οικογένειες στοιχείων του περιοδικού συστήματος. Τήν πρώτη (I), μέ στοιχεία πού έχουν στήν έξωτερική τους στοιβάδα 1 ηλεκτρόνιο, τήν **έβδομη** (VII), πού έχουν έπτά καί τήν **τέταρτη** (IV) πού έχουν στήν έξωτερική τους στοιβάδα τέσσερα ηλεκτρόνια (Σχ. 1)

ΟΜΑΔΕΣ	Ia	IIa	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa
1η ΠΕΡΙΟΔΟΣ	H							He
2η ΠΕΡΙΟΔΟΣ	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
3η ΠΕΡΙΟΔΟΣ	Na			Si			Cl	
4η ΠΕΡΙΟΔΟΣ	K			Ge			Br	
5η ΠΕΡΙΟΔΟΣ	Rb			Sn			J	
6η ΠΕΡΙΟΔΟΣ	Cs			Pb			At	
7η ΠΕΡΙΟΔΟΣ	Fr			—			—	

Σχ. 1. Οί τρείς οικογένειες στό περιοδικό σύστημα.

ΣΤΟΙΧΕΙΟ	Li	Na	K	Rb	Cs
ΑΤΟΜΙΚΟ ΒΑΡΟΣ	7	23	39	;	133
ΑΤΟΜΙΚΟΣ ΑΡΙΘΜΟΣ	3	11	19	;	55
ΑΤΟΜΙΚΗ ΑΚΤΙΝΑ ΣΕ Å	1,5	1,9	2,3	;	2,7
ΑΚΤΙΝΑ ΙΟΝΤΟΣ ΣΕ Å	0,8	1	1,3	;	1,6
ΘΕΡΜΟΚΡΑΣΙΑ ΤΗΞΕΩΣ	180	98	63	;	28
ΘΕΡΜΟΚΡΑΣΙΑ ΒΡΑΣΜΟΥ	1400	880	760	;	670
ΕΝΕΡΓΕΙΑ ΑΠΟΣΠΑΣΕΩΣ 1 ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΟΥ —σέ μιά μονάδα—	5,3	5,1	4,3	;	3,8

Σχ. 2. Μερικά μεγέθη καί φυσικές σταθερές τών στοιχείων τής 1 ομάδας.

## 17° ΜΑΘΗΜΑ

### Η ΠΡΩΤΗ ΟΜΑΔΑ: ΤΑ ΑΛΚΑΛΙΑ

● **Γενικά.** Η πρώτη ομάδα έχει επτά στοιχεία (Σχ. 2) τὰ σπουδαιότερα είναι τὸ ὑδρογόνο (H), τὸ νάτριο (Na) καὶ τὸ κάλιο (K). Περιλαμβάνει δραστικά στοιχεία γιατί τὰ άτομα τους ἔχοντας ἓνα μόνο ἠλεκτρόνιο στὴν ἐξωτερική τους στιβάδα τὰ ἀποβάλλουν εὐκόλα. Σ' αὐτὴ τὴν ομάδα τόσο δραστικότερο εἶναι ἓνα στοιχεῖο, ὅσο μεγαλύτερη εἶναι ἡ ἀκτίνα τοῦ ἀτόμου του. Τὸ λιγότερο δραστικό, λοιπόν, εἶναι τὸ H, πού φέρει ἀρκετὰ ἀπὸ τὰλλα στοιχεῖα αὐτῆς τῆς ομάδας, γι' αὐτὸ καὶ τὸ ἐξετάσαμε χωριστά. Στὰ ὑπόλοιπα στοιχεία, πού τὰ λέμε **ἀλκαλικά μέταλλα** ἢ **ἀλκάλια**, ἡ συμπεριφορά τους εἶναι τόσο ὅμοια, ὥστε δὲν εἶναι ἀνάγκη νὰ ἐξετάσουμε χωριστὰ τὸ καθένα. Ἔτσι:

1) Ἐπειδὴ δίνουν ὅλα ἓνα ἠλεκτρόνιο ἔχουν σθένος ἓνα θετικό (+1).

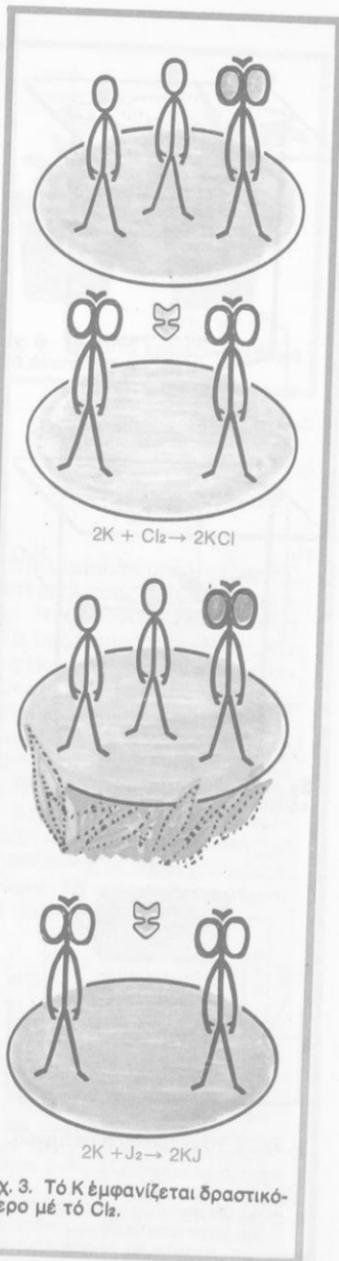
2) Ἐπειδὴ εὐκόλα ἀπομακρύνεται τὸ ἠλεκτρόνιο ἀπὸ τὸ ὑπόλοιπο ἄτομο, σχηματίζουν κυρίως ἐτεροπολικές ἐνώσεις.

3) Τόσο πῶς εὐκόλα ἐνώνονται μὲ ἓνα ἄλλο στοιχεῖο, ὅσο περισσότερο ἠλεκταρνητικό εἶναι τὸ στοιχεῖο αὐτό.

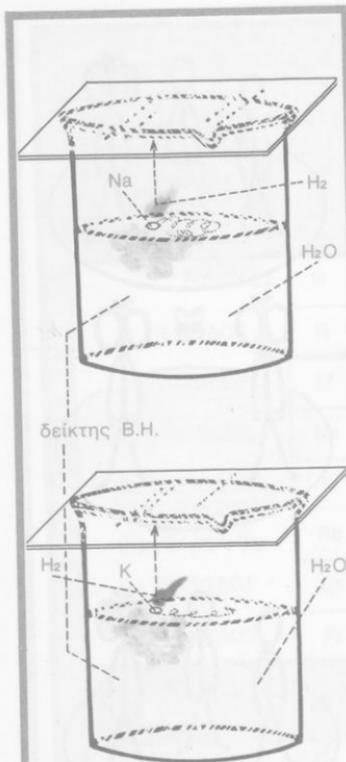
4) Ἐπειδὴ εἶναι δραστικά, δὲν τὰ βρίσκουμε ἐλεύθερα στὴ Φύση. Εἶναι πάντοτε ἐνωμένα, κυρίως μὲ στοιχεῖα τῆς ἑβδομῆς ομάδας (π.χ. χλωριούχο νάτριο (NaCl), ἰωδιούχο κάλιο (KJ) κτλ.).

5) Ἐπειδὴ οἱ ἐνώσεις τους αὐτές διαλύονται εὐκόλα στὸ νερό, τίς βρίσκουμε σὲ μεγάλες ποσότητες καὶ στὴ θάλασσα ἢ σὲ μέρη πού κάποτε ὑπῆρχε θάλασσα. (ἀλατωρυχεῖα).

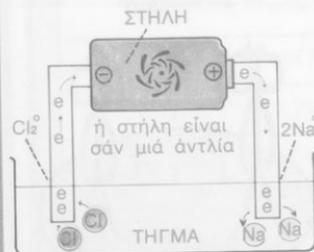
● **Μερικές φυσικές ιδιότητες τοῦ Νατρίου καὶ τοῦ Καλίου.** Καὶ τὰ δυὸ εἶναι μέταλλα μαλακά, σχεδόν σάν τὸ κερὶ, κόβονται εὐκόλα μὲ μαχαίρι καὶ σὲ πολὺ φρέσκια τομῆ ἔχουν χρῶμα ἀσημί καὶ μεταλλική λάμψη· ἀμέσως ὅμως τῆ



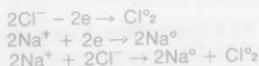
Σχ. 3. Τὸ K ἐμφανίζεται δραστικότερο μὲ τὸ Cl<sub>2</sub>.



Σχ. 4. Τό Κ είναι δραστικότερο άπ' τό Να.



Σχ. 5. Ήλεκτρόλυση σέ τήγμα.

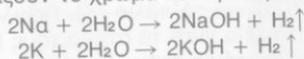


χάνουν γιατί ένώνονται μέ τό όξυγόνο του άέρα και τήν ύγρασία. Γι' αυτό και τά φυλάμε μέσα σέ πετρέλαιο. Είναι ελαφρότερα άπ' τό νερό και τήκονται σέ θερμοκρασίες κάτω άπό 100° C.

● **Χημικές ιδιότητες του νατρίου και του καλίου στο νερό.** Σέ δυό ποτήρια μέ νερό και λίγες σταγόνες βάμμα ήλιοτροπίου, ρίχνουμε άπό ένα κομματάκι (σέ μέγεθος φακής) Na στο ένα και K στο άλλο ποτήρι.

Όμοιότητες. 1) Και τά δυό επιπλέουν, γιατί είναι ελαφρότερα άπ' τό νερό.

2) Και τά δυό διασπούν τό νερό και σχηματίζουν ύδρογόνο και μιά άλλη χημική ένωση (καυστικό νάτριο και καυστικό κάλιο), πού αύτες αλλάζουν τό χρώμα του ήλιοτροπίου.



3) Και τά δυό λώνουν και σχηματίζουν μεταλλικές σταγόνες, γιατί είναι εύηχτα άρα στις πιο πάνω αντιδράσεις παράγεται άρκετή θερμότητα.

4) Και τά δυό «τρέχουν» πάνω στο νερό έξ αίτίας του ύδρογόνου πού παράγεται, έκει πού έφάπτεται τό Na ή τό K μέ τό νερό.

**Διαφορές.** Στο K, πού είναι δραστικότερο, τό ποσό τής θερμότητας πού παράγεται μέ τήν αντίδραση είναι μεγαλύτερο και τό ύδρογόνο άναφλέγεται. Ή φλόγα παίρνει χρώμα βιολετί άπό τούς άτμούς του καλίου. Μέ τό Na πού είναι λιγότερο δραστικό, δέν άνάβει τό ύδρογόνο. Άν τό άνάψουμε έμεις, ή φλόγα θά είναι κίτρινη, άπό τούς άτμούς του Na.

● **Παρασκευές των άλκαλίων.** Πρώτη ύλη γιά νά παρασκευάσουμε άλκάλια π.χ. Na, μπορεί νά είναι οι χλωριούχες ένώσεις π.χ. NaCl, πού είναι άφθονες στή Φύση. Στόχος μας, είναι νά επαναφέρουμε στα κατιόντα Na τά ήλεκτρόνια τους πού έχουν μετακινηθεί στα άνιόντα Cl. Ήπειδή τά ίοντα Na<sup>+</sup> και Cl<sup>-</sup>, είναι άρκετά πιο σταθερά άπ' τά αντίστοιχα άτομα, καταφεύγουμε σέ ήλεκτρόλυση. Ή ήλεκτρική πηγή λειτουργεί σάν ένα είδος άντλίας πού άπορροφά ήλεκτρόνια άπ' τά ίοντα Cl<sup>-</sup> και τά δίνει στα ίοντα Na<sup>+</sup>. Ή ήλεκτρόλυση γίνεται σέ ύγρές ουσίες (διαλύματα ή τήγματα).

Έδώ κάνουμε ήλεκτρόλυση σέ τήγμα και όχι σέ ύδατικό διάλυμα χλωριούχου νατρίου, γιατί στο ύδατικό διάλυμα τό νάτριο αντιδρά μέ τό νερό του διαλύματος.

● **Χρήσεις.** Τά μέταλλα Na καί K ἔχουν ἐλάχιστα ἐφαρμογές. Οἱ ἐνώσεις τους ὅμως παρουσιάζουν μεγάλο ἐνδιαφέρον. Τό NaCl εἶναι ὄχι μονάχα σπουδαῖο γιά τή διατροφή (περιέχεται καί στό αἷμα), ἀλλά εἶναι καί πρώτη ὕλη γιά πολλές καί μεγάλες βιομηχανίες τῶν ἐνώσεων νατρίου καί τοῦ χλωρίου. Τό καυστικό νάτριο (NaOH) καί τό ἀνθρακικό νάτριο ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) χρησιμοποιοῦνται στίς βιομηχανίες σαπουνιῶν, χαρτιοῦ, γυαλιοῦ, χρωμάτων, ἀλουμινίου, τεχνητῆς μέταξας, φαρμάκων, πετρελαίων κ.ἄ.

Ἀνάλογα ἰσχύουν καί γιά τό K. Ὑδατοδιαλυτές ἐνώσεις τοῦ K ἔχουν ἰδιαίτερη σημασία γιά τήν ἀνάπτυξη τῶν φυτῶν.



## ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Ἡ πρώτη ομάδα τοῦ περιοδικοῦ συστήματος περιλαμβάνει ἐπτά στοιχεῖα, πού τά άτομά τους ἔχουν ἓνα ἤλεκτρόνιο στήν ἐξωτερική τους στιβάδα. Σπουδαιότερα εἶναι τό ὕδρογόνο, τό Νάτριο καί τό Κάλιο. Τό ὕδρογόνο παρουσιάζει σημαντικές διαφορές καί τό ἐξετάσαμε χωριστά. Τά ὑπόλοιπα ἀποτελοῦν τήν ομάδα τῶν ἀλκαλίων. Τά ἀλκάλια εἶναι δραστικά στοιχεῖα, γιατί τό μοναδικό ἤλεκτρόνιο τῆς ἐξωτερικῆς τους στιβάδας ἀποβάλεται εὐκολα. Ἡ δραστικότητα τους εἶναι τόσο μεγαλύτερη, ὅσο μεγαλύτερη εἶναι ἡ ἀκτίνα τοῦ ἀτόμου τους. Ἐχουν ὅλα σθένος 1 Θετικό. Σχηματίζουν κυρίως ἑτεροπολικές ἐνώσεις. Ἀντιδρῶν εὐκολα μέ ἠλεκτραρνητικά στοιχεῖα (χλώριο, βρώμιο, ἰώδιο, ὀξυγόνο κτλ.). Μέ νερό σχηματίζουν ὕδρογόνο καί καυστικό νάτριο, τό νάτριο ἢ καυστικό κάλιο, τό κάλιο. Ἐπειδῆ εἶναι πολύ δραστικά, δέν ὑπάρχουν ἐλεύθερα στή Φύση. Οἱ πιό πολλές ἐνώσεις τους εἶναι ὑδατοδιαλυτές. Παρασκευάζονται μέ ἠλεκτρόλυση τηγμένων ἐνώσεων τους. Εἶναι μέταλλα μαλακά, ἀσημόλευκα μέ περιορισμένες χρήσεις. Οἱ ἐνώσεις τους ὅμως ἔχουν μεγάλη σημασία. Τό χλωριόχο νάτριο, ἀπαραίτητο γιά τή διατροφή εἶναι καί πρώτη ὕλη γιά πολλές βιομηχανίες.

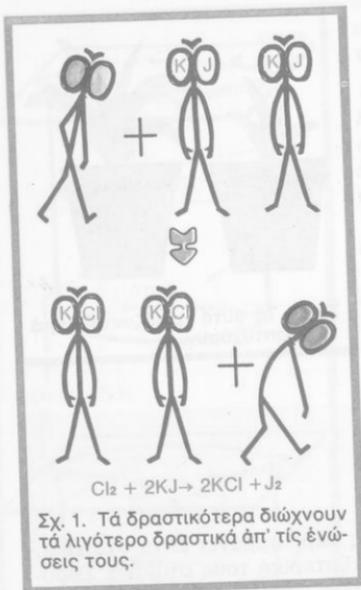
## ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1) Ὑπολογίστε τήν ποσότητα τοῦ ὕδρογону πού θά σχηματιστεῖ (σέ λίτρα καί σέ γραμμάρια), ἀν ρίξουμε σέ νερό 2,3 γραμμάρια νάτριο. (Na = 23, O = 16, H = 1).

2. Προσέξτε στόν πίνακα 2 τήν κανονικότητα πού αὐξάνονται ἢ πού ἐλαττώνονται οἱ ἀριθμητικές τιμές. Στόν πίνακα αὐτό δέν ἀναγράφονται τιμές γιά τίς ἰδιότητες τοῦ ρουβιδίου (Rb). Πιό κάτω δίνονται δύο τιμές, ἢ μιά σωστή καί ἡ ἄλλη λάθος. Βρέστε

ποιές εἶναι οἱ σωστές τιμές. Ἀτομικός ἀριθμός 37 ἢ 35. Ἀτομικό βάρος 35 ἢ 85. Ἀτομική ἀκτίνα 2,2 ἢ 2,5 Å. Ἀκτῖνα ἰόντος 1,5 ἢ 1,8. Θερμοκρασία τήξεως 60 ἢ 40° C. Θερμοκρασία βρασμοῦ 700 ἢ 650° C. Ἐνέργεια γιά τήν ἀπομάκρυνση ἐνός ἠλεκτρονίου 4,1 ἢ 3,5 eV.

3. Τί προβλέπεται πῶς θά γίνει ἀν ρίξουμε ἓνα κομματάκι ρουβιδιο στό νερό καί τί ἀν τό φέρουμε σέ ἐπαφή μέ χλώριο;



## 18<sup>ο</sup> ΜΑΘΗΜΑ

### Η ΕΒΔΟΜΗ ΟΜΑΔΑ - ΤΑ ΑΛΟΓΟΝΑ

- **Γενικά.** Ή έβδόμη ομάδα του Περιοδικου συστήματος έχει 5 στοιχεία, τά λέμε αλογόνα. Σπουδαιότερα είναι τά: φθόριο (F), χλώριο (Cl), βρώμιο (Br) και ιώδιο (J).
- **Γενικοί χαρακτήρες:** Τό μόριό τους είναι διάτομο. Τά αλογόνα είναι δραστηκότε ήλεκτραρηνηκότε στοιχεία, γιατί τά άτομα τους, έχοντας 7 ήλεκτρόνια στην έξωτερική τους στιβάδα, τείνουν νά πάρουν **ένα** μόνο άκόμη ήλεκτρόνιο.
- Ή δραστηκότετητα των αλογόνων μικραίνει,

ΑΤΟΜΟ ΣΤΟΙΧΕΙΟΥ	F	Cl	Br	J
ΜΟΡΙΟ ΤΟΥ ΣΤΟΙΧΕΙΟΥ	F <sub>2</sub>	Cl <sub>2</sub>	Br <sub>2</sub>	J <sub>2</sub>
ΦΥΣΙΚΗ ΚΑΤΑΣΤΑΣΗ	ΑΕΡΙΟ	ΑΕΡΙΟ	ΥΓΡΟ	ΣΤΕΡΕΟ
ΧΡΩΜΑ	○	●	●	●
ΑΤΟΜΙΚΟ ΒΑΡΟΣ	19	35,5		127
ΑΤΟΜΙΚΟΣ ΑΡΙΘΜΟΣ	9	17		53
ΑΤΟΜΙΚΗ ΑΚΤΙΝΑ σε Å	0,7	1		1,3
ΑΚΤΙΝΑ ΙΟΝΤΟΣ σε Å	1,3	1,8		2,2
ΘΕΡΜΟΚΡΑΣΙΑ ΠΗΞΕΩΣ	- 233	- 102		ΕΞΑΧΝΩΝΕΤΑΙ
ΘΕΡΜΟΚΡΑΣΙΑ ΒΡΑΣΜΟΥ	- 188	- 35		ΕΞΑΧΝΩΝΕΤΑΙ
ΕΝΕΡΓΕΙΑ γιά τήν πρόσληψη 1 e -σε μία μονάδα-	4	3		2,1

Σχ. 2. Μερικές φυσικές σταθερές και μεγέθη των αλογόνων.

όσο μεγαλώνει ή ατομική τους ακτίνα. Δραστικότερο είναι το φθόριο και λιγότερο δραστικό το ιώδιο (Σχ. 2).

Τά δραστικότερα στοιχεία διώχνουν τά λιγότερο δραστικά απ' τις ενώσεις τους (Σχ. 1).

**Πείραμα.** Διαβρέχουμε με ύδατικό διάλυμα ιωδιούχου καλίου μία λωρίδα διηθητικό χαρτί και τό βάζουμε σέ κώνινδρο μέ άέριο χλώριο. "Άμεση άποβολή ιωδίου:



"Ανάλογα γίνεται και μέ διάλυμα βρωμιούχου καλίου.

Η όμοια ηλεκτρονική δομή στήν έξωτερική στιβάδα τών άλογόνων τούς δίνει παρόμοιες ιδιότητες. "Ετσι: 1) "Επειδή όλα παίρνουν ένα ηλεκτρόνιο, έχουν σθένος ένα άρνητικό (-1).

2) "Επειδή τό ηλεκτρόνιο αυτό προσδέεται γερά στό άτομό τους, σχηματίζουν πολλές έτεροπολικές ενώσεις.

3) Πιό εύκολα ένώνονται μέ τά δραστικότερα ηλεκτροθετικά στοιχεία. Π.χ. τό J<sub>2</sub> ένώνεται εύκολότερα μέ τό Κ παρά μέ τό Na (Σχ. 3):

4) "Επειδή είναι πολύ δραστικά δέ βρίσκονται έλεύθερα στή φύση, αλλά πάντα ένωμένα, συνήθως μέ στοιχεία τής πρώτης ομάδας.

5) "Επειδή οι ένώσεις τους αυτές είναι άδιαδιαλυτές, τίς βρίσκουμε και στή θάλασσα.

● **Μερικές έφαρμογές. "Ενώσεις μέ ύδρογόνο.** Τό H<sub>2</sub> ένώνεται μέ τό φθόριο βίαια, άκόμη και σέ θερμοκρασία -200°. Μέ τό χλώριο ένώνεται δυσκολότερα, άκόμη πιό δύσκολα μέ τό Βρώμιο και γιά νά ένωθεί μέ τό ιώδιο, χρειάζεται και καταλύτης. Οι ένώσεις πού σχηματίζονται: τό ύδροφθόριο (HF), ύδροχλώριο (HCl), ύδροβρώμιο (HBr) και ύδροιώδιο (HI) λέγονται ύδραλογόνα και έχουν συγγενικές ιδιότητες. Διαλύονται π.χ. στό νερό και σχηματίζουν τότε τά αντίστοιχα ύδραλογονικά όξέα κτλ.

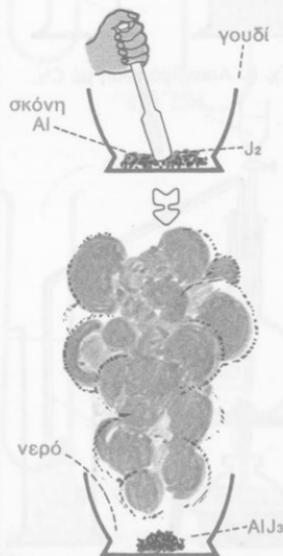
● **"Ενώσεις μέ μέταλλα.** Τά μέταλλα είναι στοιχεία πού δίνουν ηλεκτρόνια. "Ετσι ένώνονται τά άλογόνα μέ όλα τά μέταλλα, μέ διάφορες συνθήκες, άνάλογα μέ τή δραστικότητα και του άλογόνου και του μετάλλου.

Τίς ενώσεις αυτές τίς λέμε φθοριούχα, χλωριούχα, βρωμιούχα και ιωδιούχα άλατα π.χ. Τό ιωδιούχο κάλιο (KJ), είναι ένα άλας.

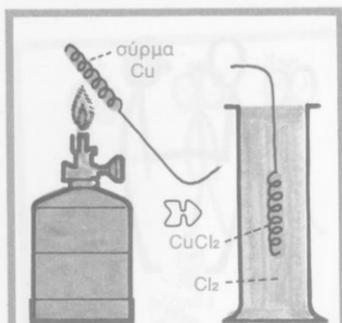
**Πείραμα.** Σέ ένα γουδι άναμινύουμε λεπτή σκόνη ιωδίου μέ λεπτή σκόνη άργιλίου (άλουμινίου). Ρίχνουμε μία σταγόνα νερό. "Εχομε βίαια



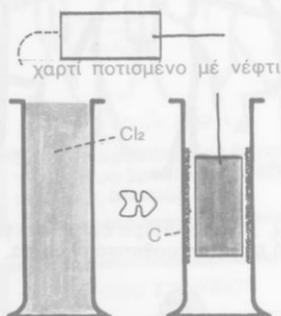
Σχ. 3. Εύκολότερα ένώνονται μέ τά πιό ηλεκτροθετικά στοιχεία.



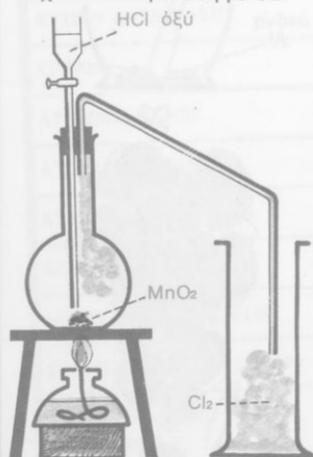
Σχ. 4. Σχηματισμός AlI<sub>3</sub>.



Σχ. 5. Σχηματισμός  $\text{CuCl}_2$ .



Σχ. 6. Άπανθράκωση με  $\text{Cl}_2$ .



Σχ. 7. Παρασκευή  $\text{Cl}_2$ .

ένωση με σχηματισμό ιωδιούχου αργίλιου.

**Πείραμα.** Θερμαίνουμε έντονα σπείρα χαλκού και τη βυθίζουμε σε κύλινδρο με αέριο χλώριο. Σχηματίζεται χλωριούχος χαλκός ( $\text{CuCl}_2$ ). (Σχ. 5).

• **Τά αλογόνα και κυρίως τό  $\text{F}_2$  και τό  $\text{Cl}_2$  μπορούν νά άποσπάζουν τό ύδρογόνο από ύδρογονούχες ενώσεις. Άπό όργανικές ενώσεις.**

**Πείραμα.** Ταινία διηθητικού χαρτιού βρεγμένη με νέφτι ( $\text{C}_{10}\text{H}_8$ ), όταν τη βυθίσουμε σε κύλινδρο με χλώριο, μαυρίζει, γιατί τό  $\text{Cl}_2$  άποσπά τό H άπ' τήν ένωση αυτή και άποβάλλεται άνθρακας. (Σχ. 6).

Άνάλογα γίνεται και με τό νερό, πού τό  $\text{Cl}_2$  άντιδρά μαζί του και τελικά έλευθερώνεται όξυγόνο.



Η αντίδραση αυτή χρησιμοποιείται για άπόλύμανση του νερού, γιατί τό  $\text{O}_2$  πού παράγεται καταστρέφει τούς μικροοργανισμούς, πού περιέχονται στό νερό.

• **Παρασκευές.** Άλογόνα μπορούμε νά παρασκευάσουμε έργαστηριακά χρησιμοποιώντας πυρολουσίτη ( $\text{MnO}_2$ ) και ύδροχλωρικό όξύ, για τό χλώριο, ή πυρολουσίτη, πυκνό θειικό όξύ και τό άντίστοιχο άλας, για τό βρώμιο και τό ιώδιο.

**Πείραμα.** Σε σφαιρική φιάλη ρίχνω λίγο πυρολουσίτη και λίγα ml πυκνού ύδροχλωρικό όξύ. Θερμαίνω έλαφρά. Σχηματίζεται χλώριο (έπικίνδυνο):



(έδώ ό  $\text{MnO}_2$  δέ δρā σάν καταλύτης, άφού μετατρέπεται σε άλλη ούσία) (Σχ. 7).

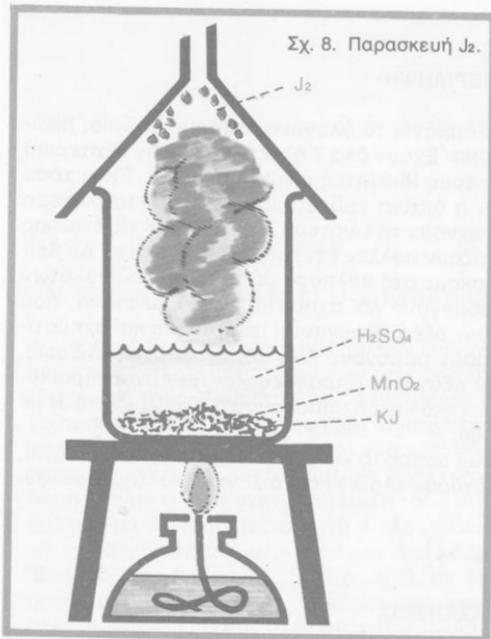
**Πείραμα.** Σε μικρό ποτήρι βρασμού θερμαίνω 1-2 γραμ. μίγματος ιωδιούχου καλίου και πυρολουσίτη και λίγα ml πυκνού θειικού όξέος. Τό ιώδιο συλλέγεται σε γυάλινο χωνί με βαμβάκι. (Σχ. 8).

**Παρασκευή χλωρίου χωρίς θέρμανση.** Σε κύλινδρο συλλογής αερίων ρίχνουμε 1-2 γραμ. χλωρικού καλίου ( $\text{KClO}_3$ ) λίγα ml πυκνού ύδροχλωρικό όξύ και σκεπάζουμε με γυάλινο δίσκο. Έκλύεται χλώριο.

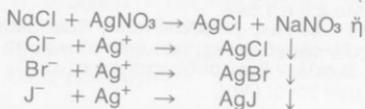


Χλωρικό κάλιο → χλωριούχο κάλιο

• **Άνίχνευση ίόντων  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$  και  $\text{I}^-$ .** Σε τρεις δοκιμαστικούς σωλήνες πού περιέχουν ύδατικά διαλύματα χλωριούχου, βρωμιούχου και ιωδιούχου νατρίου (ή καλίου) ρίχνουμε μερικές στα-

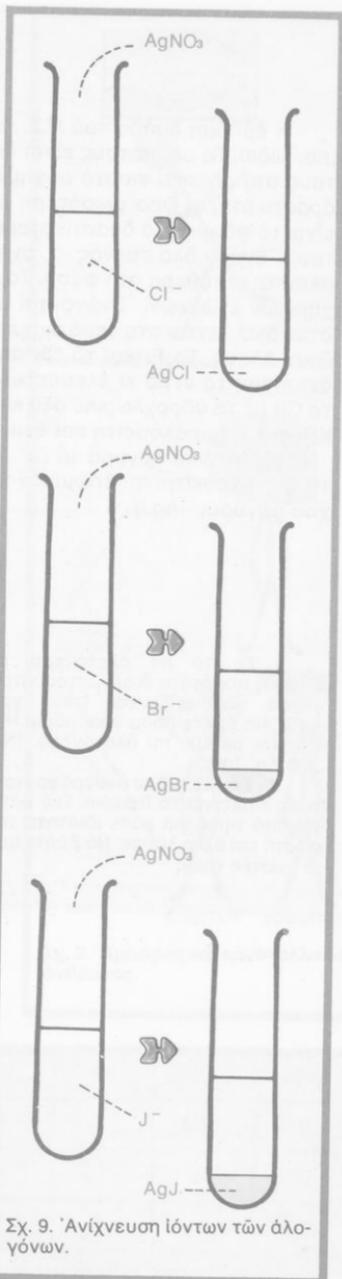


γόνες διαλύματος νιτρικού άργυρου (AgNO<sub>3</sub>). Σχηματίζονται ιζήματα, άσπρο με τό Cl<sup>-</sup>, ώχρο-κίτρινο με τό Br<sup>-</sup> και κίτρινο με τό J<sup>-</sup> (Σχ. 9).



Με τίς αντιδράσεις αυτές άνιχνεύομε τά ανιόντα τών αλογόνων. Σχηματισμός AgCl γίνεται καί με NaCl καί με KCl, καί με διάλυμα HCl, γιατί σέ όλες αυτές τίς ούσιες περιέχεται Cl<sup>-</sup>. Με χλωροφόρμιο όμως (CCl<sub>3</sub>H) ό νιτρικός άργυρος δέν αντιδρά, γιατί στό χλωροφόρμιο τό Cl δέ βρίσκεται με τή μορφή ιόντος.

● **Χρήσεις.** Περισσότερο χρήσιμα είναι τό Cl<sub>2</sub> καί τό J<sub>2</sub>. Τό χλώριο χρησιμοποιείται σάν λευκαντικό καί άπολυμαντικό καθώς καί στίς βιομηχανίες τεχνητού λάστιχου, πλαστικών, φαρμάκων, έντομοκτόνων κ.ά. τό J<sub>2</sub> στήν φαρμακευτική. "Άλατα τών αλογόνων (κυρίως του βρωμίου καί του ιωδίου) χρησιμοποιούνται στή φωτογραφία καί κινηματογραφία.



Σχ. 9. Άνίχνευση ιόντων τών αλογόνων.

## ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Η έβδομη ομάδα του Π.Σ. περιλαμβάνει τὰ αλογόνα, φθόριο, χλώριο, βρώμιο, ιώδιο. Τὰ μόριά τους είναι διάτομα. Έχουν όλα 7 ηλεκτρόνια στην έξωτερική τους στιβάδα και γι'αυτό οί χημικές τους ιδιότητες είναι παρόμοιες. Είναι τόσο δραστικότερα, όσο μικρότερη είναι ή ακτίνα του ατόμου τους. Δραστικότερο είναι τό φθόριο. Τά δραστικότερα διώχνουν τά λιγότερο δραστικά άπ' τις ενώσεις τους. Έχουν όλα σθένος -1, σχηματίζουν πολλές έτεροπολικές ενώσεις. Δέ βρίσκονται έλεύθερα στή φύση. Τά βρίσκομε στή θάλασσα μέ τή μορφή εύδιαλύτων χημικών ενώσεων. Ένώνονται μέ ύδρογόνο και σχηματίζουν ύδραλογόνα, πού όταν διαλύονται στό νερό σχηματίζουν όξέα. Ένώνονται μέ μέταλλα και σχηματίζουν άλατα. Τό  $F_2$  και τό  $Cl_2$  άποσπούν ύδρογόνο άπό ύδρογονούχες ενώσεις, διασπούν τό νερό κι έλευθερώνουν όξυγόνο. Παρασκευάζονται έργαστηριακά, τό  $Cl_2$  μέ τό ύδροχλωρικό όξύ και χλωρικό κάλι ή πυρολουσίτη. Τό  $Br_2$  και τό  $J_2$  μέ  $KBr$  ή  $KJ$ , πυρολουσίτη και θειικό όξύ.

Μέ νιτρικό άργυρο τό  $Cl^-$  δίνουν άσπρο ίζημα χλωριούχου άργύρου ( $AgCl$ ), τό  $Br^-$  ώχροκίτρινο, βρωμιούχου άργύρου ( $AgBr$ ) και τό  $J^-$  κίτρινο ίζημα ιωδιούχου άργύρου ( $AgJ$ ).

## ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Σέ 10 ml άλατόνερο ρίχνουμε έπαρκή ποσότητα διαλύματος νιτρικού άργύρου. Σχηματίζονται 1,435 γραμμάρια  $AgCl$ . Νά βρήτε πόσα γραμμάρια  $NaCl$  περιέχονται σέ 100 ml άλατόνερο. ( $Na$ , 23- $Cl$ , 35,5  $Ag$ , 108).

2. Στό Σχ. 1 δέν άναγράφονται αριθμητικές τιμές γιά τό Βρώμιο. Πιό κάτω δίδονται δυό τιμές γιά κάθε ιδιότητα του, ή μία σωστή και άλλη λάθος. Νά βρήτε ποιές είναι οί σωστές τιμές.

Άτομικός αριθμός 35 ή 70. Άτομικό βάρος 80 ή 135. Άτομική ακτίνα 1,1 ή 1,5 $\text{\AA}$ . Άκτίνα ίόντος 2 ή 2,5  $\text{\AA}$ . Θερμοκρασία τήξεως -120 ή -7°C. Θερμοκρασία βρασμού -35 ή 58°C. Ένέργεια πού έλευθερώνεται όταν τό άτομο προσλαμβάνει ένα ηλεκτρόνιο 2,8 ή 1,8eV.

3. Πώς μεταβάλεται ή δραστικότητα των αλογόνων και πώς ή δραστικότητα των άλκαλιών όταν αύξάνεται ή ακτίνα των ατόμων τους; Γιατί;

## 19° ΜΑΘΗΜΑ

### Η ΤΕΤΑΡΤΗ ΟΜΑΔΑ: α) Ο ΑΝΘΡΑΚΑΣ

● **Γενικά.** Στην τέταρτη ομάδα του Π.Σ. ανήκουν τὰ στοιχεία πού έχουν 4 ηλεκτρόνια στην εξωτερική τους στιβάδα. Είναι ο άνθρακας (C), τό πυρίτιο (Si), τό γερμάνιο (Ge), ο κασσίτερος (Sn) και ο μόλυβδος (Pb). (Σχ. 1). Για νά αποκτήσουν τὰ στοιχεία αυτά σταθερή ηλεκτρονική δομή (8 ηλεκτρόνια στην εξωτερική τους στιβάδα) πρέπει ή νά αποβάλουν τὰ 4 ηλεκτρόνια ή νά προσλάβουν ακόμη 4 πράγμα όχι εύκολο. Έτσι τὰ δύο πρώτα (C, Si) σχηματίζουν ομοιοπολικούς δεσμούς, μέ άμοιβαία συνεισφορά ηλεκτρονίων. Ο C και τό Si είναι άμέταλλα. Τά δύο τελευταία όμως, ο Sn και ο Pb, έχουν μεγάλη άτομική άκτίνα και συγκρατούν χαλαρά τὰ ηλεκτρόνια της εξωτερικής στιβάδας. Στίς ενώσεις τους λοιπόν δίνουν 2 ή και 4 ηλεκτρόνια. Ο Sn και ο Pb είναι μέταλλα.

Τά στοιχεία αυτής της ομάδας, γενικά, δέν είναι δραστικά, ιδιαίτερα ο άνθρακας, πού γι' αυτό και τόν συναντάμε στή φύση ελεύθερο σε μεγάλες ποσότητες.

#### ΑΝΘΡΑΚΑΣ

Ο άνθρακας είναι λιγότερος από 1% στό φλοιό της Γης. Χωρίς άνθρακα όμως δέ θά ύπήρχαν φυτά, ζώα ούτε κι ο άνθρωπος. (Σχ. 2).



Σχ. 2. Ο άνθρακας.

Σχ. 3. Άμορφος και κρυσταλλικός άνθρακας.

ΣΤΟΙΧΕΙΟ	C	Si	Ge	Sn	Pb
ΑΤΟΜΙΚΟ ΒΑΡΟΣ	12	28	75	119	207
ΑΤΟΜΙΚΟΣ ΑΡΙΘΜΟΣ	6	14	32	50	82
ΑΤΟΜΙΚΗ ΑΚΤΙΝΑ σε Å	0,8	1,3	1,4	1,6	1,7

Σχ. 1. Μερικές φυσικές σταθερές των στοιχείων της IV ομάδας.



● **Μορφές του άνθρακα.** Στόν πίνακα (Σχ. 3) αναγράφονται μερικές μορφές ελεύθερου άνθρακα, κρυσταλλικού και άμορφου (Σχ. 3, 4)\*.

Τόσο άπ' τούς γαιάνθρακες, πού έχουν συνήθως και πολλές ξένες προσμίξεις, όσο κι άπ' άλλες άνθρακούχες ουσίες μπορούμε νά πάρουμε διάφορες μορφές καθαρότερου άνθρακα (κώκ, αιθάλη κτλ.). (Σχ. 5, 6).

Χημικά ένωμένος βρίσκεται στά άέρια εκπονής και στό μάρμαρο, στή ζάχαρη και τή δυναμίτιδα, τό λάστιχο και τό ξύλο και sé εκατοντάδες χιλιάδες άλλες ουσίες, ενώ οι διάφορες χημικές ενώσεις πού σχηματίζουν όλα τά άλλα στοιχεία, δέν ξεπερνούν τίς 100.000.

● **Γιατί ό άνθρακας σχηματίζει έκοταντάδες χιλιάδες χημικές ενώσεις. Αυτό γίνεται γιατί:** α) τά άτομα του άνθρακα μπορούν και ένώνονται μεταξύ τους (ή και μέ άτομα άλλων, διαθετών τουλάχιστον, στοιχείων) όμοιοπολικά και σχηματίζουν άλυσίδες μέ λίγα ή πολλά άτομα, πάνω στις όποιες συνδέονται κι άλλα άτομα διάφορων στοιχείων π.χ. Η. β) γιατί 2 ή και περισσότερα άτομα C μπορούν και δένονται μεταξύ τους μέ περισσότερους άπό ένα όμοιοπολικούς δεσμούς (Σχ. 8, 9).

● **Γιατί τό διαμάντι είναι άλιώτικο άπ' τό γραφίτη.** Και τά δυό αυτά σώματα άποτελούνται άπό όμοια άτομα. Τό διαμάντι όμως είναι άχρωμο, διάφανο, σκληρό, σχετικά βαρύ και κακός άγωγός του ηλεκτρισμού, ενώ ό γραφίτης είναι μαύρος, μαλακός, γλυστερός, σχετικά έλαφρός και καλός άγωγός του ηλεκτρισμού.

Στό διαμάντι κάθε άτομο C ένώνεται όμοιοπολικά μέ 4 άλλα άτομα άνθρακα και μπαίνει στό κέντρο ενός κανονικού τετράεδρου. (Σχ. 10). Στή συνέχεια και τάλλα άτομα του C (αυτά πού είναι στις κορυφές του τετράεδρου, κάνουν τό ίδιο. Σχηματίζουν κι αυτά άλλα τετράεδρα και όλα μαζί δένονται σφιχτά (όμοιοπολικά) sé ένα είδος μόριου-γίγαντα, τόν κρύσταλλο του διαμαντιού, (Σχ. 11) πού είναι έξαιρετικά πυκνός, και σκληρός. Τό διαμάντι είναι κακός άγωγός του ηλεκτρισμού, γιατί και τά 4 ηλεκτρόνια κάθε άτομου άνθρακα είναι δεσμευμένα sé όμοιοπολικούς δεσμούς ενώ για

\* Άμορφες – sé διάκριση άπ' τίς κρυσταλλικές – λέμε τίς ουσίες, πού τά σωματίδια πού τίς άποτελούν, δέ σχηματίζουν «κρυστάλλους», αλλά βρίσκονται άτακτα σκορπισμένα μέσα τήν ουσία. (Σχ. 7).

νά περάσει ηλεκτρικό ρεύμα πρέπει νά υπάρξουν ελεύθερα ηλεκτρόνια.

Στό γραφίτη, κάθε άτομο του C ένώνεται μέ άλλα τρία άτομα όμοιοπολικά· τό 4ο ηλεκτρόνιο μένει ελεύθερο. Στή συνέχεια, σχηματίζονται κανονικά έξάγωνα (Σχ. 11) ένωμένα σέ στρώματα πού μπαίνουν παράλληλα.

Αυτά τά παράλληλα στρώματα συγκρατιούνται μεταξύ τους μέ δυνάμεις πολύ μικρότερες άπ' αυτές τών όμοιοπολικών δεσμών, γι' αυτό καί ό γραφίτης είναι μαλακός, γλιστερός, αποβάφει, είναι έλαφρότερος άπ' τό διαμάντι καί είναι καλός άγωγός του ηλεκτρισμού, άφου έχει καί ελεύθερα ηλεκτρόνια.

● **Άλλοτροπικά στοιχεία.** Τά στοιχεία πού, όπως τό διαμάντι καί ό γραφίτης, αποτελούνται άπό όμοια άτομα, έχουν όμως διαφορετική έξωτερική μορφή, διαφορετικές φυσικές ιδιότητες καί διαφορετικές φυσικές σταθερές, σχεδόν όμως ίδιες χημικές ιδιότητες, τά λέμε άλλοτροπικά.

● **Μιά σπουδαία χημική ιδιότητα του άνθρακα.** Ό άνθρακας καίγεται (ένώνεται μέ όξυγόνο) καί σχηματίζει διοξειδιο του άνθρακα καί θερμότητα. Τή θερμότητα τή μετράμε σέ θερμίδες (καλορί). Σάν θερμίδα όρίζομε τό ποσό τής θερμότητας πού χρειάζεται για νά άνέβει ή θερμοκρασία ενός γραμμαρίου νερού κατά ένα βαθμό. (1 Μεγάλη θερμίδα ή Kcal 1.000 cal).



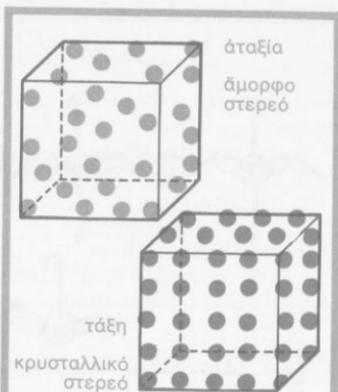
Τίς αντίδράσεις πού όταν γίνονται παράγεται καί θερμότητα τίς λέμε **έξωθερμες** αντίδράσεις.

● **Δυό εφαρμογές τής τάσεως του άνθρακα νά ένώνεται μέ όξυγόνο.** Ό άνθρακας είναι αναγωγικό σώμα μπορεί καί άποσπά δηλαδή όξυγόνο άπό διάφορες όξυγονούχες ένώσεις:

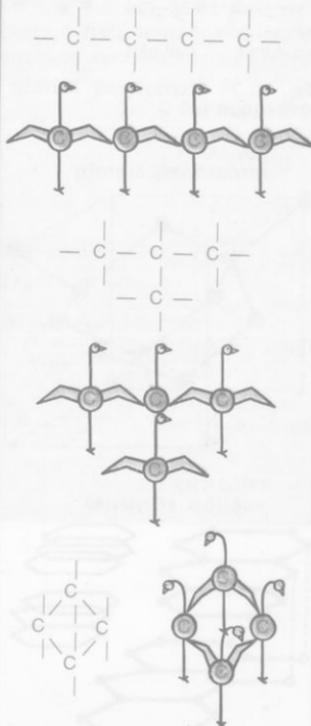
1) **Άπ' τό νερό.** Διαβιβάζομε ύδρατμούς πάνω άπό διάπυρους άνθρακες. Σχηματίζεται μίγμα άπό μονοξειδιο του άνθρακα καί ύδρογόνο, τό ύδραέριο, πού τό χρησιμοποιούμε για νά φτιάχνομε τεχνητές βενζίνες καί για πολλές άλλες βιομηχανικές χρήσεις.



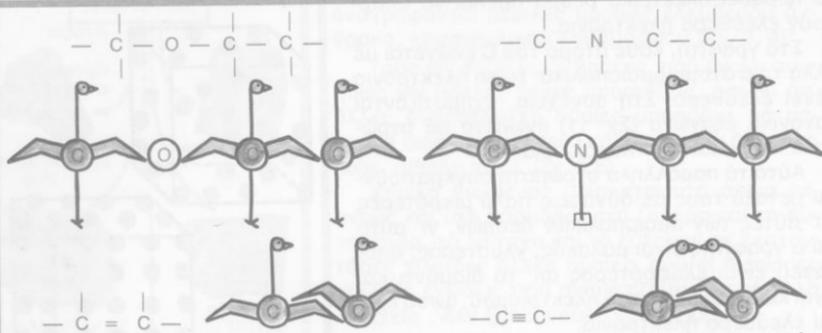
2) **Άπό όξειδια μετάλλων:** Πολλά μέταλλα βρίσκονται στή φύση ένωμένα μέ όξυγόνο (Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> κτλ.). Για νά τά πάρομε καθαρά (άπαλλαγμένα άπό τό όξυγόνο) θερμαίνομε συνήθως τίς όξυγονούχες ένώσεις τών μετάλλων μέ άν-



Σχ. 7. Άμορφα καί κρυσταλλικά σώματα.



Σχ. 8. Τά άτομα του άνθρακα σχηματίζουν άλυσίδες.

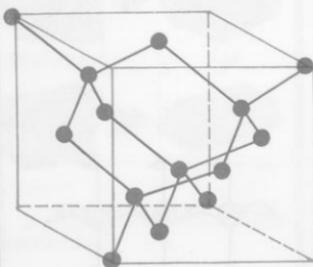


Σχ. 9. Τά άτομα του C συνδέονται και με άτομα άλλων στοιχείων καθώς και με πολλούς δεσμούς.

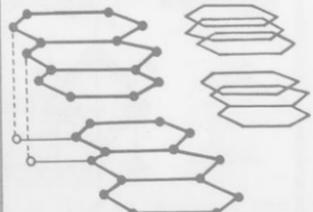


Σχ. 10. Η τετραεδρική διάταξη στά άτομα του C.

ΔΙΑΜΑΝΤΙ  
τετραεδρική διάταξη



ΓΡΑΦΙΤΗΣ  
φυλλίδια εξαγωνικά

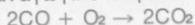


Σχ. 11. Η διάταξη των ατόμων του C στο διαμάντι και τον γραφίτη.

θρακα.



(Αν η θερμοκρασία είναι κάτω από 400°C σχηματίζεται CO<sub>2</sub>, αν είναι πάνω από 1000°C σχηματίζεται CO, αν είναι ανάμεσα στους 400°C και τους 1000°C, σχηματίζεται μίγμα από CO<sub>2</sub> και CO. Το CO είναι δηλητηριώδες άεριο, που μπορεί όμως να χρησιμοποιηθεί και σαν καύσιμο και σαν αναγωγικό σώμα.



● **Χρησιμότητα του άνθρακα.** Ο άνθρακας είναι απαραίτητο στοιχείο για τά φυτά και τά ζώα, όχι μόνο γιατί είναι κύριο συστατικό τους, αλλά και γιατί ή θερμότητα που ελευθερώνεται από καύσεις του (με την άναπνοη) συντηρεί τό φαινόμενο τής ζωής.

Τά διαμάντια είναι πολύτιμοι λίθοι και τά καλύτερης ποιότητας χρησιμοποιούνται σε κοπτικά εργαλεία. Οί γαιάνθρακες χρησιμοποιούνται σαν καύσιμα. Οί λιθάνθρακες χρησιμοποιούνται και για καύσιμα, αλλά και για την παραλαβή διάφορων χημικών προϊόντων (φωταέριο, πίσσα, κώκ, άμμωνία· άπ' τήν πίσσα παίρνουμε δεκάδες χημικά προϊόντα, βενζόλιο, χρώματα, πλαστικά, έντομοκτόνα κτλ.)

Χρησιμοποιείται επίσης ό άνθρακας για τήν παρασκευή ύδραέριου και στή μεταλλουργία για τήν απομάκρυνση του όξειγόνου από τά όξειδια των μετάλλων. Ειδικά στό σίδηρο μικρή ποσότητα άνθρακα μέσα σαυτόν (μέχρι 1,5%) του καλύτερευει τής ιδιότητες και τόν μετατρέπει σε χάλυβα (άτσάλι).

## ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Η IV ομάδα του Π.Σ. περιλαμβάνει τὰ στοιχεία πού ἔχουν 4 ἠλεκτρόνια στήν ἔξωτερική τους στιβάδα (C, Si, Ge, Sn, Pb). Τά δύο πρώτα ὁ C καί τό Si εἶναι ἀμέταλλα καί σχηματίζουν ὁμοιοπολικούς δεσμούς. Τά δύο τελευταῖα ὁ Sn καί ὁ Pb εἶναι μέταλλα καί στίς ἐνώσεις τους δίνουν ἀπό 2-4 ἠλεκτρόνια. Εἶναι ὅλα στοιχεία ὄχι πολύ δραστικά. Ὁ ἄνθρακας βρίσκεται στή φύση ἐλεύθερος καί σάν κρυσταλλικός (διαμάντι, γραφίτης) καί σάν ἄμορφος (γαιάνθρακες). Ἐνωμένος βρίσκεται σέ πάνω ἀπό 1.000.000 χημικές ἐνώσεις. Εἶναι ἀπαραίτητο στοιχεῖο γιά νά γίνει ἡ ζωντανή ὕλη. Πολλά ἄτομα C μποροῦν καί ἐνώνονται μεταξύ τους, μέ ἕναν ἢ περισσότερους ὁμοιοπολικούς δεσμούς καί σχηματίζουν ἄλυσίδες (μόρια διαφόρων ἐνώσεων).

Ἀλλοτροπικά λέμε τὰ στοιχεία πού ἀποτελοῦνται ἀπό ὅμοια ἄτομα, ἔχουν ὁμως διαφορετικές φυσικές σταθερές, διαφορετική ἔξωτερική ἐμφάνιση ἀλλά παρόμοιες χημικές ιδιότητες. Π. χ. τό διαμάντι καί ὁ γραφίτης, πού οἱ διαφορές τους ὀφείλονται σέ διαφορετική διάταξη τῶν ἀτόμων C στούς κρυστάλλους τους.

Ὁ ἄνθρακας καίγεται. Ἡ ἀντίδραση καύσεως του εἶναι ἀντίδραση ἐξώθερμη.  $C + O_2 \rightarrow CO_2 + 94Kcal$ . Ἐπίσης ἀποσπᾶ ὀξυγόνο ἀπό διάφορες ὀξυγονούχες ἐνώσεις ὅπως ἀπ' τό νερό καί σχηματίζεται ὕδραέριο ἢ ἀπ' τίς ὀξυγονούχες ἐνώσεις μετάλλων (Fe, Zn, Cu, κτλ.). Οἱ δύο τελευταῖες ἀντιδράσεις του ἔχουν μεγάλη βιομηχανική σημασία.

## ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Θέλουμε νά ἀνεβάσουμε τή θερμοκρασία 100 κιλῶν νεροῦ ἀπό τοὺς 6°C στοὺς 100°C. Πόσα κιλά καθαρὸς ἄνθρακας πρέπει νά καίει, ἂν ὑποθέσουμε ὅτι θά χρειαστοῦμε 20% παραπάνω ἄνθρακα, γιὰτί δέν μποροῦμε νά ἀξιοποιήσουμε τελείως ὅλη τή θερμότητα πού παράγεται μέ τήν καύση του; (C = 12).

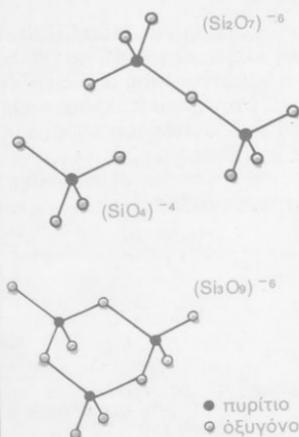
2. Βρέστε περιπτώσεις πού ἡ θερμότητα πού παράγεται ἀπ' τήν καύση ἄνθρακα ἢ χημικῶν ἐνώσεων πού περιέχουν ἄνθρακα ἔχει σημασία α) στά φαινόμενα τῆς ζωῆς, β) στήν καθημερινή ζωή, γ) στή βιομηχανία.

3. Προσπαθήστε νά φαντασθῆτε τή μορφή πού θά εἶχε ἡ Γῆ, ἂν δέν ὑπῆρχε ὁ ἄνθρακας καί οἱ ἐνώσεις του.

4. Γιατί τό δῶρο τοῦ Προμηθέα στούς ἀνθρώπους (ἡ φωτιά) θεωρήθηκε σάν ἀνυπολόγιστα πολύτιμη προσφορά; Προσπαθήστε νά φαντασθῆτε τή ζωή τοῦ ἀνθρώπου καί τή μορφή τοῦ πολιτισμοῦ μας ἂν ὁ ἀνθρώπος δέν εἶχε καταφέρει νά «δαμάσει» τή φωτιά καί νά τή χρησιμοποιήσει ἀνάλογα μέ τίς ἀνάγκες του.



Σχ. 1. Ο κρύσταλλος του άμεθυστου είναι άκριβη πέτρα.



Σχ. 2. Το Si έχει τετραεδρική διάταξη. Συνδέεται με άτομα οξυγόνου.



Σχ. 3. Είδος από γυαλί Πυρέξ.

## 20° ΜΑΘΗΜΑ

### Η ΤΕΤΑΡΤΗ ΟΜΑΔΑ: β) ΤΟ ΠΥΡΙΤΙΟ

● **Γενικά.** Το πυρίτιο, μετά το οξυγόνο είναι το πιο διαδομένο στοιχείο στο φλοιό της Γης (30%). Δεν υπάρχει ελεύθερο. Ένώσεις του είναι ο χαλαζίας, ή άμμος, οι γρανίτες, ο άμιαντος, ή μίκα, οι σχιστόλιθοι, ή άργιλλος και άλλα όρυκτά. Μερικά απ' αυτά είναι πέτρες πολύτιμες (άμεθυστος, όπάλιος, άχάτης κ.ά) (Σχ. 1). Μικρές ποσότητες χρησιμεύουν σάν στερεωτική ύλη διαφόρων ιστών (καλάμι σιτηρών, φτερά, νύχια κτλ.).

● **Πώς είναι το στοιχείο πυρίτιο.** Άνάλογα μέ τον τρόπο παρασκευής του και τίς προσμίξεις του άλλοτε είναι καστανόχρωμη σκόνη κι άλλοτε σκληρό μέ λάμψη μεταλλική.

● **Και τό πυρίτιο σχηματίζει άλυσίδες,** όπως ο άνθρακας, μόνο πού οι δεσμοί ανάμεσα στά άτομα του πυρίτιου είναι χαλαρότεροι. Όταν όμως μεταξύ τών άτόμων του πυρίτιου μπουνε και άτομα οξυγόνου τότε δένονται σέ γερές ομάδες. Τό άτομο του πυρίτιου μπαίνει στό κέντρο τετράεδρου και γύρω του πιάνουν θέσεις 4 άτομα οξυγόνο. Τέτοια τετράεδρα ενώνονται πολλά μαζί και φτιάχνουν διάφορους συνδυασμούς όρυκτών και άλλων άνόργανων ενώσεων. (Σχ. 2).

● **Έφαρμογές.** Τό ίδιο τό πυρίτιο δέν έχει ιδιαίτερης σημασίας έφαρμογές. Μαζί μέ κάρβουνο σχηματίζει μία σκληρή λειαντική ύλη τό άνθρακοπυρίτιο. Άν προστεθεί σέ σίδηρο τόν κάνει άπρόσβλητο από όξέα. Μεγάλη όμως σημασία έχουν τρεις βιομηχανικοί κλάδοι πού βασίζονται σέ ενώσεις του πυρίτιου. Τά τσιμέντα, τό γυαλί και τά κεραμικά.

● **Τσιμέντα.** Πρώτες ύλες γιά τά τσιμέντα είναι άσβεστόλιθοι και άργιλλος. Τά ύλικά αυτά κονι-

οποιοῦνται σέ εἰδικούς μύλους καί συντήκονται σέ ἐπικλινεῖς περιστρεφόμενους κλιβάνους, πού μπορεῖ νά ἔχουν μήκος μέχρι καί 250 μέτρα, ὕψος μέχρι 7 μ καί παραγωγή πάνω ἀπό 4.000 τόννους τήν ἡμέρα. Ἡ φλόγα ἐκτοξεύεται στό κάτω μέρος τοῦ κλιβάνου. Τό ὑλικό πού βγαίνει (κλίνκερ), εἶναι χονδρόκοκκο. Τό ἀλέθουμε καί ἀνακατεμένο μέ λίγο γύψο ἀποτελεῖ τό τσιμέντο (Σχ. 4).

Τό τσιμέντο ἀνήκει στά «ὕδραυλικά κονιάματα». Τά κονιάματα εἶναι μίγματα χρήσιμα στήν οἰκοδομική. Τά ὕδραυλικά κονιάματα ὅταν ἀναμειχθοῦν μέ νερό σκληραίνουν. Μέ τήν προσθήκη στό τσιμέντο καί χαλικίων παίρνομε τό σκυροκονίαμα (μπετόν) κι ἂν ἐνισχύσομε τήν κατασκευή μέ σιδερένιες ράβδους πέρνομε τό ὀπλισμένο σκυροκονίαμα (μπετόν ἀρμέ). Ὑπάρχουν διάφοροι τύποι τσιμεντῶν λευκά, σκοῦρα, ταχείας πήξεως κτλ. Ἡ Ἑλληνική βιομηχανία τσιμεντοῦ ἔχει μεγάλη ἀνάπτυξη καί κάνει μεγάλες ἐξαγωγές.

- **Γυαλί.** Πρῶτες ὕλες γιά τό γυαλί εἶναι κυρίως ἡ ἄμμος ( $\text{SiO}_2$ ), ὁ ἀσβεστόλιθος ( $\text{CaCO}_3$ ) καί τό ἀνθρακικό νάτριο ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ), πού τό φτιάχνουμε ἀπό ἀλάτι. Τά ὑλικά αὐτά ἀλέθονται, θερμαίνονται σέ κλιβάνους, ἀντιδρῶν μεταξύ τους καί σχηματίζουν παχύρευστο μίγμα. Στή συνέχεια τό ζεστό τήγμα μορφοποιεῖται μέ μηχανήματα καί παίρνομε ποτήρια, φιάλες ὑαλοπίνακες κτλ.

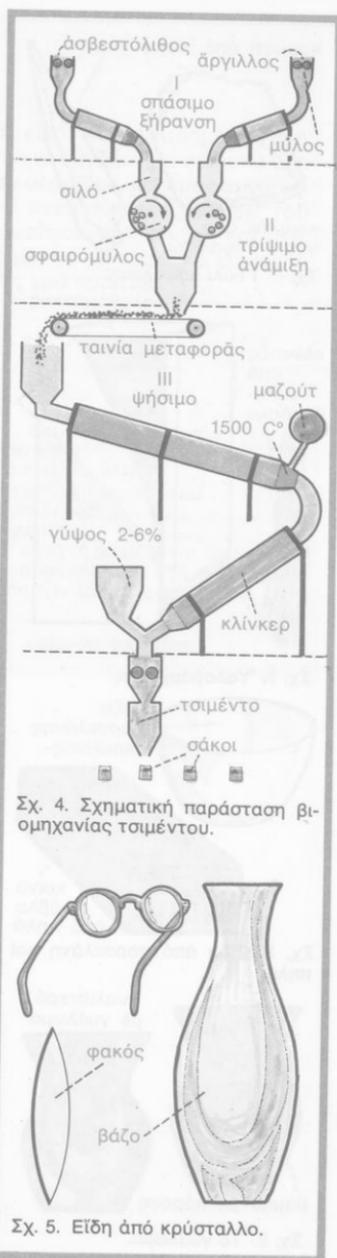
- **Διάφοροι τύποι γυαλιῶν.** Μέ διάφορες προσθήκες δίνουμε στό γυαλί διάφορα χρώματα (π.χ. προσθήκη μέ ὀξειδίου τοῦ χρωμίου γίνεταί πράσινο κτλ.). Μέ διάφορες ἐπίσης προσθήκες ἢ κατεργασίες δημιουργοῦμε πολλούς τύπους γυαλιῶν ὅπως:

- **Γυαλί Pyrex καί Γιένας.** Εἶναι γυαλιά πού ἀντέχουν σέ μηχανικές, θερμικές καί χημικές ἐπιδράσεις. Γίνονται μέ αὐξημένη ποσότητα ἄμμου καί προσθήκη ὀξειδίου τοῦ Βορίου (Σχ. 3).

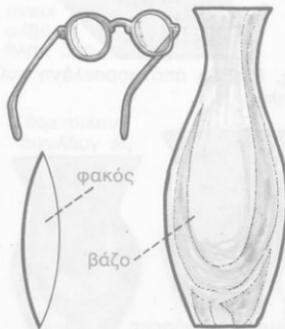
- **Μολυβδοκρύσταλλο.** (κρύσταλλο). Εἶναι γυαλί ὁμορφο, λαμπερό, βαρῦ, εὐήχο κατάλληλο γιά πολυτελεῖ εἶδη καί ὀπτικά ὄργανα. Γίνεται ἂν ἀντί γιά ἀνθρακικό νάτριο, βάλουμε ἀνθρακικό κάλιο κι ἀντί γιά ἀσβέστιο, μίνιο (ὀξείδιο μολύβδου) (Σχ. 5).

- **Γυαλί ἀσφαλείας.** Ἀποτελεῖται ἀπό δυό φύλλα γυαλιοῦ συγκολλημένα σέ διάφανο πλαστικό φύλλο (Σχ. 6).

- **Ἀόρατο γυαλί.** Γίνεται μέ ἐπικάλυψη τῆς



Σχ. 4. Σχηματική παράσταση βιομηχανίας τσιμεντοῦ.



Σχ. 5. Εἶδη ἀπό κρύσταλλο.

κομμάτι από κοινό γυαλί

κομμάτι από  
γυαλί άσφαλείας

Σχ. 6. Γυαλί άσφαλείας.



Σχ. 7. Ύαλοβάμβακας.



Σχ. 8. Είδη από πορσελάνη και πηλό.



Σχ. 9. Τό γυάλωμα.



Σχ. 10. Γυαλιά πού στό φώς σκουραίνουν.

έπιφάνειας γυαλιού με άδιάλυτα άλατα λιπαρών όξέων.

● **Φωτοχρωμικό γυαλί.** Προσθέτοντας στή μάζα του γυαλιού βρωμιούχο καί ιωδιούχο άργυρο, πού με τό φώς διασπώνται, παίρνουμε γυαλί πού όσο περισσότερο φώς πέφτει επάνω του τόσο σκουραίνει, ενώ όταν πάψει νά φωτίζεται έντονα, ξαναγίνεται άχρωμο καί διάφανο (Σχ. 10).

● **Ύαλοβάμβακας.** Ό ύαλοβάμβακας είναι πολύ λεπτές ίνες γυαλιού, σάν βαμβάκι, πού χρησιμοποιείται κυρίως σάν μονωτικό ύλικό. Ένσωματωμένος σέ διάφορα πλαστικά ύλικά χρησιμοποιείται για νά φτιάχουμε βάρκες, δεξαμενές κτλ.).

● **Κεραμεική.** Λέμε τήν τέχνη τής κατασκευής «κεραμικών» με πρώτη ύλη 1) καολίνη (πού είναι καθαρή άργιλλος) για τίς πορσελάνες καί 2) πηλό (πού είναι άργιλλος με προσμίξεις) για τά κοινά είδη (τούβλα, κεραμίδια, πηλινι σωλήνες κτλ.). Όταν άναμειχθεί ή άργιλλος με νερό γίνεται «πλαστική» καί μπορούμε νά φτιάξουμε αντίκειμενα με όποιο σχήμα θέλουμε. Αύτά με «ψήσιμο» γίνονται στερεά.

Όταν ό πηλός έχει προσμίξεις σιδήρου τά κεραμικά γίνονται κόκκινα. Τά είδη από πορσελάνη είναι συμπαγή καί τά υπόλοιπα πορώδη. Για νά κλείσουμε τους πόρους τους (πλακάκια, κοινά πιάτα κτλ.) τά καλύπτουμε με ένα εϋθηκτο μίγμα από πυριτικά ύλικά καί τά ξαναψήνουμε.

● **Σιλικόνες.** Οι σιλικόνες είναι σχετικά νέο ύλικό. Είναι ενώσεις του πυριτίου φτιαγμένες από άμμο καί άλλες πρώτες ύλες. Ύπάρχουν στερεές, ύγρες καί άεριες σιλικόνες. Χρησιμοποιούνται σάν «άδιαβροχοποιητές» για τήν προστασία διάφορων επιφανειών άπ' τό νερό κι από διαβρώσεις, σάν λιπαντικά σέ δύσκολους κινητήρες, σάν μονωτικά ύλικά, σάν λάστιχο ή πλαστικό ύλικό κ.ά.

## ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Οι ενώσεις του πυριτίου, κυρίως με όξυγόνο, είναι πολύ διαδομένες στή φύση (χαλαζίας, άμμος, γρανίτες κτλ.). Τά άτομα του Si συνδέονται όμοιοπολικά μεταξύ τους και με άτομα όξυγόνου και σχηματίζουν άλυσίδες, και κρυστάλλους. Η συνηθισμένη μονάδα πού άπ' αυτήν γίνονται οι περισσότερες ενώσεις του πυριτίου είναι ένα τετράεδρο με τό άτομο του πυριτίου στό κέντρο και στίς κορυφές του τετράεδρου 4 άτομα όξυγόνου. Τά τσιμέντα, τό γυαλί, τά κεραμικά και οι σλικόνες είναι ύλικά πού γίνονται με ενώσεις του πυριτίου.

## ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1) Σέ τί μοιάζουν οι ενώσεις του άνθρακα και του πυριτίου; Πού όφείλονται οι όμοιότητες πού παρουσιάζουν;

2) Ποιές δυσκολίες θά άντιμετωπίζαμε στήν καθημερινή μας ζωή, αλλά και γενικότερα, άν δέν είχαν άνακαλυφθεί τό γυαλί και τό τσιμέντο;

3) Τά έξοδα σέ μία βιομηχανία τσιμέντου είναι συνήθως τά έξής περίπου:

α) Γιά καύσιμα (μαζούτ) ..... 30%

β) Γιά ήλεκτρική ένέργεια (άλεση πρώτων ύλων κτλ.) ..... 20%

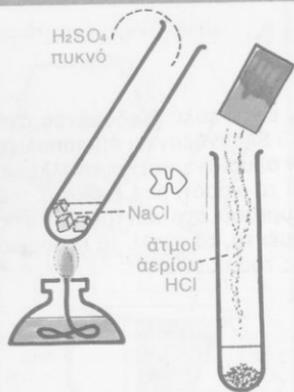
γ) Άξια πρώτων ύλων ..... 20%

δ) Συντήρηση έργοστασίου ..... 15%

ε) Γενικά έξοδα ..... 8%

στ) Έργατικά ..... 7%.

Συμφέρεi σ' αυτή τή βιομηχανία, άν μειωθεί ή τιμή των καυσίμων κατά 10%, νά αύξησει τούς μισθούς των έργατών κατά 20%;



Σχ. 1. Παρασκευή HCl με επί-δραση H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> σε NaCl.

αέριο	$\sigma_{\text{π}} = \frac{36,5}{29} = 1,25$
άχρωμο	
πνιγηρή μυρουδιά	
	πολύ διαλυτό στο νερό



Σχ. 2. Πίνακας με φυσικές ιδιότητες του αερίου HCl.

	ύγρο πυκνότερο απ' το νερό
άχρωμο ύγρο	
γεύση δξινη	
ατμίζει	ατμοί πνιγηροί



Σχ. 3. Πίνακας, με φυσικές ιδιότητες του υδροχλωρικού οξέος.

## 21<sup>ο</sup> ΜΑΘΗΜΑ

ΟΞΕΑ-ΒΑΣΕΙΣ-ΕΞΟΥΔΕΤΕΡΩΣΗ-ΑΛΑΤΑ

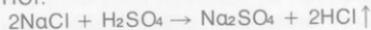
### ΥΔΡΟΧΛΩΡΙΚΟ ΟΞΥ-ΘΕΙΙΚΟ ΟΞΥ-ΟΞΕΑ

#### 1. Υδροχλωρικό οξύ: HCl

● **Προέλευση.** Σάν αέριο το υδροχλώριο βρίσκεται στα άερια, που βγαίνουν στα ήφαιστεια. Διαλυμένο 1:1000 περίπου βρίσκεται στα υγρά του στομάχου μας.

● **Παρασκευές. Πείραμα.** Σε δοκιμαστικό σωλήνα που βάλαμε χλωριούχο νάτριο, ρίχνομε λίγο πυκνόθειικό οξύ (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>). Με λίγη θέρμανση, βγαίνει αέριο HCl (Σχ. 1).  
 $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HCl} \uparrow + \text{NaHSO}_4$  (δξινόθειικό νάτριο).

**Στή βιομηχανία** επιδρά με θέρμανση πυκνό H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> σε στερεό NaCl, τότε με την ίδια ποσότηταθειικού οξέος παράγεται διπλάσια ποσότητα HCl:

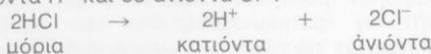


Τό παραγόμενο αέριο HCl διαλύεται σε νερό. Τό ύδατικό αυτό διάλυμα του HCl λέγεται **υδροχλωρικό οξύ**, ή **σπίρτο του άλατος**.

● **Υδροχλώριο και υδροχλωρικό οξύ.** Τό αέριο HCl είναι ομοιοπολική ένωση δέν έχει στο μόριό του ιόντα (Σχ. 2). Τό **ύδατικό του όμως διάλυμα, σχηματίζει κατιόντα H<sup>+</sup> και ανιόντα Cl<sup>-</sup>**. Έτσι, μέ ένα βολτάμετρο τό υδροχλωρικό οξύ ηλεκτρολύεται καί παίρνομε H<sub>2</sub> στην κάθοδο καί Cl<sub>2</sub> στην άνοδο:



Αυτό γιατί στο ύδατικό του διάλυμα γίνεται **ηλεκτρολυτική διάσπαση** των μορίων του σε κατιόντα H<sup>+</sup> καί σε ανιόντα Cl<sup>-</sup>:

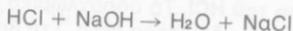


“Αρα, τό HCl σε ύδατικό διάλυμά του είναι **ηλεκτρολύτης**.”

● **Δράση του υδροχλωρικού οξέος. Πείραμα 1<sup>ο</sup>.**

Στη γεύση αραιό διάλυμα υδροχλωρικού οξέος είναι ξινό. Μπορεί όμως να μας κάνει εγκαύμα, γι αυτό ελέγχουμε την παρουσία του με ένα δείκτη. Τό βάμμα του ήλιотροπίου π.χ. με υδροχλωρικό οξύ γίνεται κόκκινο (Σχ. 3,5,6).

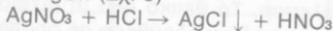
**Πείραμα 2<sup>ο</sup>.** Σε διάλυμα HCl, που έγινε κόκκινο με σταγόνες βάμματος ήλιотροπίου, ρίχνουμε λίγο-λίγο διάλυμα καυστικού νατρίου (NaOH). Σε κάποια στιγμή τό χρώμα του γίνεται από κόκκινο κυανό. Λέμε, ότι τό HCl καί τό NaOH **έξουδετερώθηκαν αμοιβαία**. Ή γεύση τώρα του διαλύματος είναι άλμυρή, γιατί από τήν αντίδραση του υδροχλωρικού οξέος με τό καυστικό νάτριο σχηματίζεται χλωριούχο νάτριο.



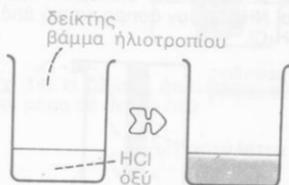
**Πείραμα 3<sup>ο</sup>.** Σε υδροχλωρικό οξύ ρίχνουμε λίγο ψευδάργυρο, ή καί σίδηρο. Γίνεται αντίδραση άπλης αντικαταστάσεως καί ελευθερώνεται H<sub>2</sub>: (Σχ. 7)



**Πείραμα 4<sup>ο</sup>.** Σε διάλυμα AgNO<sub>3</sub> ρίχνουμε σταγόνες υδροχλωρικού οξέος. Παράγεται άσπρο ίζημα από AgCl: (Σχ. 8)



Σχ. 5. Τό υδροχλωρικό οξύ κάνει εγκαύματα.



Σχ. 6. Ή αντίχνευση του υδροχλωρικού οξέος γίνεται με δείκτη.



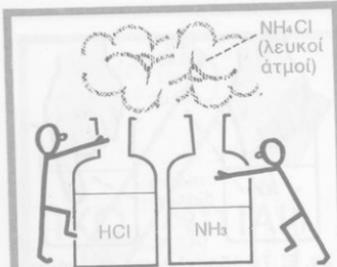
Σχ. 7. Μέ Ζη, τό HCl ελευθερώνει H<sub>2</sub>.



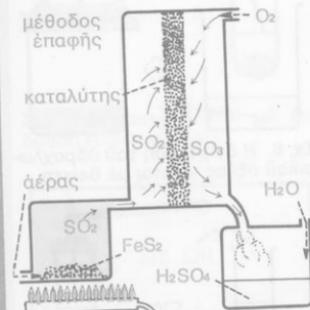
Σχ. 8. Μέ διάλυμα AgNO<sub>3</sub>, τό διάλυμα του HCl καί τό διάλυμα του NaCl δίνουν τό ίδιο άσπρο ίζημα.



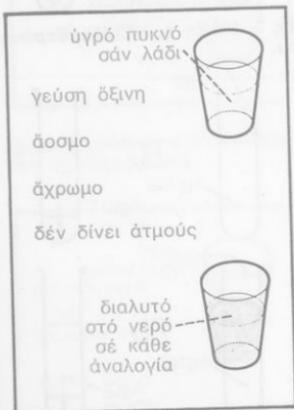
Σχ. 4. Τό HCl έξουδετερώνεται αμοιβαία μέ τό NaOH.



Σχ. 9. Άτμοι από διαλύματα HCl και NH<sub>3</sub> δίνουν άσπρο καπνό από NH<sub>4</sub>Cl.



Σχ. 10. Σχεδιάγραμμα από έγκυρής παρασκευής του H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.



Σχ. 11. Πίνακας με τις φυσικές ιδιότητες του H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

**Πείραμα 5°.** Άτμοι HCl και NH<sub>3</sub> παράγουν λευκό καπνό από NH<sub>4</sub>Cl (Σχ. 9). Έτσι, ελέγχεται ή παρουσία είτε του HCl, είτε της NH<sub>3</sub>.

● **Χαρακτήρας του ύδροχλωρικού όξέος.** Τό ύδατικό διάλυμα τό ύδροχλωρίου τό χαρακτηρίσαμε σαν όξύ. 'Ο **όξινος χαρακτήρας του**, πού όφείλεται στό κατίον H<sup>+</sup>, συνοψίζεται στις πιό κάτω ιδιότητες: Τό ύδροχλωρικό όξύ:

1. Έχει γεύση ξινή.
2. Κάνει κόκκινο τό βάμμα τό ήλιοτροπίου.
3. Έξουδετερώνεται μέ καυστικό νάτριο.
4. Άντιδρά μέ διάφορα μέταλλα και παράγεται τότε ύδρογόνο.
5. Είναι ήλεκτρολύτης.

● **Χρήσεις τό HCl.** Τό ύδροχλωρικό όξύ είναι ένα από τά σπουδαιότερα όξέα. Στη βιομηχανία τό χρησιμοποιούν για εξαγωγή της κόλλας από τά όστά, για παρασκευή χρωμάτων, για καθαρισμό της επιφανείας των μετάλλων κτλ. Στά εργαστήρια χρησιμοποιείται για την παρασκευή διαφόρων αερίων (H<sub>2</sub>, CO<sub>2</sub>, κ.ά.), καθώς και σαν αντίδραστήριο.

## 2. Θεϊικό όξύ H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

● **Προέλευση.** Τό θεϊικό όξύ (ή βιτριόλι) βρίσκεται μόνο σε ίχνη ελεύθερο σε όρισμένα φυσικά νερά. Παρασκευάζεται όμως σε τεράστιες ποσότητες από την βιομηχανία.

● **Παρασκευή.** Άπό τις διάφορες μεθόδους ή πιό σύγχρονη είναι ή **καταλυτική μέθοδος**. Σύμφωνα μ' αυτή παράγεται πρώτα διοξειδίο τό θείου (SO<sub>2</sub>) μέ καύση τό όρυκτού σιδηροπυρίτη (FeS<sub>2</sub>) ή θείου (S). Τό παραγόμενο SO<sub>2</sub> όξειδώνεται κατόπι μέ όξυγόνο τό άέρα σε ειδικές έγκαταστάσεις μέ θέρμανση και μέ καταλύτη, προς τριοξειδίο τό θείου (SO<sub>3</sub>):



Τό SO<sub>3</sub> αντίδρα μέ νερό και σχηματίζεται θεϊικό όξύ (Σχ. 10)  $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$

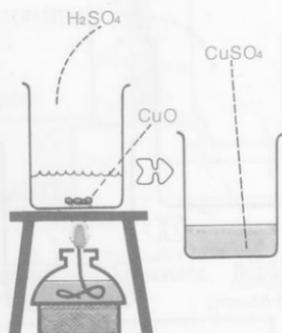
● **Φυσικές ιδιότητες.** Άναγράφονται στόν πίνακα τό σύνηματος 11.

● **Άραίωση τό H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.** Κατά την άραίωση τό H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> ρίχνουμε τό θεϊικό όξύ σε νερό και ποτέ τό αντίθετο. Γιατί αναπτύσσεται τότε τόση θερμότητα όταν τό νερό πέφτει στό όξύ, ώστε μπορεί νά βράσει άπότομα και νά πετάξει όξύ άπάνω μας, (Σχ. 12, 13).

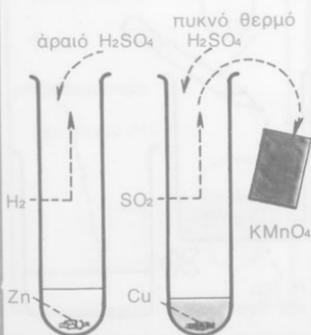




Σχ. 17. Η δοκιμή της γεύσεως γίνεται μόνο σε πολύ αραιό διάλυμα.



Σχ. 18. Τό  $H_2SO_4$  διαλύει τό  $CuO$ .



Σχ. 19. Τό πυκνό και θερμό  $H_2SO_4$  είναι σώμα οξειδωτικό.

5) Είναι ηλεκτρολύτης.

## II. ΔΥΟ ΑΚΟΜΗ ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ ΤΟΥ $H_2SO_4$

6) Είναι σώμα έντονα **υδροφιλο**. Απορροφά δηλαδή νερό ακόμη και από διάφορες ενώσεις, που περιέχουν υδρογόνο και οξυγόνο σε αναλογίες ατόμων 2 προς 1 (όπως στο νερό).

**Πείραμα.** Σε λίγη ζάχαρη (Σχ. 14) ρίχνομε πυκνόθεικό οξύ. Η ζάχαρη απανθρακώνεται:  
 $C_{12}H_{22}O_{11} \rightarrow 12C + 11H_2O$

Για τόν ίδιο λόγο απανθρακώνει τό χαρτί, υφάσματα και ζωικούς ιστούς (κάνει σοβαρά εγκαύματα).

7) Τό πυκνόθεικό οξύ είναι σώμα **οξειδωτικό**. Έτσι, πυκνό και θερμό  $H_2SO_4$  προσβάλλει διάφορα μέταλλα, που δέν αντιδρούν με τό υδροχλωρικό οξύ, όπως π.χ. τόν  $Cu$ . Σ' αυτή την περίπτωση όμως, αντί για υδρογόνο, εκλύεται διοξείδιο του θείου ( $SO_2$ ) (Σχ. 19).

● **Χρήσεις του θειικού οξέος.** Τό θειικό οξύ χρησιμοποιείται σε μεγάλα ποσά για τήν παρασκευή των χημικών λιπασμάτων, έκρηκτικών ύλων, τεχνητών υφαντικών ύλων, χρωμάτων, απορρυπαντικών κτλ. άλλων οξέων, αιθέρα και πολλών άλλων ουσιών, στους συσσωρευτές (μπαταρίες), σάν αφυδατικό μέσο κτλ. Λίγες είναι οι βιομηχανίες, που δέ χρησιμοποιούν θειικό οξύ.

● **Άλλα οξέα.** Εκτός από τό  $HCl$  και τό  $H_2SO_4$  υπάρχουν και άλλα οξέα. Τά σπουδαιότερα από αυτά είναι τό νιτρικό οξύ ( $HNO_3$ ) τό φωσφορικό ( $H_3PO_4$ ).

Όλα τά οξέα παρέχουν κατίον  $H^+$  στά υδατικά τους διαλύματα. Έτσι, είναι όλα ηλεκτρολύτες. Τά οξέα εξουδετερώνονται με καυστικό νάτριο κτλ.

ΟΞΕΑ	
$HCl$	ΥΔΡΟΧΛΩΡΙΚΟ ΟΞΥ
$H_2SO_4$	ΘΕΙΙΚΟ ΟΞΥ
$HNO_3$	ΝΙΤΡΙΚΟ ΟΞΥ
$H_3PO_4$	ΦΩΣΦΟΡΙΚΟ ΟΞΥ

Σχ. 20. Πίνακας με διάφορα οξέα.

## ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Τό HCl παρασκευάζεται με επίδραση  $H_2SO_4$  σέ NaCl. Στο ύδατικό του διάλυμα τό άέριο HCl είναι ένωση όμοιοπολική, στό ύδατικό του διάλυμα πού λέγεται ύδροχλωρικό όξύ, ή σπύρτο τού άλατος, σχηματίζονται κατιόντα  $H^+$ . Έτσι τό διάλυμα αυτό είναι ήλεκτρολύτης. Άντιδρά μέ τό NaOH, μέ τό όποιο γίνεται άμοιβαία έξουδετέρωση. Άντιδρά μέ Zn καί μέ Fe, όποτε εκλύεται ύδρογόνο. Μέ διάλυμα  $AgNO_3$  δίνει άσπρο ίζημα χλωριούχου άργύρου καί μέ τήν άμμωνία σέ άέριο δίνει χλωριούχο άμμώνιο. Χρησιμοποιείται γιά έξαγωγή τής όστεόκολλας, στή βιομηχανία τών χρωμάτων, γιά παρασκευή αερίων κτλ.

Τό θειικό όξύ παρασκευάζεται με καταλυτική όξειδωση τού  $SO_2$  σέ  $SO_3$ , πού διαλύεται κατόπιν σέ νερό. Είναι ύγρό πολύ ύδρόφιλο. Έτσι, άπανθρακώνει τή ζάχαρη, καταστρέφει τούς ίστους τού δέρματος κτλ. Γιά τήν άραιώσή του ρίχνουμε τό όξύ σέ νερό καί ποτέ τό αντίθετο.

Τό ύδατικό του διάλυμα είναι ήλεκτρολύτης, γιατί περιέχει κατιόντα ύδρογόνου κτλ. Έκτός από τίς αντιδράσεις του ως όξέος, ένεργεί καί σάν όξειδωτικό σόμα, όταν είναι πυκνό.

\*Άλλα όξέα είναι τά  $HNO_3$ ,  $H_3PO_4$  κτλ.

## ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Σέ 11,7 γραμμάρια καθαρού μαγειρικού άλατος NaCl επίδρα  $H_2SO_4$  μέ θέρμανση. Νά βρεθεί πόσος όγκος σέ Κ.Σ. HCl θά παραχθεί. (Na = 23, Cl = 35,5, H = 1, S = 32, O = 16)

2. Σέ 100 gr νερού διαλύονται 5,6 λίτρα άερίου HCl. Ζητείται πόσο ζυγίζει τό ύδατικό αυτό διάλυμα. (H = 1, Cl = 35,5).

3. Ύδατικό διάλυμα NaOH έξουδετερώνεται μέ διοχέτευση σ' αυτό 4,48 λίτρων άερίου HCl σέ Κ.Σ. Νά βρεθεί πόσα gr NaCl παράγονται (Na = 23, Cl = 35,5).

4. Θεϊκό όξύ επίδρα σέ ψευδάργυρο, όποτε διαλύονται σ' αυτό 13 gr από τό μέταλλο. Νά γραφεί ή έξίσωση τής αντιδράσεως καί νά βρεθεί ό όγκος σέ Κ.Σ. τού άερίου, πού θά παραχθεί. (Zn = 65).

5. Μέ καταλυτική μέθοδο όξειδώνονται 4,48 λίτρα άερίου  $SO_2$  σέ Κ.Σ. καί γίνονται  $SO_3$  πού μέ νερό δίνει  $H_2SO_4$ . Νά γραφούν οι έξισώσεις τών αντιδράσεων καί νά βρεθεί τό βάρος τού  $H_2SO_4$ , πού θά προκύψει. (S = 32, O = 16, H = 1).

στερεό

λευκό

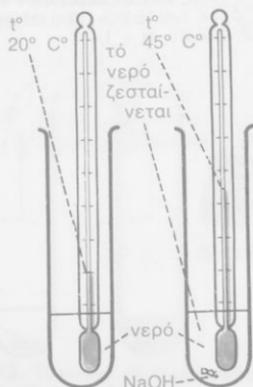
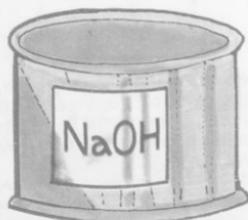
κρυσταλλικό

ύγροσκοπικό

λιώνει στους  
318° C°



Σχ. 1. Πίνακας με φυσικές ιδιότητες του NaOH.



Σχ. 2. Κατά τη διάλυση του NaOH στο νερό παράγεται θερμότητα.

## 22° ΜΑΘΗΜΑ

### ΤΟ ΚΑΥΣΤΙΚΟ ΝΑΤΡΙΟ - ΟΙ ΒΑΣΕΙΣ

#### 1. Τό καυστικό νάτριο: NaOH

● **Πώς παρασκευάζεται.** Τό καυστικό νάτριο NaOH είναι βιομηχανικό προϊόν. Παρασκευάζεται:

1. Μέ επίδραση καυστικής άσβέστου  $\text{Ca(OH)}_2$  σέ άνθρακικό νάτριο,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ :  
 $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{NaOH}$   
Τό άνθρακικό άσβέστιο ( $\text{CaCO}_3$ ) είναι αδιάλυτο καί πέφτει σάν ίζημα.

2. Μέ ηλεκτρόλυση διαλύματος χλωριούχου νατρίου NaCl. Στην κάθοδο της συσκευής ηλεκτρολύσεως συγκεντρώνονται τά κατιόντα  $\text{Na}^+$ , που παίρνοντας έκει από ένα ηλεκτρόνιο τό καθένα γίνονται άτομα νατρίου. Αύτά αντιδρούν κατόπιν μέ τό νερό του διαλύματος καί δίνουν NaOH:



Τά ανιόντα του χλωρίου  $\text{Cl}^-$ , που συγκεντρώνονται στην άνοδο, αφήνουν εκεί από ένα ηλεκτρόνιο καί γίνονται άτομα Cl. Αύτά τότε συνδυάζονται σέ ζεύγη καί αποτελούν μόρια του αερίου  $\text{Cl}_2$ , που τό μαζεύουν ξεχωριστά. (Βιομηχανική μέθοδος παρασκευής χλωρίου).

● **Φυσικές ιδιότητες.** Αύτές αναγράφονται στόν πίνακα του σχήματος 1.

**Πείραμα.** Σέ ποτήρι μέ νερό ρίχνουμε λίγο NaOH. Ανακατεύοντας μέ ένα θερμόμετρο, παρατηρούμε, ότι κατά την διάλυση ή θερμοκρασία του υγρού άνεβαίνει. "Άρα, κατά τή διάλυση του NaOH στο νερό αναπτύσσεται θερμότητα (Σχ. 2). Πυκνό τό διάλυμα κάνει έγκλαυματα στή γλώσσα. "Άραιό έχει γεύση καυστική.

● **Χημικές ιδιότητες.** **Πείραμα.** Σέ ύδατικό διάλυμα NaOH ρίχνουμε σταγόνες βάμματος ήλι-

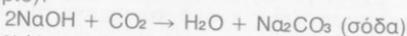
τροπίου. Τό χρώμα του διαλύματος γίνεται κυανό (Σχ. 3).

Στό διάλυμα αυτό ρίχνουμε λίγο-λίγο ύδροχλωρικό όξύ. Έρχεται στιγμή που γίνεται κόκκινο. Η γέυση τότε είναι άλμυρή. Έγινε έξουδετέρωση:



(ή ίδια αντίδραση στά όξέα)

● **Αντιδράσεις του NaOH με βιομηχανική σημασία.** α) Τό NaOH αντιδρά με διοξειδίο του άνθρακα CO<sub>2</sub> και δίνει τή σόδα Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> (άνθρακικό νάτριο):



β) Αντιδρά με διάφορα λίπη καί λάδια καί δίνει σαπούνια.

Λιπαρή ούσία + Καυστικό νάτριο → Σαπούνι + Γλυκερίνη.

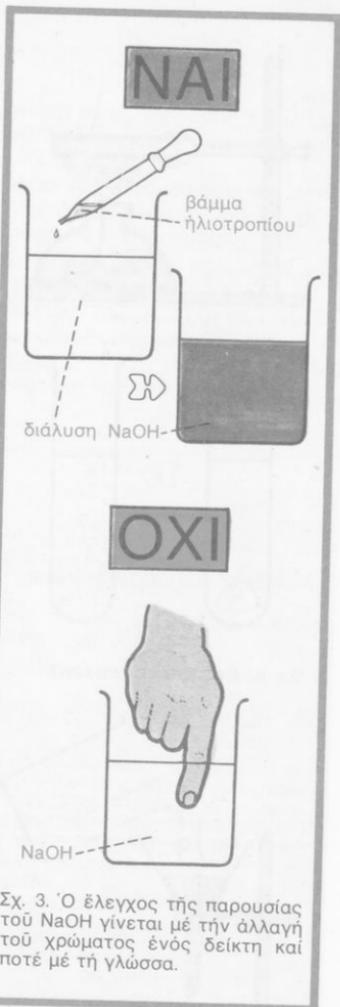
● **Τό NaOH είναι μιά βάση.** Χαρακτηριστική ιδιότητα του καυστικού νατρίου είναι, ότι αντιδρά με τά όξέα με αποτέλεσμα νά γίνεται τότε άμοιβαία έξουδετέρωσή τους.

Η ιδιότητά του αυτή χαρακτηρίζει τό NaOH σάν μιά βάση.

● **Χρήσεις.** Έκτός από τήν παρασκευή σαπυνιών, τό NaOH χρησιμοποιείται καί γιά βιομηχανική παρασκευή ούσιών γιά νήματα **ραγιόν**, γιά **ταινίες κινηματογράφου** κ.ά. Στά έργαστήρια χρησιμοποιείται σάν ισχυρή βάση.

## 2. Οί βάσεις

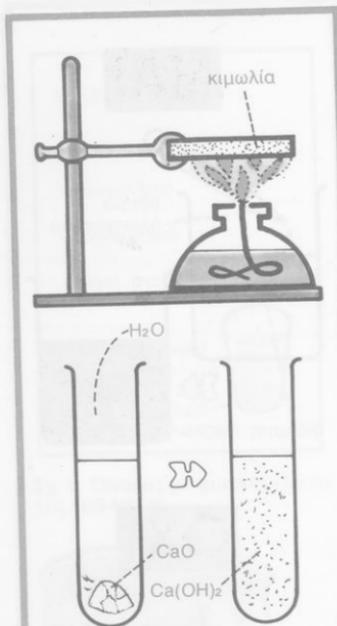
● **Τί είναι οί βάσεις καί ό βασικός χαρακτήρας.** Τό μόριο NaOH (του καυστικού νατρίου) αποτελείται από 1 άτομο μετάλλου (Na) καί τήν ομάδα OH (ρίζα), που λέγεται **ύδροξύλιο**. Στά τήγματα καί στά ύδατικά του διαλύματα τό NaOH βρίσκεται σέ **ηλεκτρολυτική διάσταση**. Είναι δηλαδή διασπασμένο σέ **κατιόντα** Na<sup>+</sup> καί σέ **άνιόντα** (OH)<sup>-</sup>:



Σχ. 3. Ό έλεγχος τής παρουσίας του NaOH γίνεται με τήν άλλαγή του χρώματος ενός δείκτη καί ποτέ με τή γλώσσα.

ΥΔΡΟΞΕΙΔΙΑ ή ΒΑΣΕΙΣ	NaOH	ΥΔΡΟΞΕΙΔΙΟ ΤΟΥ ΝΑΤΡΙΟΥ ή ΚΑΥΣΤΙΚΟ ΝΑΤΡΙΟ
	KOH	ΥΔΡΟΞΕΙΔΙΟ ΤΟΥ ΚΑΛΙΟΥ ή ΚΑΥΣΤΙΚΟ ΚΑΛΙΟ
	Ca(OH) <sub>2</sub>	ΥΔΡΟΞΕΙΔΙΟ ΤΟΥ ΑΣΒΕΣΤΙΟΥ ή ΚΑΥΣΤΙΚΟ ΑΣΒΕΣΤΙΟ
	NH <sub>4</sub> OH	ΥΔΡΟΞΕΙΔΙΟ ΤΟΥ ΑΜΜΩΝΙΟΥ ή ΚΑΥΣΤΙΚΗ ΑΜΜΩΝΙΑ

Σχ. 4. Πίνακας με τίς σπουδαιότερες βάσεις.



Σχ. 5. Παρασκευή του CaO.



Σχ. 6. Πώς παίρνουμε τό άσβεστόνερο.



Λέμε, ότι τό NaOH είναι **ήλεκτρολύτης**.

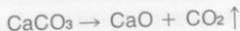
- Υπάρχουν καί άλλες ούσιες, πού έχουν ανάλογη δομή στά μόριά τους καί ιδιότητες παρόμοιες μέ έκείνες του καυστικού νατρίου (NaOH). Οί ούσιες αυτές λέγονται **βάσεις**. Τό σύνολο δέ των κοινών ιδιοτήτων τους λέγεται **βασικός**, ή «**άλκαλικός**» χαρακτήρας.

- Οί σπουδαιότερες από τίς βάσεις αναγράφονται στον πίνακα (Σχ. 4). Οί κοινές δέ ιδιότητες των βάσεων είναι:

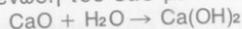
1. Έχουν γεύση καυστική.
2. Χρωματίζουν κυανό τό βάμμα του ήλιτροπίου.
3. Αντιδρούν μέ όξέα (έξουδετέρωση).
4. Είναι ήλεκτρολύτες.

Οί κοινές αυτές ιδιότητες των βάσεων οφείλονται στό άνιον ύδροξύλιο, πού όλες τό έχουν σάν μοναδικό άνιον.

- **Καυστική άσβεστος**.  $\text{Ca(OH)}_2$ . **Παρασκευή**. Άρχικά πυρώνεται σέ ύψηλή θερμοκρασία **άσβεστόλιθος** ( $\text{CaCO}_3$ ), πού τότε διασπάται σέ άέριο  $\text{CO}_2$  καί σέ στερεό όξείδιο του άσβεστίου CaO, πού τό κοινό του όνομα είναι **άσβεστης** (Σχ. 5).



- Άν σέ ένα κομμάτι άσβεστη (CaO) ρίξουμε νερό λίγο-λίγο, τότε αυτό διογκώνεται (φουσκώνει), ζεσταίνεται καί τελικά τρίβεται σέ μία άσπρη σκόνη, πού είναι ή **καυστική άσβεστος**. Αύτή είναι ένωση του CaO μέ τό νερό:



- Η σκόνη αύτή της καυστικής άσβεστού είναι δυσδιάλυτη στό νερό. Άν την ρίξουμε σέ λίγο νερό, δίνει ένα άσπρο πολτό (πολτός άσβεστού), πού ανακατεύμενος μέ άμμο δίνει τή «λάσπη» των οικοδόμων, ή «**κονίαμα**». Αύτή χρησιμοποιείται για κτίσιμο τοίχων, για σοβάδες κτλ. Μέ περισσότερο νερό δίνει ένα άσπρο ύγρό, πού λέγεται «γάλα άσβεστού» καί χρησιμοποιείται για ύδροχρωματισμούς, για άβέστωμα κορμών δένδρων κτλ. Άν ή ποσότητα του νερού είναι πολύ μεγάλη, τότε από τό αραιωμένο γάλα άσβεστού πέφτει σάν ίζημα όσο  $\text{Ca(OH)}_2$  δέ διαλύθηκε στό νερό καί πάνω από τό ίζημα ύπάρχει διαυγές άραιό διάλυμα καυστικής άσβεστού, πού λέγεται «άσβεστόνερο».

Άσβεστόνερο μπορούμε νά πάρουμε, άν διηθήσουμε γάλα άσβεστού (Σχ. 6).

## ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Τό καυστικό νάτριο παρασκευάζεται βιομηχανικά α) με επίδραση  $\text{Ca(OH)}_2$  σέ σόδα  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  και β) Με ηλεκτρόλυση ύδατικού διαλύματος χλωριούχου νατρίου.

Είναι στερεό, λευκό. Διαλύεται πολύ στό νερό και κατά τή διάλυσή του αναπτύσσεται θερμότητα. Χρωματίζει κυανό τό βάμμα του ήλιοτροπίου. Τηγμένο, ή στά ύδατικά του διαλύματα παρέχει ανιόντα  $\text{OH}^-$  (ύδροξυλίου). Με τά όξέα έξουδετερώνεται. Αντιδρά με  $\text{CO}_2$  και δίνει  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (σόδα) καθώς και με λιπαρές ουσίες και δίνει σαπούνι. Τό  $\text{NaOH}$  είναι μιά βάση.

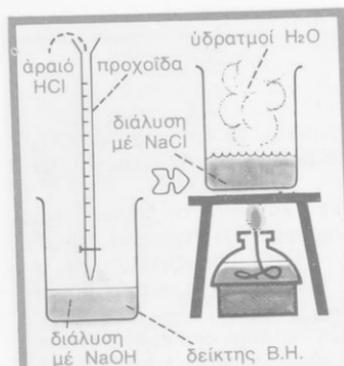
Οί βάσεις στά τήγματά τους, καθώς και στά ύδατικά τους διαλύματα, δίνουν ανιόν ύδροξύλιο  $\text{OH}^-$ , σάν μοναδικό ανιόν. Άλλες βάσεις είναι τό καυστικό κάλι  $\text{KOH}$ , τό καυστικό άσβέστιο  $\text{Ca(OH)}_2$ , τό καυστικό άμμώνιο κ.ά. Η βάση  $\text{Ca(OH)}_2$  είναι δυσδιάλυτη στό νερό και άνάλογα με τήν ποσότητα του νερού δίνει πολτό, γάλα άσβέστου, ή άσβεστόνερο.

## ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

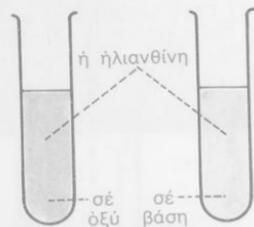
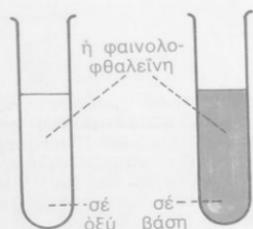
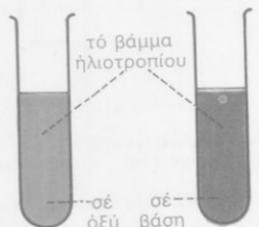
1. Πώς παρασκευάζεται τό καυστικό νάτριο;
2. Ποιές είναι οι φυσικές του ιδιότητες;
3. Ποιές είναι οι σπουδαιότερες αντιδράσεις του;
4. Ποιά είναι ή αντίδρασή του με  $\text{HCl}$ ;
5. Τι είναι οι βάσεις;
6. Ποιές άλλες βάσεις γνωρίζετε;
7. Πώς παρασκευάζεται ή καυστική άσβεστος;
8. Τι είναι τό γάλα άσβέστου και τί τό άσβεστόνερο;

## ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Νά βρεθεί πόσο  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  και πόσο καυστικό άσβέστιο χρειάζονται για να παρασκευασθεί ένας τόννος  $\text{NaOH}$ ; ( $\text{Na} = 23$ ,  $\text{C} = 12$ ,  $\text{O} = 16$ ,  $\text{Ca} = 40$ , και  $\text{H} = 1$ ).
2. 0,4 gr  $\text{NaOH}$  είναι διαλυμένα σε άποσταγμένο νερό. Νά βρεθεί πόσα ml ύδροχλωρικού όξέως απαιτούνται για τήν πλήρη έξουδετέρωση του διαλύματος τής βάσεως αν στό διάλυμα του όξέος περιέχονται 3,65 gr  $\text{HCl}$  σε 1 λίτρο του διαλύματος. ( $\text{Na} = 23$ ,  $\text{O} = 16$ ,  $\text{H} = 1$ ,  $\text{Cl} = 35,5$ ).
3. Διάλυμα καυστικού νατρίου, που περιέχει 4 gr  $\text{NaOH}$  σε κάθε λίτρο του, χρησιμοποιείται για έξουδετέρωση 10 ml ύδροχλωρικού όξέος. Καταναλώθηκαν ακριβώς 5 κυβ. εκατ. του διαλύματος του  $\text{NaOH}$ . Νά βρεθεί πόσα gr  $\text{HCl}$  περιέχονται στα 1000 ml του διαλύματος του όξέος.
4. Σε διάλυμα  $\text{NaOH}$  διαβιβάζονται 2,24 λίτρα  $\text{CO}_2$  (Κ.Σ.). Πόσα γραμμάρια  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  θα παραχθούν; ( $\text{Na} = 23$ ,  $\text{C} = 12$ ,  $\text{O} = 16$ ).



Σχ. 1. Έξουδετέρωση NaOH με HCl.— Παραλαβή του NaCl.



Σχ. 2. Τρεις δείκτες και τα χρώματα, που παίρνουν σε όξινο και σε αλκαλικό διάλυμα.

## 23° ΜΑΘΗΝΑ

### ΕΞΟΥΔΕΤΕΡΩΣΗ ΔΕΙΚΤΕΣ - ΑΛΑΤΑ

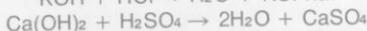
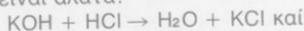
● **Ή εξουδετέρωση.** Στο προηγούμενο μάθημα είδαμε την άμοιβαία εξουδετέρωση του NaOH με το HCl (Σχ. 1).



Στά υδατικά τους διαλύματα τόσο το NaOH, όσο και το HCl βρίσκονται σε μορφή **ιόντων**, όπως στην παραπάνω εξίσωση. Στην εξουδετέρωση τά κατιόντα του οξέος ( $\text{H}^+$ ) ένωονται με τά ανιόντα της βάσεως ( $\text{OH}^-$ ), και σχηματίζουν μόρια νερού. Χάνονται έτσι από τό διάλυμα τά δραστικά κατιόντα  $\text{H}^+$  του οξέος, καθώς και τά δραστικά ανιόντα  $\text{OH}^-$  της βάσεως.

● **"Αλατα.** Τό υπόλοιπο τμήμα του οξέος (τό ανιόν του), καθώς και τό υπόλοιπο τμήμα της βάσεως (τό κατιόν της), **συνδέονται** μεταξύ τους και σχηματίζουν ένωση, πού τίς λέμε **άλατα**.

Στίς πιο κάτω αντιδράσεις εξουδετερώσεως τό **χλωριούχο κάλιο** (KCl) και τό **θειικό άσβέστιο** ( $\text{CaSO}_4$ ) είναι άλατα:



● **Πλήρης εξουδετέρωση.** Για να γίνει πλήρης μία εξουδετέρωση, πρέπει να προστεθεί τόση ποσότητα βάσεως σε ένα οξύ (ή τό αντίστροφο), ώστε όλα τά  $\text{H}^+$  του οξέος να ένωθούν με ίσο αριθμό  $\text{OH}^-$  βάσεως και να μη περισσέψουν ούτε  $\text{H}^+$ , ούτε  $\text{OH}^-$ . "Αν δηλαδή σε ένα διάλυμα οξέος περιέχονται  $\text{vH}^+$ , πρέπει να προστεθούν σ' αυτό ακριβώς  $\text{vOH}^-$ , ώστε να σχηματισθούν ν μόρια νερού:  $\text{vH}^+ + \text{vOH}^- \rightarrow \text{vH}_2\text{O}$ .

● Τό πότε ακριβώς επέρχεται πλήρης εξουδετέρωση, όταν ρίχνουμε οξύ σε βάση (ή τό αντίστροφο), γίνεται αντιληπτό με τούς **δείκτες**.

● **Δείκτες.** Αυτοί είναι ουσίες, που έχουν την ιδιότητα να παίρνουν άλλο χρώμα σε διαλύματα που περιέχουν  $H^+$  (όξέα) και άλλο χρώμα σε διαλύματα που περιέχουν  $OH^-$  (βάσεις).

Οι πιο συνηθισμένοι από τους δείκτες είναι:

α) Το **βάμμα του ήλιотροπίου**, που στα όξέα έχει χρώμα **κόκκινο** και σε βάσεις **κυανό**.

β) Η **ήλιανθίνη**, που σε όξέα έχει χρώμα **τριανταφυλλί** και σε βάσεις **κίτρινο**.

γ) Η **φαινολοφθαλεΐνη**, που σε όξέα είναι **αχρωμη** και σε βάσεις **κόκκινη** (Σχ. 2).

**Πείραμα.** Σε τρεις δοκιμαστικούς σωλήνες ρίχνουμε από λίγο αραιό διάλυμα όξeos. Στόν πρώτο ρίχνουμε και 3-4 σταγόνες **βάμματος ήλιотροπίου**, στό δεύτερο 3-4 σταγόνες **ήλιανθίνης** και στόν τρίτο 3-4 σταγόνες **φαινολοφθαλεΐνης**. Τό ίδιο κάνουμε σε άλλους τρεις σωλήνες, που περιέχουν αραιό διάλυμα βάσεως. Παρατηρούμε τά χρώματα, που παίρνουν οι δείκτες και είναι αυτά που αναγράφονται πιο πάνω για τήν κάθε περίπτωση.

● **Ιδιότητες αλάτων.** Τά άλατα είναι σώματα στερεά, κρυσταλλικά. Πολλά, όπως ή γαλαζόπετρα (θειικός χαλκός) και ή γύψος (θειικό ασβέστιο) δίνουν ωραίους μεγάλους κρυστάλλους.

"Άλλα είναι ευδιάλυτα στό νερό ( $NaCl$ ,  $KCl$ ,  $Na_2SO_4$ ), άλλα είναι λίγο ή πολύ δυσδιάλυτα ( $CaSO_4$ ,  $CaCO_3$ ) Σχ. 3. "Άλλα είναι άγευστα ( $CaCO_3$ ), άλλα είναι άλμυρά ( $NaCl$ ) κτλ. "Άλλα είναι άχρωμα ( $NaCl$ ), άλλα είναι άσπρα  $CaCO_3$  και άλλα έχουν διάφορα χρώματα (μαύρα, κίτρινα, πράσινα κτλ.).

● Από χημική άποψη τά άλατα είναι έτεροπολικές ένωσηεις. Στά τήγματα τους και στό ύδατικά τους διαλύματα παρέχουν **κατιόντα** (συνήθως μέταλλα) και **άνιόντα** (συνήθως άμέταλλα). Γι' αυτό είναι **ήλεκτρολύτες**.

● **Παρασκευή αλάτων.** "Άλατα παρασκευάζονται και μέ έξουδετέρωση όξeos μέ βάση, άλλα και μέ άλλους τρόπους (Σχ. 4).

● **Χρήσεις.** Τά άλατα έχουν πολλές έφαρμογές. Χρησιμοποιούνται από οικοδομικά ύλικά (γύψος, άσβεστόλιθος κτλ.) μέχρι φάρμακα ( $NaHCO_3$ , για τό στομάχι,  $CuSO_4$  για τά φυτά κτλ.). "Από βελτιωτικά κτλ. τροφίμων ( $NaCl$ ) μέχρι άπορροπαντικά (σαπούνι κτλ.). "Από λιπάσματα (φωσφορικά κτλ. άλατα) μέχρι φωτογραφικά ύλικά ( $Ag Br$  κ.ά.).



Σχ. 3. Πειράματα διαλυτότητας.

$Fe + S \rightarrow FeS$
από μέταλλο και άμέταλλο
$Fe + H_2SO_4 \rightarrow FeSO_4 + H_2$
από άπλή αντικατάσταση
$NaCl + AgNO_3 \rightarrow AgCl + NaNO_3$
από διπλή αντικατάσταση

Σχ. 4. Παραδείγματα μέ άλλους τρόπους σχηματισμού αλάτων.

## ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Τί λέγεται έξουδετέρωση;
2. Τί είναι οι δείκτες;
3. Ποιούς δείκτες γνωρίζετε και ποιά είναι ή συμπεριφορά του καθενός στό όξέα και στός βάσεις;
4. Γιατί τά άλατα είναι ήλεκτρολύτες;

## ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Έξουδετέρωση λέμε την αντίδραση, που κατιόντα  $H^+$  όξεος ένωίνονται με ανιόντα  $OH^-$  βάσεως και σχηματίζουν ουδέτερα μόρια νερού:  $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$ .

Οί δείκτες είναι ορίσμένες χρωστικές ούσιες, που αλλάζουν χρώμα, όταν βρεθούν σε όξινο, ή σε βασικό (άλκαλικό) διάλυμα. Σπουδαιότεροι είναι τό βάμμα του ήλιοτροπίου, ή ήλιανθίνη και ή φαινολοφθαλείνη.

Τά άλατα είναι σώματα στερεά κρυσταλλικά.

Άλλα είναι ευδιάλυτα στό νερό και άλλα δυσδιάλυτα.

Τά άλατα βρίσκουν πολλές εφαρμογές στην πράξη.

Τά άλατα είναι ένώσεις έτεροπολικές και γι' αυτό είναι και ήλεκτρολύτες.

## ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Πόσα gr  $Ca(OH)_2$  χρειάζονται για τέλεια έξουδετέρωση 49 gr καθαρού  $H_2SO_4$ , (Ca = 40, O = 16, H = 1).

2. 7,4 gr καυστικού άσβεστίου έξουδετερώνονται με 100 ml διαλύματος  $H_2SO_4$ . Νά βρεθεί πόσο  $H_2SO_4$  περιέχεται στά 1000 ml του όξεος αυτού. (Ca = 40, O = 16,

H = 1, S = 32).

3. Σε 1 λίτρο ύδατικού διαλύματος HCl περιέχονται 3,6 gr HCl. Με 10 ml του διαλύματος αυτού έξουδετερώνονται 5 ml ύδατικού διαλύματος KOH. Νά βρεθεί πόσο KOH περιέχεται στό λίτρο του διαλύματος του KOH. (H = 1, Cl = 35,5, K = 39, O = 16).



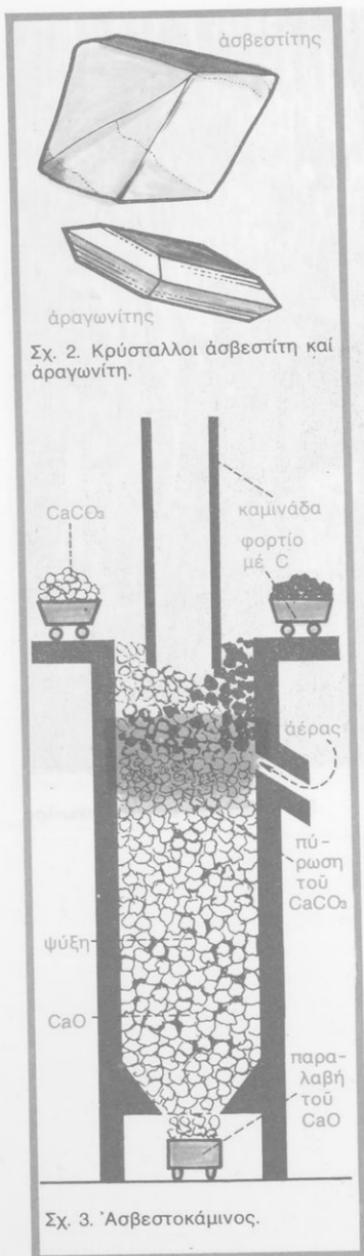
Σχ. 1. Σπήλαιο Δηρού Λακωνίας.

## 24<sup>ο</sup> ΜΑΘΗΜΑ

### ΤΑ ΑΛΑΤΑ ΤΟΥ ΑΣΒΕΣΤΙΟΥ

● **Γενικά.** Τό ασβέστιο (Ca) είναι δισθενές, δραστικό μέταλλο. Βρίσκεται άφθονο στή φύση πάντοτε ένωμένο μέ άλλα στοιχεία σέ μορφή αλάτων. Τά σπουδαιότερα είναι: Τό άνθρακικό ασβέστιο  $\text{CaCO}_3$ , ή **ασβεστόλιθος**, καί τό θεικό ασβέστιο  $\text{CaSO}_4$ , ή **γύψος**.

● **Τό άνθρακικό ασβέστιο**  $\text{CaCO}_3$ . Βρίσκεται άφθονώτατο στή φύση. Όλόκληρα βουνά στή χώρα μας, όπως ό Ύμηττός ή Πεντέλη κ.ά. αποτελούνται σχεδόν άπό ασβεστόλιθο.



Είναι σωμα πολύμορφο, τό βρίσκομε δηλαδή με διάφορες μορφές: **κρυσταλλικό, μικροκρυσταλλικό καί άμορφο.**

● Τό **κρυσταλλικό άνθρακικό άσβεστιο**, βρίσκεται σέ **δύο μορφές, πού είναι:** 'Ο **άσβεστίτης** καί ό **άραγωνίτης** (Σχ. 2.) Στή συνηθισμένη του μορφή ό άσβεστίτης είναι άσπρο στερό σωμα. Μιά καθαρή του μορφή, ή **Ίσλανδική κρύσταλλος**, αποτελείται από μεγάλους διαφανείς κρυστάλλους πού έχουν μία σπουδαία οπτική ιδιότητα. Προκαλούν **διπλή διάθλαση του φωτός**. Χρησιμοποιούνται έτσι σέ όρισμένα οπτικά όργανα. 'Ο άραγωνίτης δέν έχει ιδιαίτερη σημασία.

● "Όλα τά **μάρμαρα είναι μικροκρυσταλλικός άσβεστόλιθος**. Άποτελούνται δηλαδή από μικροσκοπικούς κρυστάλλους, όπως είναι περίπου οί κρύσταλλοί της ζαχαρώς.

Τά μάρμαρα σχηματίσθηκαν στά βάθη του φλοιού της Γης. Έκει βρέθηκαν πετρώματα από κοινό άσβεστόλιθο. Με τή μεγάλη θερμοκρασία στό έσωτερικό της Γης ό άσβεστόλιθος έλυωσε. Με τήν πάροδο των γεωλογικών αιώνων ψύχθηκε ό λυωμένος άσβεστόλιθος καί στό τέλος κρυσταλλώθηκε. Οί κρύσταλλοί του έγιναν πολύ μικροί από τήν τεράστια πίεση, πού επικρατεί στά βάθη της Γης.

● **Γενικές ιδιότητες των μαρμάρων.** Τά μάρμαρα είναι άνθεκτικά υλικά. Δέχονται διάφορες έπεξεργασίες καί ή έπιφάνειά τους λειανείται (γυαλίζεται) καλά. Χρησιμοποιούνται γιά κατασκευή αγαλμάτων, τιακών γιά πατώματα καί έπενδύσεις τοίχων κτλ.

Άπό άποψη χρωματισμού άλλα είναι λευκά (Πεντελικό, Καρράρας Ίταλίας κ.ά.), άλλα έχοντας διάφορες προσμίξεις παρουσιάζουν χρωματιστές παραλλαγές.

● **Τά Έλληνικά μάρμαρα**, είναι όνομαστά ιδιαίτερα από τά άρχαία μνημεία μας. (Παρθενώνας κτλ.)

Η χώρα μας έχει μάρμαρα σέ μεγάλες ποσότητες καί ποικιλίες καί σέ όλες σχεδόν τίς περιοχές της, όπως π.χ. στήν Άττική (Κοκκιναράς, Λαύριο, Πεντέλη, Ύμηττός), Βυτίνα, Θάσος, Ίωάννινα, Μάνη, Νάξος, Πάρος, Τήνος, Τρίπολη Ύδρα κ.ά.

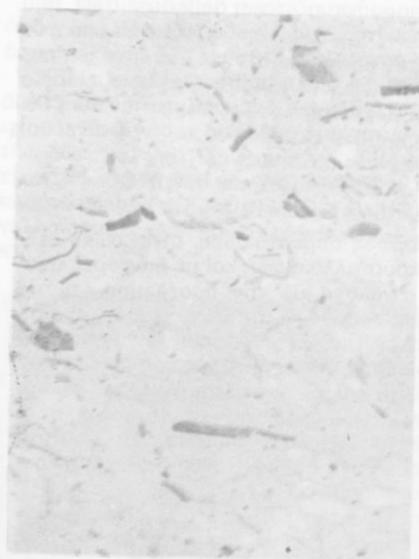
● **Γενικές ιδιότητες του άνθρακικού άσβεστιου.** Οί άσβεστόλιθοι είναι σώματα στερεά ελά-



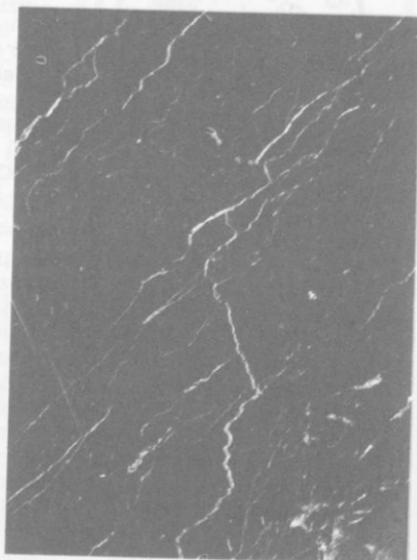
τριανταφυλλί απ' τὰ Γιάννενα



πράσινο Τήνου

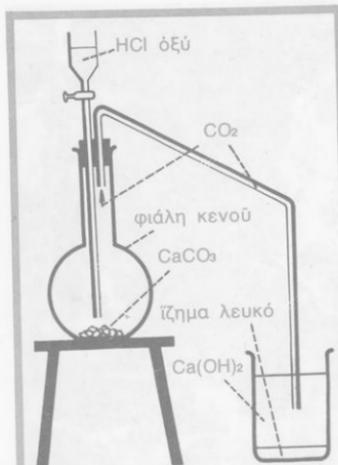


κιτρινωπό Βοιωτίας

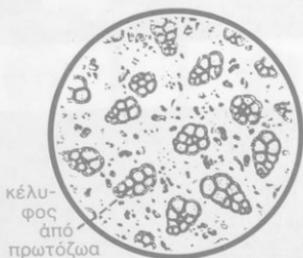


μαύρο Πεντέλης

Σχ. 4. Φωτογραφίες διαφόρων μαρμάρων.



Σχ. 5. Τό CO<sub>2</sub> θολώνει τό άσβεστόνερο.



Σχ. 6. Σκόνη κιμωλίας στό μικροσκόπιο.



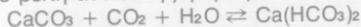
Σχ. 7. Πώς σχηματίζονται οι σταλακτίτες και οι σταλαγμίτες.

χιστα διαλυτά στό νερό.

Άπό χημική άποψη αντιδρούν μέ τό νερό, πού περιέχει διαλυμένο CO<sub>2</sub>. Μετατρέπονται τότε σέ ένα είδος άλατος, πού στό μόριό του έχει και κατίον ύδρογόνο (H<sup>+</sup>):



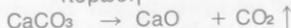
Τό άλας Ca(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> λέγεται **όξινο άνθρακικό άσβεστό** και είναι άρκετά διαλυτό στό νερό. Άν άπό τό Ca(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> φύγει CO<sub>2</sub> και H<sub>2</sub>O, ξανασηματίζεται άδιάλυτο στερεό CaCO<sub>3</sub>. Τέτοιες αντιδράσεις, πού άνάλογα μέ τίς συνθήκες, μπορούν νά γίνονται και πρós τίς δυό διευθύνσεις, τίς λέμε **άμφιδρόμες** και τίς συμβολίζουμε μέ δυό βέλη αντίθετης φοράς:



Άπό τό διαλυμένο όξινο άνθρακικό άσβεστό στό νερό του έδάφους παίρνουν τά φυτά μέ τίς ρίζες τους τό Ca, γιά τίς θρεπτικές τους ανάγκες.

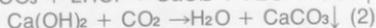
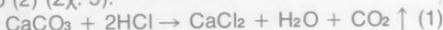
Μέ πύρωση σέ ειδικές καμίνους τό άνθρακικό άσβεστό των άσβεστολίθων διασπάται και δίνει όξειδιο CaO και όξειδιο του άνθρακα:

πύρωση



Έτσι παρασκευάζεται ή άσβεστος CaO, πού χρησιμοποιείται στις οικοδομές κτλ. άπό τόν κοινό άσβεστόλίθο (Σχ. 3).

**Πείραμα.** Σέ φιάλη μέ CaCO<sub>3</sub> ρίχνουμε άραιό ύδροχλωρικό όξύ (1). Σχηματίζεται άέριο CO<sub>2</sub>, πού περνώντας άπό άσβεστό νερό τό κάνει θολό (2) (Σχ. 5).



● **Ο άμορφος άσβεστόλίθος.** Είναι σώμα στερεό, μέ κρυσταλλική ύφή και μέ διάφορες αποχρώσεις άνάλογα μέ τήν προέλευση και τίς προσμίξεις του. Η καλύτερη ποικιλία του χρησιμοποιείται στα λιθογραφεία (**λιθογραφικός άσβεστόλίθος**). Άλλες μορφές του είναι ό κοινός άσβεστόλίθος, οι σταλακτίτες και σταλαγμίτες σέ σπηλιές, καθώς και μία μορφή του, πού τρίβεται εύκολα, ή **κιμωλία**. (Σχ. 6). Αυτή έχει γίνει άπό τά άσβεστολιθικά κελύφη μικροσκοπικών ύδρόβιων ζώων.

Οι σταλακτίτες και οι σταλαγμίτες έγιναν μέσα σέ σπηλιές άπό νερό, πού στάζει. Τό νερό αυτό μέ διοξειδιο του άνθρακα CO<sub>2</sub> πού περιείχε διάλυσε και άρκετό άσβεστόλίθο άπό τά πετρώματα του έδάφους. Στάζοντας άπό τήν όροφή τής σπηλιάς χάνει CO<sub>2</sub>. Τό Ca(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>

μετατρέπεται σε στερεό  $\text{CaCO}_3$  αδιάλυτο και κολλάει σαν μικρός κόκκος στην όροφή. Μέ την πάροδο χιλιάδων ετών οι κόκκοι αυτοί δίνουν μία στήλη από άσβεστόλιθο, που προχωρεί από την όροφή προς τη βάση της σπηλιάς. Οι στήλες αυτές αποτελούν τους **σταλακτίτες**. Κατά τρόπο ανάλογο δημιουργήθηκαν στη βάση της σπηλιάς άλλες άσβεστολιθικές στήλες, που ανεβαίνουν προς την όροφή και λέγονται **σταλαγμίτες** (Σχ. 7). Στη χώρα μας υπάρχουν πολλά σπήλαια με σταλακτίτες και σταλαγμίτες. (Δηρός, Ίωάννινα κ.ά. Σχ. 1).

● **Η γύψος  $\text{CaSO}_4$** . Η γύψος είναι θειικό άσβεστο και βρίσκεται άφθονη στη φύση σε δύο μορφές, που είναι:

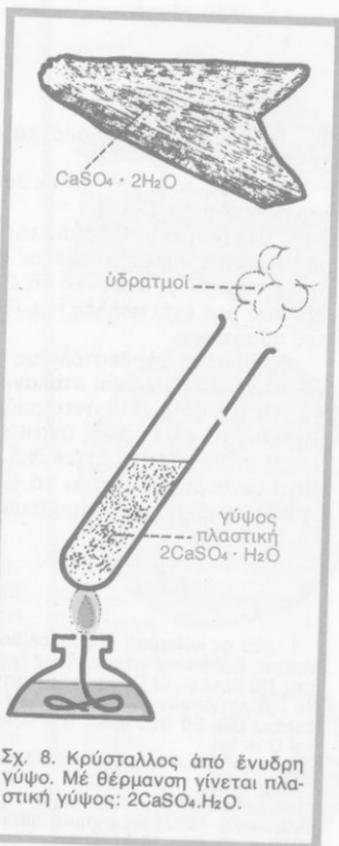
α) Η **άνυδρη γύψος**, που είναι σώμα άμορφο, λευκό.

β) Η **ένυδρη γύψος  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$** , που αποτελεί μεγάλους μαλακούς κρυστάλλους (Σχ. 8). Στους κρυστάλλους της παίρνουν μέρος και μόρια νερού.

Σπουδαιότερη είναι η **ένυδρη γύψος**, γιατί:

α) Αν πυρωθεί σε 100 ως 150°C χάνει μέρος από τό κρυσταλλικό της νερό και γίνεται μία άσπρη σκόνη, που λέγεται **πλαστική γύψος**.

β) Η πλαστική γύψος, αν αναμιχθεί με νερό, δίνει πολτό, που μπορεί να πάρει οποιοδήποτε σχήμα. Σε λίγο στερεοποιείται στο σχήμα που της δώσαμε, γιατί ξαναπαίρνει τό νερό, που είχε χάσει κατά την θέρμανσή της. (Σχ. 8). Με πλαστική γύψο γίνονται διακοσμητικές κορνίζες για οικοδομές, επίδεσμοι για κατάγματα χεριών κτλ.



## ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Ποιες είναι οι μορφές του  $\text{CaCO}_3$  στη φύση;
2. Ποιά κρυσταλλική μορφή του  $\text{CaCO}_3$  είναι διάφανη; Τί οπτική ιδιότητα έχει και πού χρησιμοποιείται;
3. Πώς σχηματίσθηκε τό μάρμαρο;
4. Πού χρησιμοποιείται τό μάρμαρο;
5. Ποιές είναι οι γενικές ιδιότητες του άσβεστολίθου;
6. Πώς έξηγεϊται ό σχηματισμός των σταλακτιτών και των σταλαγμιτών;
7. Ποιές είναι οι μορφές της γύψος;
8. Τί είναι ή πλαστική γύψος και πού χρησιμοποιείται;

## ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Τά σπουδαιότερα από τά άλατα του άσβεστίου είναι τό  $\text{CaCO}_3$  και τό  $\text{CaSO}_4$ .

Τό  $\text{CaCO}_3$  βρίσκεται άφθονώτατο στη Φύση σαν κρυσταλλικό μικροκρυσταλλικό και άμορφο.

Τό κρυσταλλικό βρίσκεται σαν άσβεστίτης και ως άραγωνίτης. Διαφανής μορφή του άσβεστίτη λέγεται Ίσλανδική κρύσταλλος.

Ός μικροκρυσταλλικό τό  $\text{CaCO}_3$  άποτελεί τά διάφορα είδη του μαρμάρου. Ή χώρα μας έχει πολλές ποικιλίες μαρμάρων, σε πολλές περιοχές και σε μεγάλες ποσότητες.

Ό άμορφος άσβεστόλιθος διακρίνεται σε λιθογραφικό άσβεστόλιθο, σε κόνο, σε σταλακτίτες και σταλαγμίτες και σε κιμωλία.

Οί άσβεστόλιθοι άντιδρούν χημικά με τό νερό, πού έχει διαλυμένο  $\text{CO}_2$ . Δίνουν τότε όξινο άλας  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ , πού είναι διαλυτό στο νερό.

Ή γύψος  $\text{CaSO}_4$  βρίσκεται είτε σαν άνυδρη, είτε σαν ένωδρη  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ . Αύτη με θέρμανση χάνει τό  $\frac{1}{4}$  από τό κρυσταλλικό της νερό και γίνεται πλαστική γύψος, πού χρησιμοποιείται για διακοσμήσεις, έπίδεςμους κτλ.

## ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. 200 gr καθαρού άσβεστολίθου πυρώνονται, ώσπου να γίνει πλήρης ή διάσπαση του. Νά βρεθει: α) Πόσα gr άσβεστου ( $\text{CaO}$ ) θά σχηματισθούν. β) Πόσος όγκος σε Κ.Σ. άερίου  $\text{CO}_2$  θά παραχθει. ( $\text{Ca} = 40$ ,  $\text{C} = 12$  και  $\text{O} = 16$ ).
2. Νερό, πού περιέχει  $\text{CO}_2$  διαλύει 10gr άσβεστόλιθο. Νά βρεθει: α) Πόσο νερό πήρε μέρος στην αντίδραση. β) Πόσο όξινο άνθρακικό άσβέστιο σχηματίσθηκε ( $\text{Ca} = 40$ ,  $\text{C} = 12$ ,  $\text{O} = 16$ ,  $\text{H} = 1$ ).
3. Ένα κομμάτι σταλακτίτη ζυγίζει 100 γραμμάρια. Νά βρεθει πόσος όγκος άερίου  $\text{CO}_2$  σε Κ.Σ. έλευθερώθηκε από τό αντίστοιχο  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  για να γίνει τό κομμάτι αυτό του σταλακτίτη. ( $\text{Ca} = 40$ ,  $\text{O} = 16$ ,  $\text{C} = 12$ ,  $\text{H} = 1$ ).
4. Σε άσβεστόλιθο έπιδρά ύδροχλωρικό όξύ και εκλύονται 5,6 λίτρα  $\text{CO}_2$  σε Κ.Σ. Ζητείται: α) Πόσα gr  $\text{CaCO}_3$  και β) Πόσα gr  $\text{HCl}$  πήραν μέρος στην αντίδραση. ( $\text{Ca} = 40$ ,  $\text{C} = 12$ ,  $\text{O} = 16$ ,  $\text{H} = 1$  και  $\text{Cl} = 35,5$ ).

## 25° ΜΑΘΗΜΑ

### ΣΤΟΙΧΕΙΑ ΟΡΥΚΤΟΛΟΓΙΑΣ

#### ΠΕΤΡΩΜΑΤΑ – ΟΡΥΚΤΑ – ΜΕΤΑΛΛΕΥΜΑΤΑ

● **Γενικά.** Τό έδαφος είναι ένα λεπτό στρώμα από χώμα και φυτική γή. Κάτω από τό έδαφος υπάρχει τό **υπέδαφος**. Έκει βρίσκονται διάφορα ύλικά, πού μπορεί νά έχουν τά ίδια χαρακτηριστικά σέ μεγάλη έκταση καί όγκο. Αύτά τά λέμε **πετρώματα** (Σχ. 1).

Ένα πέτρωμα μπορεί νά εΐναι είτε μαλακό, όπως ή άργιλλος, είτε σκληρό, όπως ό γρανίτης.

Ανάλογα μέ τόν τρόπο, πού έχουν σχηματισθεί, τά πετρώματα διακρίνονται σέ:

α) **Μαγματογενή.** Αύτά προήλθαν από τό διάπυρο καί τηγμένο ρευστό ύλικό του έσωτερικού τής Γής, πού λέγεται **μάγμα**.

Όταν τό μάγμα ανέβηκε σέ κάποια κοιλότητα του στερεού φλοιού τής καί στερεοποιήθηκε εκεί, τό λέμε **πλουτώνιο πέτρωμα**. Αν ή στερεοποίηση έγινε έξω στήν επιφάνεια τής Γής, όπου χύθηκε από κάποιο ήφαιστειο, τό λέμε **ήφαιστειογενές** (Σχ. 3).

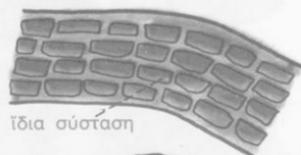
Τό πιό γνωστό μαγματογενές πέτρωμα είναι ό **γρανίτης**. Αύτός αποτελείται από 3 ύλικά, τόν άσπριο, τόν χαλαζία καί τόν μαρμαρυγία (Σχ. 2).

β) **Ίζηματογενή πετρώματα.** Αύτά έγιναν από ούσιες, πού κατακάθισαν σάν ίζήματα κάτω από νερό, ή από κατάθρυψη άλλων πετρωμάτων. Τά σπουδαιότερα ίζηματογενή πετρώματα είναι: Η άμμος, οί ψαμμίτες, ή θηραϊκή γή, ό άσβεστόλιθος.

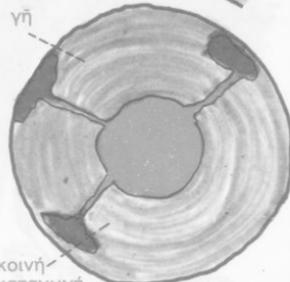
γ) **Μεταμορφωσιγενή πετρώματα.** Αύτά έγιναν από ίζηματογενή πετρώματα, πού ήρθαν σέ έπαφή μέ διάπυρο μάγμα στό έσωτεικό τής Γής καί μεταμορφώθηκαν από τή μεγάλη θερμοκρασία καί πίεση. Τέτοια πετρώματα είναι ό μαρμαρυγιακός σχιστόλιθος, οί γενεύσιοι κ.ά.

#### ΤΟ ΠΕΤΡΩΜΑ ΕΧΕΙ:

μεγάλη έκταση



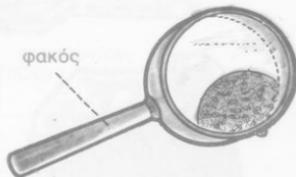
γή



κοινή καταγωγή

Σχ. 1. Πετρώματα.

φακός



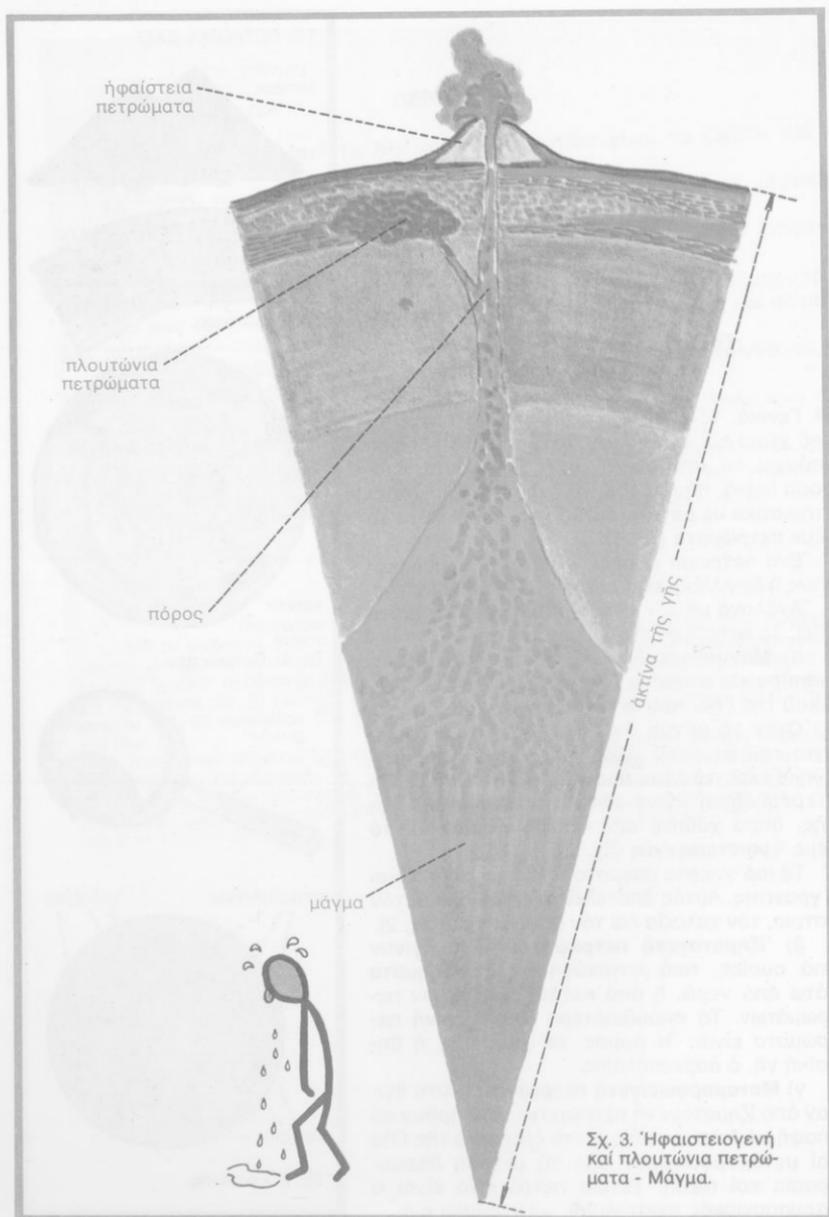
μαρμαρυγίας

χαλαζίας



άσπριος

Σχ. 2. Γρανίτης.



● **Όρυκτά** λέμε τὰ όμοιογενή φυσικά συστατικά του στερεού φλοιού τής Γής. Όρυκτά π.χ. είναι ό άσβεστόλιθος ( $\text{CaCO}_3$ ), ό χαλαζίας ( $\text{SiO}_2$ ), ό αύτοφυής χαλκός ( $\text{Cu}$ ), ή γύψος ( $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ), ό όρυκτό άλάτι ( $\text{NaCl}$ ), ό σιδεροπυρίτης ( $\text{FeS}_2$ ) κ.ά.

Κάθε όρυκτό έχει καθορισμένη χημική σύσταση, καθώς και όρισμένες φυσικές και χημικές ιδιότητες. Τά όρυκτά τά μελετάει ή **όρυκτολογία**.

● **Μεταλλεύματα**. Σάν μεταλλεύματα χαρακτηρίζονται τά όρυκτά, πού περιέχουν κάποιο μέταλλο και είναι οικονομικά εκμεταλλεύσιμα.

Μερικά από τά μεταλλεύματα, πού έχει άφθονα ή χώρα μας, είναι: Ό βωξίτης (όρυκτό του άλουμινίου), ό γαληνίτης ( $\text{PbS}$ ), ό σμισθωνίτης ( $\text{ZnCO}_3$ ), ό αίματίτης ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ) κ.ά.

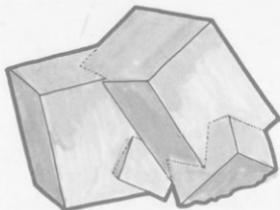
● **Ταξινόμηση τών όρυκτών**. Άνάλογα μέ τή χημική τους σύσταση τά όρυκτά ταξινομούνται σέ:

ΑΥΤΟΦΥΗ: όπως π.χ.  $\text{Cu}$ ,  $\text{Au}$ ,  $\text{Pt}$   
 ΘΕΙΟΥΧΑ: όπως π.χ.  $\text{PbS}$ ,  $\text{ZnS}$   
 ΟΞΕΙΔΙΑ: όπως π.χ.  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$   
 ΑΝΘΡΑΚΙΚΑ: όπως π.χ.  $\text{CaCO}_3$  (Σχ. 4).

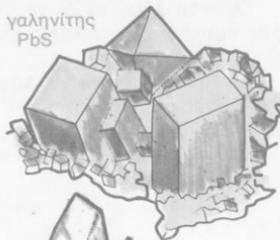
Άλλες κατηγορίες όρυκτών είναι: Τά φθοσφορικά, τά φθοριούχα, τά πυριτικά άλατα και τέλος τά βιογενή όρυκτά (άνθρακίτης, λιθάνθρακας, λιγνίτης, τύρφη, ήλεκτρο και τό πετρέλαιο).

Τά όρυκτά διακρίνονται και σέ **κρυσταλλικά**, **άμορφα**, και **μικροκρυσταλλικά** (όπως είδαμε γιά τό μάρμαρο).

σιδεροπυρίτης  $\text{FeS}_2$



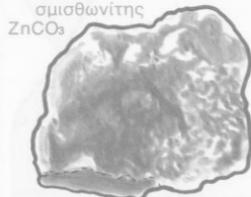
γαληνίτης  $\text{PbS}$



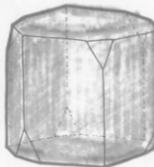
χαλαζίας  $\text{SiO}_2$



σμισθωνίτης  $\text{ZnCO}_3$



κορούνδιο  $\text{Al}_2\text{O}_3$



Σχ. 4. Διάφορα όρυκτά.

## ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Τί λέγεται πέτρωμα;
2. Πότε ένα πέτρωμα λέγεται μαγματογενές;
3. Ποιά είδη μαγματογενών πετρωμάτων γνωρίζετε;
4. Πότε ένα πέτρωμα χαρακτηρίζεται ως ίζηματογενές;
5. Ποιά μεταμορφωσιγενή πετρώματα γνωρίζετε;
6. Τί λέγεται όρυκτό;
7. Τί λέγεται μέταλλευμα;
8. Πώς ταξινομούνται τά όρυκτά;

## ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Πέτρωμα λέμε τά συμπαγή συστατικά τοῦ ὑπεδάφους πού ἔχουν τά ἴδια χαρακτηριστικά σέ μεγάλη συνήθως ἔκταση καί ὄγκο.

Τά πετρώματα διακρίνονται σέ μαγματογενή (πλουτώνια, ἢ ἠφαιστειογενή) σέ ἰζηματογενή καί σέ μεταμορφωσιγενή.

Ὀρυκτά λέμε τά ὁμογενή φυσικά συστατικά τοῦ στεροῦ φλοιοῦ τῆς Γῆς. Κάθε ὄρυκτό ἔχει καθορισμένη χημική σύσταση, καθώς καί ὀρισμένες φυσικές καί χημικές ιδιότητες.

Μετάλλευμα λέγεται κάθε ὄρυκτό, πού περιέχει κάποιο μέταλλο καί εἶναι οἰκονομικά ἐκμεταλλεύσιμο. Τά ὄρυκτά ταξινομούνται σέ αὐτοφυῆ, θειοῦχα, ὀξειδια, ἀνθρακικά. κ.ἄ.

Τά ὄρυκτά διακρίνονται σέ κρυσταλλικά, ἄμορφα καί μικροκρυσταλλικά.

## 26° ΜΑΘΗΜΑ

### ΣΤΟΙΧΕΙΩΔΕΙΣ ΓΝΩΣΕΙΣ ΟΡΥΚΤΟΔΙΑΓΝΩΣΤΙΚΗΣ

● **Γενικά.** Όρυκτοδιαγνωστική λέμε τόν κλάδο τής Όρυκτολογίας, πού άσχολεΐται με τήν άναγνώριση του είδους των διαφόρων όρυκτών. Βασίζεται στην εξέταση τής δομής του όρυκτου, στίς όρυκτοφυσικές του ιδιότητες, και στίς όρυκτοχημικές του ιδιότητες.

● **Δομή των όρυκτών.** Οί δομικές μονάδες των όρυκτών είναι τά άτομα, τά μόρια, ή τά ίοντα, συνδυάζονται δε μεταξύ τους σύμφωνα με όρισμένη διάταξη σε κάθε περίπτωση. Μπαίνουν δηλαδή τό ένα δίπλα στο άλλο σε όρισμένες θέσεις και σε όρισμένες άποστάσεις σύμφωνα με όρισμένους νόμους. Άποτέλεσμα αύτής τής «λεπτής» διατάξεως είναι τό ό,τι «μακροσκοπικά» (έξωτερικά) παρουσιάζονται με μορφή πολεδρικών σχημάτων, πού τά λέμε «**κρυστάλλους**», όπως είναι π.χ. ό χαλαζιάς. Οί κρύσταλλοι αύτοί, πού άλλοι έχουν σχήμα κύβου, άλλοι σχήμα ρόμβου κτλ., κατατάσσονται σε **κρυσταλλικά συστήματα**.

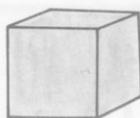
Τά όρυκτά, πού οί κρύσταλλοί τους διακρίνονται εύκολα, τά λέμε **κρυσταλλικά**.

Τά όρυκτά, στα όποία έξωτερικά γεωλογικά αίτια (μεγάλες θερμοκρασίες, πιέσεις κτλ.) έμπόδισαν τήν ανάπτυξη εύδιάκριτων κρυστάλλων, αλλά βαθύτερη εξέταση δείχνει ότι οί δομικές τους μονάδες έχουν όρισμένη τάξη, τά λέμε **μικροκρυσταλλικά** (π.χ. τό μάρμαρο).

Υπάρχουν και όρυκτά, πού οί δομικές τους μονάδες βρίσκονται σε άταξία. Αυτά τά λέμε **άμορφα** (π.χ. ό όπάλιος).

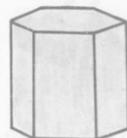
● **Όρυκτοφυσικές ιδιότητες.** Οί σπουδαιότερες από αυτές είναι:

Α'. **Ό σχισμός.** Άν μπορεί δηλαδή τό όρυκτό



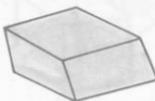
σαν τό  
μαγειρικό  
άλάτι

ΚΥΒΙΚΟ



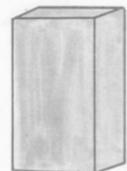
σαν τό  
γραφίτη

ΕΞΑΓΩΝΙΚΟ



σαν  $\text{CaCO}_3$

ΤΡΙΓΩΝΙΚΟ  
(ΡΟΜΒΟΕΔΡΑ)



σαν τό  
χαλκοπυρίτη

ΤΕΤΡΑΓΩΝΙΚΟ



σαν τό θειάφι

ΡΟΜΒΙΚΟ



σαν τό  $\text{KClO}_3$

ΜΟΝΟΚΛΙΝΕΣ



σαν τή  
γαλαζόπετρα

ΤΡΙΚΛΙΝΕΣ

Σχ. 1. Κρυσταλλικά συστήματα  
και τυπικοί αντιπρόσωποι όρυκ-  
κτών.



Σχ. 2. "Ό,τι λάμπει δέν είναι χρυσός.

Σχ. 3. Δοκιμή χρώματος γραμμής όρυκτου.

νά σχίζεται τέλεια, ή όχι, εύκολα, ή δύσκολα κτλ.

Β'. **Η λάμψη.** Τί λάμψη δίνει δηλαδή τό φώς, πού ανακλάται σέ καθαρή επιφάνεια του όρυκτου. Έτσι έχομε:

- 1) **Μεταλλική λάμψη**, όπως π.χ. στα αυτοφυή μέταλλα καί στίς θειούχες ενώσεις ( $FeS_2$ ).
- 2) **Άδαμαντοειδή.** Τέτοια έχουν διάφορα διαφανή όρυκτά.
- 3) **Ύαλώδη**, ή καί **στεατώδη λάμψη** (σάν τά λίπη) κτλ.

Γ'. **Φυσικό χρώμα.** Είναι αυτό, πού δείχνει τό όρυκτό, όταν φωτίζεται από τό ηλιακό φώς. (Σχ. 2).

Δ'. **Χρώμα τής γραμμής σέ πλακίδιο.** Είναι τό χρώμα, τής γραμμής, πού αφήνει τό όρυκτό, όταν τό σύρομε σέ πλακίδιο από τραχειά πορσελάνη. Τό χρώμα τής γραμμής αυτής μπορεί νά είναι τό ίδιο, ή καί διάφορο από τό χρώμα του όρυκτου. (Σχ. 3).

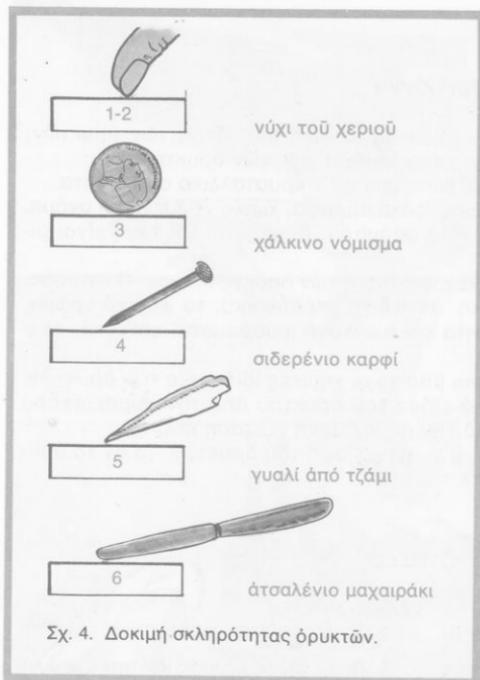
Ε'. **Σκληρότητα.** Ένα όρυκτό χαράζει ένα άλλο καί τό ίδιο μπορεί νά χαραχθεί από ένα άλλο. **Η σκληρότητα**, δείχνει τή συνοχή πού έχουν μεταξύ τους τά μόρια του όρυκτου. Ο Μοης διάλεξε 10 όρυκτά καί τά κατέταξε σέ μία κλίμακα (κλίμακα του Μοης) μέ βαθμούς από 1 μέχρι 10. Τά όρυκτά στήν κλίμακα αυτή είναι:

1 τάλκης	6 άστριος
2 γύψος	7 χαλαζίας
3 άσβεστίτης	8 τοπάζιο
4 φθορίτης	9 κορούνδιο
5 άπατίτης	10 άδάμαντας.

Έτσι, ό φθορίτης μέ σκληρότητα 4 χαράζει τόν τάλκη, τή γύψο καί τόν άσβεστίτη μέ σκληρότητες 1, 2 καί 3, χαράζεται όμως από τά όρυκτά μέ σκληρότητα 5, 6, 7, 8, 9 καί 10.

● **Πρακτικός έλεγχος σκληρότητας.** Τά όρυκτά μέ σκληρότητα 1 καί 2 χαράζονται μέ τό νύχι μας. Μέ σκληρότητα 3 χαράζονται από τόν χαλκό. Μέ σκληρότητα 4 χαράζονται από τόν σίδηρο (καρφί). Μέ σκληρότητα 5 χαράζονται από τό γυαλί. Μέ σκληρότητα 6 χαράζονται από χαλύβδινο μαχαιράκι. Μέ σκληρότητες 7, 8, 9 καί 10 χαράζουν καί τό γυαλί καί τό μαχαιράκι (Σχ. 4).

ΣΤ'. **Άντοχή.** Η άντοχή χαρακτηρίζει τήν ποιότητα τής μοριακής συνοχής. Διακρίνομε έτσι τά όρυκτά σέ **εύθραυστα** (άστριος) σέ **εύξεστα** (χαλκοσίνης), σέ **εύπλαστα** (αύτοφυής χαλκός) σέ **έλατά** (αύτοφυής χρυσός), σέ **εύ-**



**καμπα** (χλωρίτης), σε **ελαστικά** (μοσχοβίτης) σε **ύγρα** (αυτοφυής υδράργυρος).

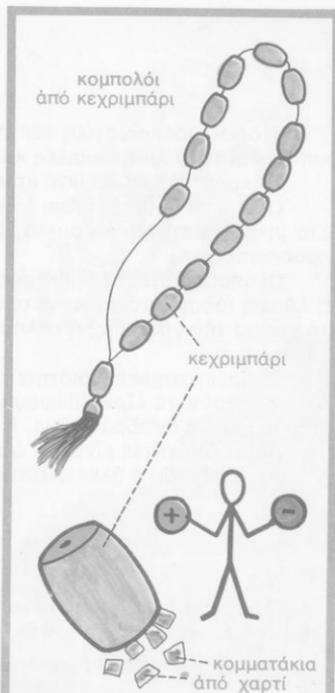
Η άντοχή τών όρυκτών παίξει σπουδαίο ρόλο στις οικοδομικές έργασίες, όπου για τόν λόγο αυτό γίνονται μελέτες άντοχής ύλικών καί έδάφους.

● **Όρυκτοχημικές ιδιότητες.** Μέ τόν όρο αυτόν έννοούμε:

Ποιά συμπεριφορά δείχνει τό όρυκτό σε χημικά αντίδραστήρια, στην πυροχημική εξέταση καί γενικά στή διερεύνηση του χημικού χαρακτήρα του.

● **Λοιπές ιδιότητες**

“Αν έχει μυρωδιά, όπως π.χ. τό πετρέλαιο, ή γεύση, όπως π.χ. τό άλάτι κτλ. Τί άποτέλεσμα δηλαδή μάς δίνει ή οργανοληπτική εξέταση του όρυκτου, π.χ. ή κιμωλία είναι τραχειά στην αφή. Επίσης ή **μαγνητική ιδιότητα** π.χ. του όρυκτου μαγνητίτη ( $Fe_3O_4$ ) καί ή **ήλεκτρική ιδιότητα**, όπως π.χ. του ήλεκτρου. (Σχ. 5,6)



$Fe_3O_4$



Σχ. 6. Φυσικός μαγνήτης.

## ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Η όρυκτοδιαγνωστική εξετάζει τήν κρυσταλλική κτλ. δομή τών όρυκτών, καθώς καί τίς όρυκτοφυσικές καί τίς χημικές ιδιότητες τών όρυκτών.

Τά κρυσταλλικά όρυκτά κρυσταλλώνονται σέ 7 κρυσταλλικά συστήματα.

Όρισμένα όρυκτά, όπως ο όπάλιος, είναι άμορφα, χωρίς γεωμετρικό σχήμα. Στά μικροκρυσταλλικά όρυκτά, όπως τό μάρμαρο, οί κρύσταλλοί τους είναι μικροσκοπικοί.

Οί σπουδαιότερες όρυκτοφυσικές ιδιότητες τών όρυκτών είναι: Ό σχισμός, ή λάμψη (άδαμαντοειδής, μεταλλική, ύάλωδης, στεατώδης), τό φυσικό χρώμα, τό χρώμα τής γραμμής, ή σκληρότητα καί ή άντοχή (εύθραυστα, εύξεστα, έλατά, κτλ.).

Οί όρυκτοχημικές ιδιότητες είναι βασικά οί χημικές ιδιότητες τών όρυκτών. Μας βοηθοῦν νά εξακριβώσουμε τό είδος τοῦ όρυκτοῦ από τήν συμπεριφορά του σέ χημικά άντιδραστήρια, ή από τήν πυροχημική εξέταση κτλ.

Άλλες ιδιότητες είναι: Η όσμή, ή γεύση, ή αφή τοῦ όρυκτοῦ, τό άν τό όρυκτό μαγνητίζεται, ή ήλεκτρίζεται κτλ.

## ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Τί εξετάζει ή όρυκτοδιαγνωστική;
2. Πόσα είναι τά κρυσταλλικά συστήματα στα όρυκτά;
3. Ποιά είναι ή κλίμακα τής σκληρότητας τοῦ Mohs;
4. Πώς διακρίνονται τά όρυκτά από

άποψη άντοχής;

5. Ποιές είναι οί όρυκτοχημικές ιδιότητες;
6. Ποιές άλλες φυσικές ιδιότητες μπορεί νά έχει ένα όρυκτό;



Σχ. 1. Τά επιτεύγματα του ανθρώπου.

## 27° ΜΑΘΗΜΑ

### ΟΡΥΚΤΑ ΚΑΙ ΜΕΤΑΛΛΕΥΜΑΤΑ ΤΗΣ ΕΛΛΑΔΑΣ

● **Γενικά.** Τό υπέδαφος τής χώρας μας περιέχει μεγάλη ποικιλία τόσο σέ ορυκτά, όσο καί σέ μεταλλεύματα. Άπό οικονομική άποψη τά μεταλλεύματα τής Έλλάδας παρουσιάζουν ιδιαίτερο ένδιαφέρον γιατί:

1. Βρίσκονται σέ μεγάλη ποικιλία.

2. Μερικά από αυτά υπάρχουν σε μεγάλες ποσότητες, όπως π.χ. οι **βωξίτες**.

3. Η μεγάλη έκταση των παραλίων στη χώρα μας διευκολύνει τη μεταφορά των μεταλλευμάτων της με πλοία (φτηνός τρόπος μεταφοράς).

Τά σπουδαιότερα από τά μεταλλεύματα της χώρας μας είναι:

● **Μεταλλεύματα μαγματικά.** 1. Τεράστια κοιτάσματα **βωξίτη** ( $Al_2O_3 \cdot 3H_2O$ ) που είναι μέταλλευμα του άργιλιού.

Βωξίτες υπάρχουν στον Παρνασσό, στην Γκιώνα, στον Έλικώνα, στην Εύβοια, κ.ά.

2. **Χρωμίτης**  $FeO \cdot Cr_2O_3$ . Βρίσκεται στις περιοχές Φαρσάλων, Δομοκού και Κοζάνης.

3. **Χρωμιούχος λειμωνίτης** στην Λάρυμνα και στην Σκύρο. Είναι μέταλλευμα σιδήρου.

4. **Σιδηρονικελιούχα**, στην Λάρυμνα και στην Εύβοια.

5. **Λευκόλιθος** ( $MgCO_3$ ) στην Εύβοια, τη Χαλκιδική κ.ά.

● **Μεταλλεύματα μεταμορφωσιγενή**, όπως είναι τά μεταλλεύματα του Λαυρείου: **Σφαλερίτης** ( $ZnS$ ), **Γαληνίτης** ( $PbS$ ), **Σιδηροπυρίτης** ( $FeS_2$ ).

Τά θειούχα αυτά μεταλλεύματα του Λαυρείου έχουν και μικρή περιεκτικότητα σε άργυρο (100 γραμμάρια στον τόνο).

● **Μεταλλεύματα ήφαιστειογενή**, όπως είναι, ή **βαριτίνη** ( $BaSO_4$ ) στη Μήλο, στην Κίμωλο και στή Μύκονο.

● **Όρυκτοί άνθρακες και υδρογονάνθρακες.**

1. **Λιθάνθρακες.** Στο ύπεδαφος της Ελλάδας λιθάνθρακες υπάρχουν μόνο στη Χίο και σε μικρές ποσότητες που δέν είναι εκμεταλλεύσιμες.

2. **Λιγνίτες.** Η χώρα μας έχει λιγνίτες σε πολλά σημεία και σε πολύ μεγάλες ποσότητες. Τά σπουδαιότερα λιγνιτωρυχεΐα, που λειτουργούν σήμερα, είναι: Στο **Άλιβέρι** της Εύβοίας, στην **Πτολεμαΐδα** Κοζάνης και στή **Μεγαλόπολι** της Πελοποννήσου.

3. **Τύρφη.** Αυτή βρίσκεται σε μεγάλη έκταση στους **Φιλίππους** της Καβάλας. Προς τό παρόν όμως δέν γίνεται εκμετάλλευσή της.

4. **Όρυκτοί υδρογονάνθρακες** (πετρέλαια-γαιαέρια) έχουν διαπιστωθεί σε πολλές περι-

 ΒΑΡΥΤΙΝΗ

 ΒΩΞΙΤΗΣ

**Γ** ΓΥΨΟΣ

 ΘΕΙΟΥΧΑ

 ΘΗΡΑΪΚΗ ΓΗ

**Λ** ΛΕΥΚΟΛΙΘΟΣ

 ΛΙΓΝΙΤΗΣ

**Μ** ΜΑΡΜΑΡΑ

**Ν** ΝΙΚΕΛΙΟ

**Π** ΠΕΤΡΕΛΑΙΟ

 (ΑΣΦΑΛΤΟΥΧΑ)

 ΠΥΡΟΛΟΥΣΙΤΗΣ

 ΣΙΔΗΡΟΣ

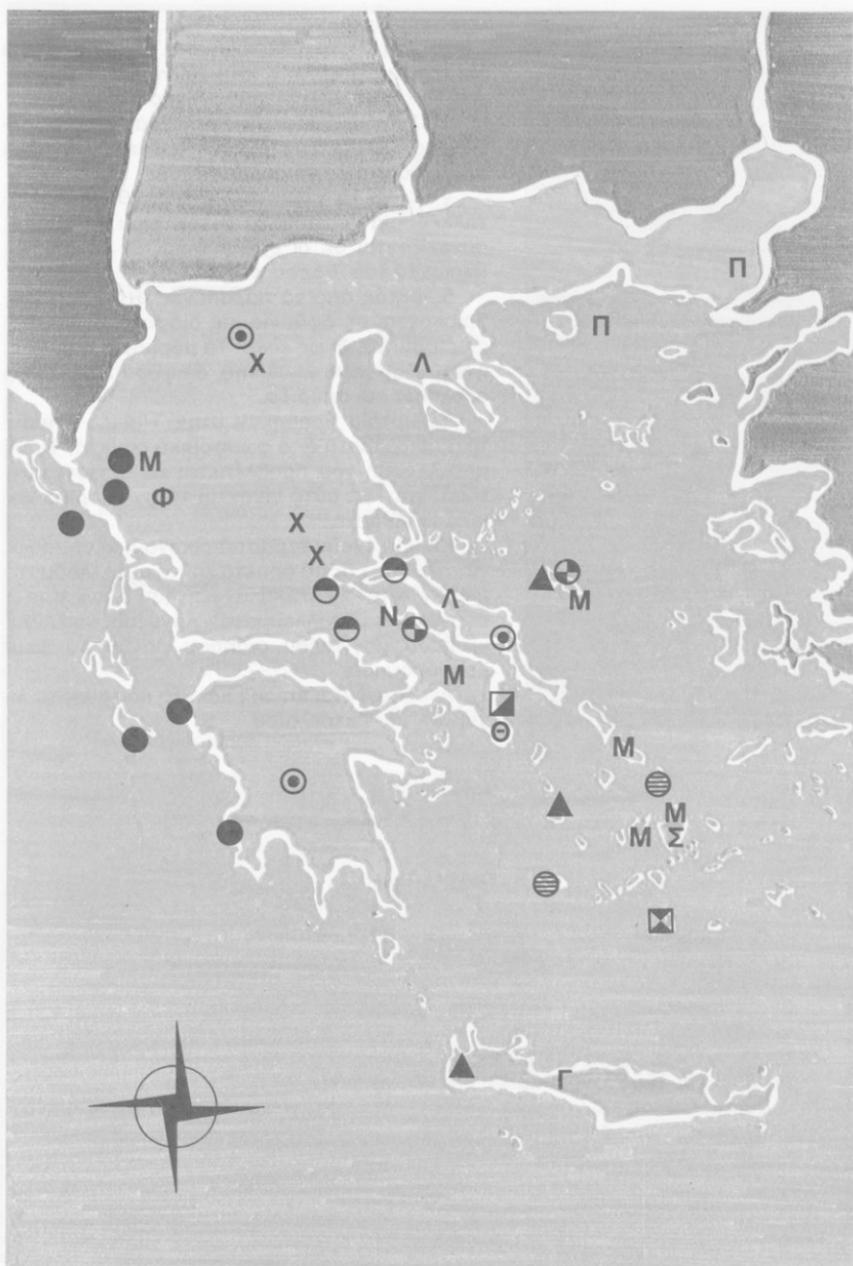
**Σ** ΣΜΥΡΙΔΑ

**Φ** ΦΩΣΦΩΡΙΚΑ

**Χ** ΧΡΩΜΙΚΑ

 ΧΡΩΜΙΟΥΧΟΣ  
ΛΕΙΜΩΝΙΤΗΣ

Σχ. 2. Όρυκτά και μεταλλεύματα της Ελλάδας.



## ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Ποιά είναι τὰ μαγματικά μεταλλεύματα τῆς Ἑλλάδας;
2. Ποιά μεταλλεύματα ὑπάρχουν στὸ Λαύρειο;
3. Ποιούς ὀρυκτοὺς ὑδρογονάνθρακες διαθέτει ἡ χώρα μας;
4. Ποιά ἄλλα χρήσιμα ὀρυκτὰ βγαίνουν ἀπὸ τὸ ὑπέδαφος τῆς χώρας μας;

οχές τῆς Χώρας μας, πού είναι:

α) Στὴν δυτικὴ περιοχὴ ἀπὸ Ἀλβανίας μέχρι Μεσσηνίας ὅπως π.χ. στὴ Δραγοψὰ Ἠπείρου, στὴ Ζάκυνθο, στὸ Μάραθο Μεσσηνίας κτλ.

β) Στὴν πεδιάδα τῆς Καρδίτσας (χωριὸ Ἄλμαντάρ), ὅπου ἀπὸ μερικές δεκαετίες βγαίνει μικρὴ ποσότητα γαϊαερίου.

γ) Κατὰ τὰ τελευταῖα ἔτη βρέθηκαν ἐκμεταλλεύσιμα κοιτᾶσματα πετρελαίου στὴ Θάσο, συνεχίζονται δὲ οἱ ἔρευνες καὶ σὲ γειτονικὲς περιοχές τοῦ Ἔβρου κτλ.

5. Ἐκτός ἀπὸ τὰ παραπάνω, στὴ χώρα μας βρίσκονται σὲ ἀφθονία καὶ διάφορα ἄλλα χρήσιμα ὀρυκτὰ, ὅπως είναι: **Τὰ μάρμαρα, ἡ γύψος, ἡ θηραϊκὴ γῆ, ὁ καολίνης, διάφορα εἶδη ἀσβεστολίθων καὶ σμύριδα.**

Τελευταῖα βρέθηκαν στὴν Ἠπειρο σημαντικὰ κοιτᾶσματα ἀπὸ φωσφορικὸ ὀρυκτό. Ἡ ἐκμετάλλευσή του προβλέπεται νὰ ἀρχίσει σύντομα, γιατί μὲ αὐτὸ γίνονται τὰ φωσφορικά χημικὰ λιπάσματα.

Ἐπειδὴ ἔχουν τεράστια οἰκονομικὴ σημασία, γιὰ τὴ χώρα μας τὰ ὀρυκτὰ καὶ τὰ μεταλλεύματά μας, γίνεται ἐντατικὴ ἀναζήτησις νέων κοιτασμάτων γιὰ μεταλλεύματα: Ἀργιλίου, νικελίου, χρωμίου, μαγγανίου, σιδήρου, μολύβδου, ψευδαργύρου κ.ἄ.

Ἀναζητοῦνται ἐπίσης καὶ νέα κοιτᾶσματα λιγνιτῶν, καὶ πετρελαίου.

## ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Ἡ χώρα μας ἔχει πολλὰ χρήσιμα ὀρυκτὰ καὶ μεταλλεύματα, πού είναι:

- α) Μαγματικά (Βωξίτης, χρωμίτης, χρωμιούχος λειμωνίτης, σιδηρονικελιοῦχα, λευκόλιθος κ.ἄ.)
- β) Μεταμορφωσιγενῆ (σφαλερίτης, γαληνίτης, σιδηροπυρίτης).
- γ) Ἡφαιστειογενῆ (βαριτίνη).
- δ) Ὄρυκτοὶ ἄνθρακες (λιγνίτες, τύρφη).
- ε) Ὄρυκτοὶ ὑδρογονάνθρακες (γαιαέρια, πετρέλαια).

Διαθέτει ἐπίσης καὶ χρήσιμα ὀρυκτὰ (μάρμαρα, γύψο, θηραϊκὴ γῆ, καολίνη, ἀσβεστολίθους, σμύριδα κ.ἄ.).

## ΠΕΡΙΧΟΜΕΝΑ

### Η ΧΗΜΕΙΑ ΜΙΑ ΕΠΙΣΤΗΜΗ ΕΡΕΥΝΑΣ ΚΑΙ ΕΦΑΡΜΟΓΩΝ

	Μάθημα 1ο	Σελ.
Γενικές έννοιες .....		5
	Μάθημα 2ο	
Στοιχειώδεις γνώσεις χημικής ανάλυσης .....		9

### Η ΧΗΜΕΙΑ ΚΑΙ ΤΟ ΦΥΣΙΚΟ ΠΕΡΙΒΑΛΛΟΝ

	Μάθημα 3ο	
Έδαφος – Μίγματα – Διαχωρισμός συστατικών μίγματος .....		14
	Μάθημα 4ο	
Επιστημονική έρευνα-Χημική βιομηχανία .....		18
	Μάθημα 5ο	
Ο ατμοσφαιρικός αέρας .....		22
	Μάθημα 6ο	
Τό νερό – Καθαρά σώματα .....		27
	Μάθημα 7ο	
Ηλεκτρόλυση του νερού – Άπλά σώματα – Χημικές ενώσεις .....		33

### ΛΕΠΤΟΔΟΜΗ ΤΗΣ ΥΛΗΣ-ΧΗΜΙΚΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ ΣΥΜΒΟΛΙΣΜΟΙ

	Μάθημα 8ο	
Μόρια – Άτομα και η δομή τους – Χημικά σύμβολα .....		38
	Μάθημα 9ο	
Άτομικό και μοριακό βάρος – Γραμμομόριο (Mole) – Γραμμομοριακός όγκος – Σχετική πυκνότητα αερίου ως προς τον αέρα .....		44
	Μάθημα 10ο	
Η δόμηση του ατόμου-Τό περιοδικό σύστημα .....		48

	Μάθημα 11ο	
Χημικές ενώσεις – Δεσμοί – Σθένος .....		52
	Μάθημα 12ο	
Συμβολισμοί τών μορίων – Χημικοί τύποι – Χημικές εξισώσεις .....		56
	Μάθημα 13ο	
Τί συμβολίζει μιά χημική εξίσωση – Ρίζες – Έφαρμογές .....		60
	Μάθημα 14ο	
Κατηγορίες χημικῶν ἀντιδράσεων .....		63
<b>ΔΥΟ ΠΟΛΥ ΣΠΟΥΔΑΙΑ ΣΤΟΙΧΕΙΑ: ΤΟ ΘΕΥΓΟΝΟ ΚΑΙ ΤΟ ΥΔΡΟΓΟΝΟ</b>		
	Μάθημα 15ο	
Τό ὀξυγόνο .....		67
	Μάθημα 16ο	
Τό ὑδρογόνο .....		72
<b>ΤΡΕΙΣ ΟΜΑΔΕΣ ΤΟΥ ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΥ ΣΥΣΤΗΜΑΤΟΣ</b>		
	Μάθημα 17ο	
Ἡ πρώτη ὁμάδα: Τά ἀλκάλια .....		77
	Μάθημα 18ο	
Ἡ ἕβδομη ὁμάδα: Τά ἀλογόνα .....		80
	Μάθημα 19ο	
Ἡ τέταρτη ὁμάδα: Ὁ ἄνθρακας .....		85
	Μάθημα 20ο	
Ἡ τέταρτη ὁμάδα: β) Τό πυρίτιο .....		90
<b>ΟΞΕΑ – ΒΑΣΕΙΣ – ΕΞΟΥΔΕΤΕΡΩΣΗ – ΑΛΑΤΑ</b>		
	Μάθημα 21ο	
Ἵδροχλωρικό ὄξύ – θεικὸ ὄξύ – ὀξέα .....		94

Μάθημα 22ο	
Καυστικό νάτριο-Βάσεις .....	100

Μάθημα 23ο	
Έξουδετέρωση – Δείκτες – Άλατα .....	104

Μάθημα 24ο	
Τά άλατα του άσβεστίου .....	107

#### ΣΤΟΙΧΕΙΑ ΟΡΥΚΤΟΛΟΓΙΑΣ

Μάθημα 25ο	
Πετρώματα – Όρυκτά – Μεταλλεύματα .....	113

Μάθημα 26ο	
Στοιχειώδεις γνώσεις όρυκτοδιαγνωστικής .....	117

Μάθημα 27ο	
Όρυκτά καί μεταλλεύματα τής Ελλάδας .....	121

ΕΙΚΟΝΟΓΡΑΦΗΣΗ ΚΑΙ ΕΞΩΦΥΛΛΟ: ΛΕΝΑΣ ΠΑΠΑΪΩΑΝΝΟΥ





